



Über dieses Buch

Dies ist ein digitales Exemplar eines Buches, das seit Generationen in den Regalen der Bibliotheken aufbewahrt wurde, bevor es von Google im Rahmen eines Projekts, mit dem die Bücher dieser Welt online verfügbar gemacht werden sollen, sorgfältig gescannt wurde.

Das Buch hat das Urheberrecht überdauert und kann nun öffentlich zugänglich gemacht werden. Ein öffentlich zugängliches Buch ist ein Buch, das niemals Urheberrechten unterlag oder bei dem die Schutzfrist des Urheberrechts abgelaufen ist. Ob ein Buch öffentlich zugänglich ist, kann von Land zu Land unterschiedlich sein. Öffentlich zugängliche Bücher sind unser Tor zur Vergangenheit und stellen ein geschichtliches, kulturelles und wissenschaftliches Vermögen dar, das häufig nur schwierig zu entdecken ist.

Gebrauchsspuren, Anmerkungen und andere Randbemerkungen, die im Originalband enthalten sind, finden sich auch in dieser Datei – eine Erinnerung an die lange Reise, die das Buch vom Verleger zu einer Bibliothek und weiter zu Ihnen hinter sich gebracht hat.

Nutzungsrichtlinien

Google ist stolz, mit Bibliotheken in partnerschaftlicher Zusammenarbeit öffentlich zugängliches Material zu digitalisieren und einer breiten Masse zugänglich zu machen. Öffentlich zugängliche Bücher gehören der Öffentlichkeit, und wir sind nur ihre Hüter. Nichtsdestotrotz ist diese Arbeit kostspielig. Um diese Ressource weiterhin zur Verfügung stellen zu können, haben wir Schritte unternommen, um den Missbrauch durch kommerzielle Parteien zu verhindern. Dazu gehören technische Einschränkungen für automatisierte Abfragen.

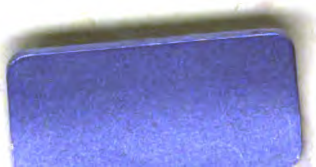
Wir bitten Sie um Einhaltung folgender Richtlinien:

- + *Nutzung der Dateien zu nichtkommerziellen Zwecken* Wir haben Google Buchsuche für Endanwender konzipiert und möchten, dass Sie diese Dateien nur für persönliche, nichtkommerzielle Zwecke verwenden.
- + *Keine automatisierten Abfragen* Senden Sie keine automatisierten Abfragen irgendwelcher Art an das Google-System. Wenn Sie Recherchen über maschinelle Übersetzung, optische Zeichenerkennung oder andere Bereiche durchführen, in denen der Zugang zu Text in großen Mengen nützlich ist, wenden Sie sich bitte an uns. Wir fördern die Nutzung des öffentlich zugänglichen Materials für diese Zwecke und können Ihnen unter Umständen helfen.
- + *Beibehaltung von Google-Markenelementen* Das "Wasserzeichen" von Google, das Sie in jeder Datei finden, ist wichtig zur Information über dieses Projekt und hilft den Anwendern weiteres Material über Google Buchsuche zu finden. Bitte entfernen Sie das Wasserzeichen nicht.
- + *Bewegen Sie sich innerhalb der Legalität* Unabhängig von Ihrem Verwendungszweck müssen Sie sich Ihrer Verantwortung bewusst sein, sicherzustellen, dass Ihre Nutzung legal ist. Gehen Sie nicht davon aus, dass ein Buch, das nach unserem Dafürhalten für Nutzer in den USA öffentlich zugänglich ist, auch für Nutzer in anderen Ländern öffentlich zugänglich ist. Ob ein Buch noch dem Urheberrecht unterliegt, ist von Land zu Land verschieden. Wir können keine Beratung leisten, ob eine bestimmte Nutzung eines bestimmten Buches gesetzlich zulässig ist. Gehen Sie nicht davon aus, dass das Erscheinen eines Buchs in Google Buchsuche bedeutet, dass es in jeder Form und überall auf der Welt verwendet werden kann. Eine Urheberrechtsverletzung kann schwerwiegende Folgen haben.

Über Google Buchsuche

Das Ziel von Google besteht darin, die weltweiten Informationen zu organisieren und allgemein nutzbar und zugänglich zu machen. Google Buchsuche hilft Lesern dabei, die Bücher dieser Welt zu entdecken, und unterstützt Autoren und Verleger dabei, neue Zielgruppen zu erreichen. Den gesamten Buchtext können Sie im Internet unter <http://books.google.com> durchsuchen.





Grundriss der Chemie.

Zunächst bearbeitet

für

technische Lehranstalten

von

Dr. G. C. Wittstein.

München, 1852.
Joh. Palm's Hofbuchhandlung.

BIBLIOTHECA
REGIA
MONACENSIS.

**Bayerische
Staatsbibliothek**
München

Vorrede.

Vor einiger Zeit, als ich eben im Begriffe stand, den chemischen Unterricht an einer technischen Lehranstalt zu übernehmen, forderte mich ein in jenem Fache an ähnlichen Instituten schon lange wirkender Lehrer, während wir unsere Ideen über die Wichtigkeit der Chemie für den Gewerbsmann und die Methode des betreffenden Unterrichts austauschten, auf, eine den Bedürfnissen der Gewerbschulen entsprechende technische Chemie auszuarbeiten, welche nicht nur von dem Lehrer als Leitfaden, sondern auch von den Schülern zur Repetition der gehörten Vorträge benutzt werden könne. Unter den zahlreich vorhandenen Lehrbüchern der Chemie fand nämlich derselbe keins dem angeregten Zwecke recht entsprechend, wesshalb er bei seinen eigenen Vorträgen auch keines speciell zu Grunde gelegt hatte, und sich auf das zeitraubende Nachschreiben seiner Hefte von Seite der Schüler angewiesen sah.

Den technischen Richtungen der Chemie von jeher mit Vorliebe zugethan, hatte ich, an der Schwelle meines neuen Wirkungskreises, mich bereits nach den literarischen Hilfsmitteln umgesehen, welche meinem eventuellen Unterrichte förderlich werden könnten, und er-

kannte gleichfalls, dass mir nichts anderes übrig bleiben dürfte, als ein eigenes Heft auszuarbeiten, um meine Schüler nicht bloss gründlich, sondern auch mit möglichster Beseitigung aller Schwierigkeiten in die Chemie einzuführen. Ich giug daher auf den Vorschlag meines Freundes ein, und es war nur noch erforderlich, meinem Hefte zugleich auch die für die Oeffentlichkeit passende Form zu geben. Inzwischen ist ein Jahr verstrichen, in welchem ich die Anforderungen, welche an eine Chemie für technische Lehranstalten mit Recht gestellt werden müssen, auf dem Wege der Praxis noch besser kennen und würdigen lernte; und nachdem nun meine Ausarbeitung noch die nöthige Sichtung erhalten hatte, übergab ich sie vertrauensvoll dem Drucke.

Ueber den chemischen Lehrplan an technischen Unterrichtsanstalten hegt man verschiedene Ansichten. So viel steht fest, dass man es hier mit Eileven zu thun hat, welchen das Gebiet der Chemie noch völlig unbekannt ist, und es fragt sich zunächst: Sollen ihnen zuerst die Grundprincipien dieser Wissenschaft vorgeführt und erläutert werden und auf diese fussend, alsdann die gewonnenen Thatsachen und technischen Beziehungen derselben mitgetheilt werden? oder sollen diese den Anfang machen, und die chemischen Principien aus diesem abgeleitet werden? Ich bin entschieden für die erste Auffassungsweise des Lehrplans, und zwar aus folgenden Gründen.

Wenn von der Darstellung und den Eigenschaften einer Materie gehandelt wird, so kann dabei, wenn anders der Unterricht nicht in die reinste Empirie ausarten soll, nicht umgangen werden zu erörtern, zu welcher Klasse von Körpern dieselbe gehört, welche Eigenschaften diese Körper haben, wie sie vorkommt, wie sie sich bildet, wie sie bereitet wird; in

welcher Beziehung sie zu andern steht. Die meisten dieser Erörterungen stehen im engsten Zusammenhange mit den Grundlehren der Chemie; sind diese dem Schüler noch unbekannt, so begreift er den Vortrag nicht, sein Kopf fällt sich mit einer Masse von Thatsachen, welche er nicht erklären und combiniren kann. Gelangt er dann endlich zum allgemeinen Theile der Chemie, so geht ihm abermals eine neue Welt auf; die frühern Thatsachen sind grossentheils wieder vergessen, und es müsste eine Repetition des ganzen speciellen Theils vorgenommen werden, wenn der allgemeine Theil Nutzen bringen soll.

Beginnt dagegen der chemische Unterricht mit dem allgemeinen Theile, so ist später im speciellen Theile bei jedem abzuhandelnden Stoffe die Gelegenheit gegeben, die bereits vorgetragenen Grundlehren des allgemeinen Theils in praktische Anwendung zu bringen, und dieselben durch Anknüpfungen an Concretes dem Gedächtnisse um so fester einzuprägen. Der Einwand, der Schüler verstehe den allgemeinen Theil nicht eher, bis er mit einer Reihe von Thatsachen aus dem speciellen Theile bekannt sey, ist ungegründet; es kommt nur auf die Unterrichtsmethode selbst an. Ich bin nämlich der Ansicht, der allgemeine Theil dürfe nicht durch eine abstrakte Erklärung der chemischen Principien erledigt, sondern diese Erklärung müsse durch Beispiele praktisch unterstützt werden. Bei der Lehre von den Salzen z. B. sollen aus verschiedenen Salzgruppen einige vorgezeigt und die wesentlichen Eigenschaften der Gruppe an ihnen nachgewiesen werden. Dieselbe demonstrative Behandlung muss sich auch auf den Abschnitt über einige physikalische Verhältnisse, Theilbarkeit der Materie, Aggregatzustände, Cohesion, Krystallisation etc., welche man dem stöchiometrischen Abschnitte des allgemeinen Theils zweckmässig vorausschickt, erstrecken; so z. B.

wird mit Hilfe des Mikroskops gezeigt, dass auch das zarteste Pulver bei starker Vergrößerung sehr grob erscheint, mithin weiterer Theilung fähig ist. Kurz, die Auffassungsgabe und das Gedächtniss der Schüler sollen, wo es nur immer angeht, durch ihnen dargebotene praktische Anhaltspunkte unterstützt werden. Beide Theile der Chemie, der specielle wie der allgemeine, bringen dem Schüler Neues, Unbekanntes, und es handelt sich nur darum, ihm das Neue, Unbekannte auf eine Weise vorzuführen, dass er es versteht und behält; da aber der specielle Theil sich auf den allgemeinen, nicht dieser auf jenen stützt, so muss beim Unterrichte der allgemeine dem speciellen vorausgehen.

Was die Bearbeitung des allgemeinen Theils betrifft, so war ich bemüht, Klarheit und Wissenschaftlichkeit mit Kürze zweckmässig zu verbinden.

Zu dem allgemeinen Theile der Chemie gehört die Lehre von den bei chemischen Arbeiten vorkommenden Operationen und Gerätschaften, sowie die Erklärung chemischer Kunstausrücke. Ich habe diesen Gegenständen einen eigenen Abschnitt gewidmet, und denselben dem allgemeinen Theile als Anhang in alphabetischer Reihenfolge beigefügt. Auch hier muss der Vortrag des Lehrers mit der Praxis Hand in Hand gehen; die Operationen müssen nicht nur erklärt, sondern auch vor den Augen der Schüler ausgeführt, die Gerätschaften nicht bloss erklärt, sondern auch vorgezeigt werden. Dass auf diese Weise der Schüler mit dem chemischen Apparate besser vertraut wird als durch blosse Abbildungen, versteht sich von selbst; ich verkenne die Nützlichkeit der Abbildungen durchaus nicht, dem auf Selbststudium Angewiesenen sind sie fast unentbehrlich, aber unter der Leitung des Lehrers lernt der Schüler alles dieses besser, denn der Lehrer muss damit vertraut und

die Anstalt damit versehen seyn. Aus diesem Grunde und um den Preis des Buchs möglichst billig zu stellen, kommen in demselben fast gar keine Abbildungen vor.

Bei der Bearbeitung des speciellen Theils bin ich dem allgemein gebräuchlichen systematischen Gange ziemlich treu geblieben. Er zerfällt demnach in die unorganische und organische Chemie. In der unorganischen Chemie folgen auf jedes einzelne Element sogleich diejenigen unorganischen Verbindungen, welche dasselbe mit den vorhergehenden Elementen bildet; jedes Element erscheint hierdurch als ein Fächer, dessen Ausgangspunkt das Element selbst ist, und dessen Räden seine Verbindungen darstellen. Verbindungen, welche den gewerblichen Interessen bis jetzt fremd liegen, sind jedoch dabei entweder nur kurz erwähnt oder ganz übergangen worden; dieses Verfahren war erforderlich, um den Gesichtskreis des Schülers nicht über die Gebühr zu erweitern, und dadurch die Auffassung des wirklich Nothwendigen nicht zu erschweren. Indessen glaubte ich doch, den seltenern Elementen wenigstens einige kurze Bemerkungen schenken zu müssen, damit in dem Buche nicht bloss ihre Namen figuriren.

Die organische Chemie zerfällt in die Pflanzenchemie und Thierchemie; bei Absteckung der Grenzen dieser beiden Abtheilungen habe ich mir zu Gunsten der natürlichen Gruppierungen einige Abweichungen erlaubt, welche am betreffenden Orte näher motivirt sind.

In wie weit das Buch seinem Zwecke, den Schüler technischer Institute an der Hand des Lehrers in die Chemie einzuführen, entspricht, stelle ich der Entscheidung kompetenter und wohlwollender Beurtheiler anheim. Immerhin werden sie leicht die Ueberzeugung gewinnen, dass ich bei der Bearbeitung dem gegenwärtigen Stande der Wissenschaft Rechnung getragen und die

bessern Quellen der chemischen Literatur dabei zu Rathe gezogen habe.

Zur schnellen Orientirung und Aufsuchung habe ich nicht nur ein Inhaltsverzeichniss, sondern auch am Schlusse ein alphabetisches Register beigefügt.

Ansbach, im Juli 1852.

Wittstein.

Inhaltsverzeichnis.

I.

Einleitung oder allgemeiner Theil.

	Seite
Eintheilung der Naturwissenschaften	1
Begriff von Chemie	2
Wörtliche Abstammung. Alchemie	3
Eintheilung der Chemie	4
Einfache und zusammengesetzte Materien; nähere und entferntere Bestandtheile der letztern. Elemente	5
Unterscheidung einer chemischen Verbindung von Mischung und Mengung	6
Teilbarkeit der Materie. Atome oder Molecüle	7
Aggregatzustände der Materie	7
Cohaesionskraft. Krystallisation. Amorph. Effloresciren. Mutterlauge. Krystall- und Hydratwasser. Mechanisches Wasser. Decrepitiren. Deliquesciren. Krystallisation auf trockenem Wege. Schmelzung und Sublimation. Krystallographie. Dimorphismus und Isomorphismus	9
Chemische Verwandtschaft. Begriff. Elektrochem. Theorie. Grade der Affinität. Sättigung. Neutralisation. Arten der Affinität. Niederschlag. Präcipitation. Aufbrausen. Die Cohesion und Lebenskraft als Hindernisse der Affinität	12
Stöchiometrie. Begriff. Systematische Eintheilung der Elemente. Gesetz der Verbindungen in festen Verhältnissen. Volumtheorie und Corpusculartheorie	16
Aequivalente, Begriff. Ermittlung derselben. $H = 1$ oder $O = 100$. Ermittlung des Aeq. durch Synthese und Analyse. Berechnung der procentischen Zus. einer Verb. aus den Aequivalenten. Auffindung des Mischungsverhältnisses eines zus. Körpers aus den spec. Gewichten seiner Bestandtheile. Bestimmung des spec. Gewichts eines zusammengesetzten Gases aus dem spec. Gewichte seiner Bestandtheile	19
Gesetz der multiplen Proportionen	26
Chemische Formeln. Ermittlung derselben. Empirische und rationelle Formeln	29

	Seite
Eintheilung der Elemente	31
Sauerstoffverbindungen. Oxyde. — Basen. Oxydul. Oxyd. Suboxyd. Superoxyd	33
Basische Metalloxyde und ihre Eintheilung. Alkaloide	35
Säuren. Begriff. Eintheilung	35
Salze. Begriff. Arten. Haloidsalze, Sauerstoffsalze, Schwefelsalze, Selensalze, Tellursalze	38
Aeltere Eintheilung der Salze in Neutralsalze und Mittelsalze. Neuerer Begriff von neutral, sauer, basisch	40
Sättigungscapacität der Säuren. Begriff.	42
Doppelsalze. Zwillingsalze. Tripelsalze	44
Verbindungen erster Ordnung. Binar. Ternär. Quaternär etc. Verbindungen 2ter, 3ter, 4ter Ordnung	44
Zusammengesetzte Radicale	45
Isomerie. Polymeric. Metameric. Allotropie. Katalyse	45

Anhang zum allgemeinen Theile.

Chemische Operationen und Geräthschaften nebst Erklärung chemischer Kunstausdrücke	48
---	----

II.

Spezieller Theil	84
-----------------------------------	----

Erste Hauptabtheilung.

Die Elemente und ihre unorganischen Verbindungen.
(Unorganische Chemie).

Erste Abtheilung.

Die Ametalle und ihre unorganischen Verbindungen.

Erster Abschnitt.

Die Luftbilder.

1. Sauerstoff. Ozon	85
2. Wasserstoff	90
Oxyde: Wasser. Wasserstoffsuroxyd	93
3. Stickstoff	99
Die atmosphärische Luft	101
Oxyde: Stickoxydul, Stickoxyd, salpeterige Säure, Untersalpetersäure, Salpetersäure	108
Hydride: Ammoniak	115

Zweiter Abschnitt.

Die Salzbilder.

1. Chlor	117
Oxyde: Unterchlorige Säure, Chlorige Säure, Unterchlorsäure, Chlor- säure, Ueberchlorsäure	118
Hydride: Chlorwasserstoff	123
Nitride: Chlorstickstoff	125
2. Brom	126
Oxyde: Bromsäure	127
Hydride: Bromwasserstoff	128
Nitride: Bromstickstoff	129
Chloride: Chlorbrom	129
3. Jod	129
Oxyde: Jodsäure, Ueberjodsäure	130
Hydride: Jodwasserstoff	132
Nitride: Jodstickstoff	133
Chloride und Bromide: Chlor- und Bromjod	133
4. Fluor	133
Hydride	134

Dritter Abschnitt.

Die Erzbilder.

1. Schwefel. Schwefelmilch	135
Oxyde: Unterschweifelige Säure, Pentathionsäure, Tetrathionsäure, Trithionsäure, Schwefelige Säure, Unterschweifelsäure, Schwefelsäure	137
Hydride: Schwefelwasserstoff, Doppelt-Schwefelwasserstoff	149
Nitride: Schwefelstickstoff	150
Chloride: Halb-Chlorschwefel, Einfach-Chlorschwefel	150
Bromide: Bromschwefel	151
Jodide: Jodschwefel	152
2. Selen	152
Oxyde: Selenige Säure, Selensäure	153
Hydride: Selenwasserstoff	154
Chlorid, Bromid, Jodid	155
Sulphide	155
3. Phosphor	155
Oxyde: Phosphoroxyd, Unterphosphorige Säure, Phosphorige Säure, Phosphorsäure	157
Hydride: Fester, flüssiger und gasiger Phosphorswasserstoff	163
Nitride: Phosphorstickstoff	165
Chloride; Chlorür und Chlorid	165

	Seite
Bromide: Bromür und Bromid	166
Jodide: Jodphosphor	166
Fluoride: Fluorür	166
Sulphide und Selenide	166

Vierter Abschnitt.

Die Gemmenbilder.

1. Bor	167
Oxyde: Borsäure	168
Nitride: Borstickstoff	169
Chloride: Borchlorid	169
Bromide: Borbromid	170
Fluoride: Borfluorid, Borfluorwasserstoffsäure	170
Sulphide: Borschwefel	171
2. Kiesel	171
Oxyd: Kieselsäure	171
Chloride: Kieselchlorid	173
Bromide: Kieselbromid	173
Fluoride: Kieselfluorid, Kieselfluorwasserstoffsäure	173
Sulphide: Kieselsulphid	174
3. Kohlenstoff. Diamant. Graphit. Holzkohle. Thierkohle	174
Oxyde: Honigsteinsäure, Krokonsäure, Rhodizonsäure, Mesozalsäure, Oxalsäure, Kohlenoxyd, Kohlensäure	176
Hydride: Einfach- und Doppelt-Kohlenwasserstoff	183
Nitride: Cyan, Cyansäure, Cyanursäure, Knallsäure, Cyanwasserstoff, Cyanulphid, Schwefelcyanwasserstoffsäure	185
Chloride: drei Arten	189
Bromide: Bromkohlenstoff	190
Jodide: Jodkohlenstoff	190
Sulphide: Schwefelkohlenstoff	190

Zweite Abtheilung.

Die Metalle und ihre unorganischen Verbindungen.

Allgemeines. Vorkommen. Physikalische Eigenschaften	191
Chemische Eigenschaften. Verhalten zu den Ametallen (Sauerstoff, trocken und feucht; Schwefel; Selen; Phosphor; Chlor; Brom; Jod). Verhalten unter sich (Legirungen)	195
Metalloxyde, Verhalten zu den Ametallen und Metallen	206
Metallchloride, Verhalten zu den Ametallen	209
Metallbromide und Jodide, Verhalten zu den Ametallen	210

	Seite
Metallsulphide, Verhalten zu den Ametallen	210
Sauerstoff und Haloidsalze, Verhalten zu den Säuren, Basen, sowie untereinander	211
Allgemeine Charakteristik der Verbindungen der Metalle mit den Ametallen, namentlich der Haloidsalze und Sauerstoffsalze, hinsichtlich ihres elektronegativen Bestandtheils	218

Erster Abschnitt.

Die Metalle der reinen Alkalien.

1. Kalium	229
Oxyde: Kali, Kaliumsuperoxyd	231
Sauerstoffsalze: Salpetersaures Kali (Schießpulver), Unterchlorigsaures, chlorsaures, überchlorsaures, einfach-schwefelsaures, doppelt-schwefelsaures, kieselsaures, einfach-kohlensaures, doppelt-kohlensaures Kali	233
Haloidsalze: Chlorid, Jodid, Cyanid (2 Arten), Sulphocyanid	244
Sulphide: Schwefelkalium, 7 Arten	249
Kennzeichen der Kaliumsalze	251
2. Natrium	252
Oxyde: Natron, Natriumsuperoxyd	252
Sauerstoffsalze: Salpetersaures, unterchlorigsaures, chlorsaures, unterschwefeligsäures, einfach-schwefelsaures, doppelt-schwefelsaures, phosphorsaures, zweifach-borsaures, kieselsaures, einfach-kohlensaures, doppelt-kohlensaures Natron	253
Haloidsalze: Chlorid	261
Sulphide	262
Kennzeichen der Natriumsalze	263
3. Lithium	263

Anhang zu den Metallen der reinen Alkalien.

4. Ammonium	264
Oxyde: Oxyd	264
Sauerstoffsalze: Salpetersaures, schwefelsaures, phosphorsaures, phosphorsaures Natron-, anderthalb-kohlensaures Ammoniumoxyd	265
Haloidsalze: Chlorid	269
Sulphide	270
Kennzeichen der Ammoniumsalze	271

Zweiter Abschnitt.

Die Metalle der alkaliischen Erden.

1. Baryum	271
Oxyde: Baryt, Superoxyd	272

	Seite.
Sauerstoffsalze: Salpetersaurer, chlorsaurer, schwefelsaurer, kohlen-saurer Baryt	273
Haloidsalze: Chlorid	275
Sulphide: Sulphid	276
Kennzeichen der Baryumsalze	276
2. Strontium	277
Oxyde: Strontian	277
Sauerstoffsalze: Salpetersaurer, schwefelsaurer, Kohlensaurer Strontian	277
Haloidsalze: Chlorid	278
Sulphide: Sulphid	278
Kennzeichen der Strontiumsalze	278
3. Calcium	279
Oxyde: Kalk	279
Sauerstoffsalze: Salpetersaurer, unterchlorigsaurer, schwefelsaurer, phosphorsaurer, kieselaurer Kalk (Glas), Kohlensaurer Kalk (Mörtel)	280
Haloidsalze: Chlorid, Fluorid	289
Sulphide: Einfaches und fünffaches Sulphid	291
Kennzeichen der Calciumsalze	292
4. Magnesium	292
Oxyde: Magnesia	293
Sauerstoffsalze: Schwefelsaure, phosphorsaure, kiesel-saure, basisch-kohlensaure Magnesia	294
Haloidsalze: Chlorid	296
Sulphid	297
Kennzeichen der Magnesiumsalze	297

Dritter Abschnitt.

Die Metalle der reinen Erden.

1. Aluminium	297
Oxyd: Alaunerde	298
Sauerstoffsalze: Schwefelsaure Alaunerde, Alaune, kiesel-saure Alaun-erde (Thon, Mergel, Bolus, Ocker. — Porcellan, Steingut, Stein-zeug, Fayence, Töpfergeschirr, Ziegel, Schmelztiegel)	299
Haloidsalze: Chlorid	304
Sulphid: Ultramarin	305
Kennzeichen der Aluminiumsalze	306
2. Beryllium	306
3. Erbium	307
4. Terbium	307
5. Thorium	308

6. Yttrium	308
7. Zirkonium	309

Vierter Abschnitt.

Die unedlen Metalle, welche vorzugsweise Basen bilden.

1. Cerium	309
2. Didym	310
3. Lanthan	311
4. Mangan	311
Oxyde: Manganoxydul, Manganoxyd, Mangansuperoxyd, Mangansäure, Uebermangansäure	312
Sauerstoffsalze: Schwefelsaures, kiesel-saures, kohlen-saures Mangan- oxydul	316
Haloidsalze: Chlorür	318
Sulphide: Sulphür	318
Kennzeichen der Mangansalze	319
5. Uran	319
Oxyde: Suboxyd, Oxydul, Oxyd, Oxyduloxyde	320
Chloride: Chlorür, Chlorid	322
Sulphide: Sulphür	322
Kennzeichen der Uransalze	322
6. Zink	323
Oxyde: Oxyd	324
Sauerstoffsalze: Salpetersaures, schwefelsaures, kiesel-saures, kohlen- saures Zinkoxyd	325
Haloidsalze: Chlorid	327
Sulphid	327
Kennzeichen der Zinksalze	328
7. Eisen. Gusseisen, Schmiedeeisen, Stahl	328
Oxyde: Eisenoxydul, Eisenoxyd, Eisenoxyduloxyd, Eisensäure	333
Sauerstoffsalze: Schwefelsaures, phosphorsaures, kohlen-saures Eisen- oxydul. — Schwefelsaures Eisenoxyd	336
Haloidsalze, Chlorür, Chlorid, Jodür, Cyanür, Cyanid, Cyanürcyanid (Berlinerblau). Blaue und grüne Tinte. Kaliumeisencyanür, Kalium- eisencyanid	339
Sulphide: Einfach-, Anderthalb-, Doppelt-Sulphid, Magnetkies	347
Carbide	349
Kennzeichen der Eisensalze	349
8 Kobalt	350
Oxyde: Oxyd, Superoxyd	350
Sauerstoffsalze: Salpetersaures, schwefelsaures Kobaltoxyd	353

	Seite.
Haloidsalze: Chlorid	353
Sulphide: Einfach-, Anderthalb-, Zweifach-Sulphid	354
Kennzeichen der Kobaltsalze	354
9. Nickel	355
Oxyde: Oxyd, Superoxyd	356
Sauerstoffsalze: Salpetersaures, schwefelsaures Nickeloxyd	356
Haloidsalze: Chlorid	356
Sulphide: Einfach-, Doppelt-Sulphid	357
Kennzeichen der Nickelsalze	357
10. Cadmium	357
Oxyd	358
Sauerstoffsalze: Salpetersaures, schwefelsaures Cadmiumoxyd	358
Sulphid	358
Kennzeichen der Cadmiumsalze	359
11. Zinn	359
Oxyde: Oxydul, Sesquioxydul, Oxyd (Zinnsäure)	360
Sauerstoffsalze: Salpetersaures, schwefelsaures Zinnoxydul	362
Haloidsalze: Chlorür, Chlorid	363
Sulphide: Sulphür, Sulphid	364
Kennzeichen der Zinnsalze	366
12. Wismuth	367
Oxyde: Oxyd, Superoxyd, Säure	368
Sauerstoffsalze: Salpetersaures Wismuthoxyd	369
Haloidsalze: Chlorid	370
Sulphide: Sulphid	370
Kennzeichen der Wismuthsalze	371
13. Blei	371
Oxyde: Suboxyd, Oxyd, Superoxyde, Mennige	373
Sauerstoffsalze: Salpetersaures, schwefelsaures, phosphorsaures, kie- selsaures, einfach - kohlen-saures, basisch - kohlen-saures Bleioxyd (Bleiweiss)	377
Haloidsalze: Chlorid	381
Sulphide: Sulphid	381
Legirungen	382
Kennzeichen der Bleisalze	383
14. Kupfer	383
Oxyde: Oxydul, Oxyd	385
Sauerstoffsalze: Salpetersaures, schwefelsaures, schwefelsaures Ammo- niak-, blaues und grünes basisch - kohlen-saures Kupferoxyd	386
Haloidsalze: Chlorür, Chlorid	390
Sulphide: Sulphür, Sulphid	391

	Seite.
Legirungen	392
Kennzeichen der Kupfersalze	392
Fünfter Abschnitt.	
Die edlen Metalle.	
1. Quecksilber	393
Oxyde: Oxydul, Oxyd	394
Sauerstoffsalze: Salpetersaures Quecksilberoxydul, Hahnemanns Quecksilberniederschlag, knallsaures Quecksilberoxydul. — Salpetersaures, schwefelsaures Quecksilberoxyd	396
Haloidsalze: Chlorür, Chlorid, Jodür, Jodid, Cyanid	399
Sulphide: Sulphür, Sulphid, Quecksilbermohr	402
Legirungen (Amalgame)	404
Kennzeichen der Quecksilbersalze	404
2. Silber	405
Oxyde: Oxydul, Oxyd, Superoxyd. Knallsilber	407
Sauerstoffsalze: Salpetersaures, schwefelsaures, knallsaures Silberoxyd	409
Haloidsalze: Chlorid, Bromid, Jodid, Cyanid	412
Sulphid	413
Legirungen. Versilbern. Silberprobe	414
Kennzeichen der Silbersalze	417
3. Gold	417
Oxyde: Oxydul, Oxyd. Knallgold	418
Sauerstoffsalze: Unterschweifligsaures Goldoxydul-Natron, zinnsaures Goldoxydul (Goldpurpur)	420
Haloidsalze: Chlorür, Chlorid	421
Sulphide: Sulphür, Sulphid	422
Legirungen. Vergolden. Goldprobe	422
Kennzeichen der Goldsalze	424
4. Platin, Platinschwarz	424
Oxyde: Oxydul, Oxyd	427
Haloidsalze: Chlorür, Chlorid	428
Sulphide: Sulphür, Sulphid	429
Legirungen	429
Kennzeichen der Platinsalze	429
5. Iridium	430
6. Palladium	431
7. Rhodium	432
8. Ruthenium	433

Sechster Abschnitt.

Metalle, welche vorzugsweise Säuren bilden.

1. Osmium	434
2. Antimon	435
Oxyde: Oxyd, Säure, antimonsaures Antimonoxyd	437
Antimonsaure Salze	440
Hydride: Antimonwasserstoff	441
Chloride: Chlorid, Superchlorid	442
Sulphide: Sulphid, Kermes, Antimonglas, Supersulphid, Natrium-Antimonsupersulphid	443
Legirungen	447
Kennzeichen der Antimonsalze	447
3. Arsen	448
Oxyde: Arsenige Säure, Arsensäure	449
Arsenigsaure und Arsensaure Salze	450
Hydride: Arsenwasserstoff	451
Chloride: Superchlorür	452
Sulphide: Sulphid, Supersulphür, Supersulphid	453
Legirungen	454
Kennzeichen der Arsensalze	455
4. Chrom	456
Oxyde: Oxydul, Oxyd, Superoxyd, Chromsäure, Ueberchromsäure	457
Sauerstoffsalze: Schwefelsaures Chromoxyd, Chromalaun	459
Chromsaure Salze: Einfach-, zweifach-chromsaures Kali, chromsaures Bleioxyd	460
Chloride: Chlorür, Chlorid, Chlorchromsäure	462
Sulphide	463
Kennzeichen der Chromsalze	463
5. Molybdän	464
6. Niobium	466
7. Pelopium	467
8. Tantal	468
9. Tellur	469
10. Titan	470
11. Vanadin	472
12. Wolfram	474

Zweite Hauptabtheilung.**Organische Chemie.**

	Seite
Einleitung.	
Was ist eine organische Substanz? Kennzeichen und Eigenschaften der organischen Körper	477
Verhalten in höherer Temperatur. Trockne Destillation	480
Verhalten bei gewöhnlicher Temperatur. Fäulniss. Gährung. Verwesung. Vermoderung. Humusartige Stoffe	483
Verhalten zu Sauerstoff, Chlor (Substitution), Brom, Jod, Salpetersäure, Chromsäure, Schwefelsäure, Chlorwasserstoffsäure, Phosphorsäure, Ammoniak (Amide, Nitrile, Aminsäuren, Imide), Metalloxyden	487
Chemische Constitution der organischen Stoffe. Zusammengesetzte Radicale. Gepaarte Verbindungen. Homologe Körper	494
Eintheilung der organischen Körper	496

Erste Abtheilung.**Pflanzenchemie.****Erster Abschnitt.****Die Säuren.****A. Nicht flüchtige Säuren.**

1. Weinsteinsäure	498
Weinsteinsäure Salze: Zweifach-, einfach-weinsteinsäures Kali, — Natron-Kali (Seignettesalz). Boraxweinstein. Weinsteinsaurer Kalk, — Eisenoxyduloxyd-Kali, — Antimonoxyd-Kali (Brechweinstein)	499
Traubensäure	502
2. Citronensäure	502
Citronensäure Salze. Citronensäurer Kalk	503
3. Aepfelsäure	503
Aepfelsäure Salze. Aepfelsaurer Kalk, — Eisen	504
4. Milchsäure	504
Milchsäure Salze. Milchsaurer Kalk, — Zinkoxyd, — Eisenoxydul	505
5. Gerbesäure . Verschiedene Arten. Brenzgallussäure	505
Gerbesäure Salze	507
6. Gallussäure . Lichtbilder. Schwarze Tinte	507
Gallussäure Salze	509
Aconitsäure. Brenzaconitsäure. Citraconsäure. Meconsäure. Schleimsäure. Brenzschleimsäure	509

B. Flüchtige Säuren.

1. Oxalsäure	511
Oxalsäure Salze: Einfach-, zweifach- und vierfach-oxalsaures Kali, — Ammoniumoxyd, — Kalk, — Eisenoxydul	511
2. Essigsäure. Aceton	512
Essigsäure Salze: Essigsäures Kali, — Natron, — Ammoniumoxyd, — Baryt, — Kalk, — Alaunerde, — Eisenoxydul, basisch — Eisen- oxyd, — Zinnoxidul, neutrales und basisches — Bleioxyd, neu- trales und basisches — Kupferoxyd. Schweinfurter Grün. — Sil- beroxyd	514
Essig	518
3. Ameisensäure	524
Ameisensäure Salze	525
4. Benzoësäure	525
Benzoësäure Salze	526
5. Bernsteinsäure	526
Bernsteinsäure Salze	527
6. Baldriansäure	527
Baldriansäure Salze	528
Angelicasäure. Caprinsäure. Capronsäure. Capryl- säure. Cerotinsäure. Cimmtsäure. Equisetsäure. Fumarsäure. Metacetonsäure. Oenanthylsäure. Palmitinsäure. Phensäure (Carbolsäure). Kreosot. Salicylige Säure	529

Zweiter Abschnitt.**Die Basen.***A. Sauerstoffhaltige Basen.*

1. Morphin. Codein. Narcotin	531
2. Chinin. Cinchonin. Aricin :	533
3. Caffeïn (Theeïn)	535
4. Strychnin. Brucin	535
Aconitin. Atropin. Berberin. Colchicin. Daturin. Emetin. Hyoscyamin. Piperin. Solanin. Theobro- min. Veratrin	537

B. Sauerstofffreie Basen.

1. Coniin	538
2. Nicotin	538
3. Anilin	539

Dritter Abschnitt.

Die indifferenten Stoffe.

I. Stickstofffreie indifferente Stoffe.

A. Nicht flüchtige.

1. Pflanzenfaser (Cellulose)	540
Schleimbaumwolle. Colloidium. Papier	541
2. Stärkemehl	543
Arrow-Root. Sago. Cassava oder Tapioka	547
Flechtenstärke. Carrageen	548
Inulin	548
3. Pectin und daran sich schliessende Stoffe	549
4. Gummi	551
Stärkegummi	552
Dextrin	552
Pflanzenschleim. Bassorin	553
5. Zucker	554
Gemeiner Zucker	555
Krümelsucker	557
Fruchtsucker	559
Schleimsucker	559
Honig	559
Milchsucker	560
Mannit	560
Glycyrrhizin	561
6. Extractivstoffe	562
Absinthiin Aloëbitter. Cnicin. Digitalin. Gen- tianin. Lupulin. Picrotoxin. Salicin. Phlorrhizin. Populin. Saponin. Schillerstoff	563
7. Farbestoff	566
Rothe. Alkannaroth. Blattroth. Blumenroth. Brasilin (Kugellack). Carotin. Carthamin. Drachenblut. Haematoxylin. Krapproth. Orseille. Santalsäure	569
Blutroth. Carminsäure. Carmin. Lackroth	575
Blaue. Blumenblau. Indigo. Lackmus	577
Gelbe. Bérberin. Blattgelb. Blumengelb. Curcumin. Datisca- gelb. Gelbbeeregelb. Gelbholz. Genista tinctoria. Gummigutt. Orlean. Quercitrin. Safrangelb. Serratula tinctoria. Wau	584
Grüne und braune. Blattgrün. Catechu	588
8. Fette Körper	589

	Seite
Elain. Olin. Manganin. Stearin	591
Flüssige Fette des Pflanzenreichs, nicht trocknend.	
Baumöl. Buchöl. Crotonöl. Erdmandelöl. Haselnussöl. Ma-	
diaöl. Mandelöl. Rapsöl. Senföl	592
Flüssige Fette des Pflanzenreichs, trocknend. Hanföl.	
Leindotteröl. Leinöl (Schwefelbalsam). Mohnöl. Ricinussöl. Wall-	
nussöl. Weinkernöl	494
Flüssige Fette des Thierreichs. Eieröl. Klauenfett. Thran	595
Feste Fette des Pflanzenreichs. Cacaobutter. Cocosnuss-	
fett. Lorbeerfett. Muscatnussfett. Palmfett	596
Feste Fette des Thierreichs. Butter. Gänsefett. Menschen-	
fett. Schweinfett. Talg. Wallrath	597
9. Seifen	599
Oelsäure, Elainsäure. Olinsäure. Margarinsäure. Stearinsäure (Stea-	
rinkerzen)	601
Weiche Seife	605
Harte Seifen	606
10. Wachsarten	608
Bienenwachs. Brasilianisches Wachs. Chinesisches Wachs. Japanisches	
Wachs. Nordamerikanisches Wachs. Palmwachs	608,
Ambra. Cholesterin. Leichenfett	610
11. Harze	611
Hartharze. Anime. Asphalt. Benzöe. Bernstein. Copal.	
Dammharz. Drachenblut. Elemi. Fichtenharz (Colophon). Gua-	
jak. Gummilack. Jalapenharz. Mastix. Sandarak. Santonin. Styrax	611
Weichharze. Viscin. Vogelleim	618
Balsame. Copaivabalsam. Meccabalsam. Perubalsam. Tolubal-	
sam. Flüssiger Styrax. Terpenthin	618
Bergtheer. Holztheer (Birkentheer). Steinkohlentheer. Thiertheer	622
Gummiharze. Ammoniacum. Asafoetida. Euphorbium. Galba-	
num. Gummigutt. Myrrhe. Weihrauch	623
Elastisches Harz. Kautschuk. Gutta Percha	624
<i>B. Flüchtige indifferente Stoffe.</i>	
1. Aetherische Oele und Campherarten	626
Sauerstofffreie (Kohlenwasserstoffe).	
a. Flüssige. Bergamottöl. Bernsteinöl. Borneen. Citronenöl.	
Copaivabalsamöl. Cubebenöl. Eupion. Orangenöl. Pfefferöl.	
Steinkohlentheeröl. Steinöl. Terpenthinöl. Wachholderöl	631

b. Feste. Naphthalin. Paraffin	684
Sauerstoffhaltige (Kohlenwasserstoffoxyde).	
a. Flüssige, leichter als Wasser. Anisöl. Baldrianöl. Ce- jeputöl. Calmusöl. Campheröl. Chamillenöl. Fenchelöl. Fu- selöle. Kümmelöl. Lavendelöl. Origanumöl. Pfefferminzöl. Rosenöl. Rosmarinöl. Spiköl. Wermuthöl. Wurzsaamenöl	635
b. Flüssige, schwerer als Wasser. Cimmtöl. Nelkenöl. Petersilienöl	640
c. Feste, leichter als Wasser. Asarin. Gemeiner Campher. Cumarin	641
d. Feste, schwerer als Wasser. Borneo-Campher	642
Blausäurehaltige. Bittermandelöl	642
Schwefelhaltige. Asafoetidaöl. Hopfenöl. Knoblauchöl. Senföl	643
2. Alkohol, alkoholhaltige und alkoholartige Materien	
Geistige Gährung	643
Hefe	647
a. Alkohol	649
Branntwein:	
α. Getreidebranntwein. Malz	650
β. Kartoffelbranntwein	659
γ. Weinbranntwein	659
δ. Zuckerbranntwein (Rum)	659
ε. Reisbranntwein (Arrak)	659
Wein:	
α. Traubenwein	660
β. Obstwein	663
Bier	664
Brot	674
b. Amylalkohol	677
c. Methylalkohol	677
3. Aetherarten:	
a. Aether des Weinalkohols	678
Essigäther. Salpeteräther. Buttersäureäther	681
Aethylchlorid. Chloroform	682
b. Amyläther	683
c. Methyläther	683
II. Stickstoffhaltige indifferenten Stoffe.	
1. Amygdalin	684
2. Asparagin	684
3. Hefe	685

	Seite
4. Indigo	685
5. Protein-Substanzen	685
a. Albumin. Vitellin. Krystallin. Globalin	687
b. Fibrin. Fibroin	689
c. Casein	690
d. Legumin	691
e. Kleber. Pflansenleim	691
Emulsin. Myrosin. Pollenin	692

Zweite Abtheilung.

Thierchemie.

Erster Abschnitt.

Die Secrete.

A. Flüssige Secrete.

1. Blut. Serolin	694
2. Speichel. Speichelstoff. Speichelsteine	698
3. Bauchspeichel	700
4. Magensaft. Pepsin. Magensteine	700
5. Chylus	701
6. Lymphe	702
7. Darmsaft. Schleimstoff. Darmsteine. Lithofellensäure. Bezoarsäure	702
8. Galle. Cholsäure, Choleinsäure. Choloidinsäure, Cholsäure. Taurin. Gallensteine	704
9. Milch. Butter. Käse. Molken	706
10. Eier. Eiweiss. Eigelb	712

B. Feste Secrete.

1. Muskeln (Fleisch) Osmazom. Kreatin. Kreatinin. Inosinsäure	714
2. Knochen. Knochenkohle	720
Zähne	723
3. Knorpel und leimgebende Gewebe	723
Leim. Knochenleim	724
Leimzucker. Leucin	725
Knorpelleim	725
Gerberei. Arten derselben. Leder	726

4. Nervensystem.	
Gehirn. Rückenmark. Nerven	730
5. Oberhaut und ihre Fortsetzungen.	
Epidermis. Epithelium. Haare. Hörner. Hufe. Nägel. Wolle etc.	731
6. Seide. Herbstfäden. Badeschwamm	732

Zweiter Abschnitt.

Die Excrete.

A. Flüssige Excrete.

1. Harn. Harnsteine	733
Harnstoff. Harnsäure. Hippursäure	737
2. Nasenschleim. Nasensteine	741
3. Schweiss	741
4. Thränenflüssigkeit. Thränensteine	741

B. Feste Excrete.

Excremente	742
Guano	245

... ..

... ..

... ..

... ..

I.

Einleitung oder allgemeiner Theil.

Wenn man sich mit irgend einem Zweige des menschlichen Wissens bekannt machen will, so ist es vor allem erforderlich, nicht nur einen richtigen, klaren und präcisen Begriff davon zu bekommen, sondern auch den Zusammenhang kennen zu lernen, in welchem jener Zweig mit andern Fächern steht. Die Chemie, welche uns in den folgenden Blättern beschäftigen soll, ist aber ein Theil der Naturwissenschaft, und wir wollen daher zuerst untersuchen, wodurch sie sich von den übrigen Theilen der Naturwissenschaft unterscheidet.

Alle Naturkörper, die Erscheinungen und Veränderungen, welche wir mit unsern Sinnen an ihnen wahrnehmen, sind Gegenstand der Naturwissenschaft. Um dieses grosse Gebiet der Forschung leichter übersehen zu können, theilt man es in mehrere Fächer und zwar zunächst in

I. **Naturhistorische oder beschreibende**, welche sich mit der Aufzählung, Beschreibung und Klassificirung der Naturerscheinungen (Naturgegenstände) beschäftigen, ohne eine erklärende Einsicht in die Ursachen derselben zu geben. Es gibt leblose und belebte Naturkörper, und letztere zerfallen wiederum in Pflanzen und Thiere. Man nennet daher diejenige beschreibende Naturwissenschaft, welche die leblosen Naturkörper oder Mineralien zum Gegenstande hat, Mineralogie; die, welche die Pflanzen begreift, Pflanzenkunde oder Botanik, und endlich die, welche von den Thieren handelt, Thierkunde oder Zoologie.

II. **Physikalische**. Diese stellen sich die Aufgabe, die Ursachen der Naturerscheinungen zu erforschen. Eine solche Erforschung kann aber von doppelter Art seyn; mechanisch, wenn sie

sich auf die transitorischen (vorübergehenden) Erscheinungen beschränkt, wodurch also das Wesen der Körper nicht verändert wird; oder chemisch, in so ferne dabei das Wesen der Körper verändert wird. Die mechanisch-physikalischen Fächer sind, nach den drei Naturreichen, Physik (im engeren Sinne des Wortes), Pflanzenphysiologie und Thierphysiologie. Die chemisch-physikalischen Fächer heissen, nach den drei Naturreichen, Mineral- oder unorganische Chemie, Pflanzenchemie und Thierchemie, (letztere beiden zusammen auch: organische Chemie genannt).

Die Chemie ist also derjenige Theil der Naturwissenschaft, welcher sich mit den die Veränderung des Wesens der Körper betreffenden Naturerscheinungen beschäftigt. Dieser Begriff wird uns sogleich klar werden, und wir werden namentlich sogleich den auffallenden Unterschied zwischen einer physikalischen und chemischen Erscheinung begreifen, wenn wir einige Beispiele zu Hülfe nehmen. Ein Stück Marmor (kohlensaurer Kalk) wird durch Zerstoßen in ein Pulver verwandelt; dadurch ist mit dem Marmor keine weitere Veränderung vorgegangen, als dass der Zusammenhang zwischen den kleinsten Theilchen aufgehoben wurde, jedes Stäubchen besteht, wie das ganze Stück, aus Kohlensäure und Kalk, und die Umwandlung in ein Pulver ist daher nur eine Umwandlung der Form, nicht des Wesens des Steins, folglich eine rein physikalische. *Jedes Stäubchen ist ein gleichartiger oder mechanischer Theil des Marmors.* Uebergiesse ich aber den Marmor, gleichviel ob in ganzen Stücken oder als Pulver, mit einer Säure, z. B. Salpetersäure, so entsteht ein heftiges Brausen und zuletzt verschwindet der Stein ganz und gar; er hat sich aufgelöst, der Kalk ist an die Salpetersäure getreten und hat dafür die Kohlensäure verloren, welche unter Schäumen als Gas entwichen ist. *Kalk und Kohlensäure sind die ungleichartigen Theile oder chemischen Bestandtheile des Marmors.* — Eine Stange Schwefel wird durch Reiben auf einem Tuche elektrisch, d. h. fähig, leichte Körper anzuziehen; erhitzt man den Schwefel, so schmilzt er und verflüchtigt sich (bei abgehaltener Luft) in gelben Dämpfen, welche sich wiederum zu festem Schwefel verdichten. Beides sind wiederum physikalische Erscheinungen, wobei das Wesen des Schwefels nicht verändert wird. Geschieht aber das Erhitzen des Schwefels an offener Luft, so fängt er nach dem Schmelzen an, mit blauer Flamme

und unter Verbreitung eines höchst erstickenden Geruches, zu brennen, was so lange fort dauert, bis aller Schwefel verschwunden ist. Hier haben wir es mit einer chemischen Erscheinung zu thun, denn der Schwefel hat sich beim Verbrennen mit dem Sauerstoff der Luft zu einer Säure (schwefeliger Säure) verbunden, welche ein farbloses Gas von erstickendem Geruche, also von dem Schwefel in seinen Eigenschaften ganz verschieden ist. — Eine Eisenstange kann durch Streichen mit einem Magnete die Fähigkeit erlangen, anderes Eisen anzuziehen, ohne dass sie selbst dadurch eine Veränderung erleidet; steckt man aber die Stange in schmelzenden Schwefel, so verbindet sich das Eisen sogleich unter Glühen mit dem Schwefel zu einem nach dem Erkalten grauen spröden Körper, der nun ganz andere Eigenschaften hat, als sie dem Eisen zukommen. — Wenn man Kupferoxyd (eine Verbindung von Kupfer und Sauerstoff) mit glühender Kohle in Berührung bringt, so erhält man daraus metallisches Kupfer, während der Sauerstoff an die Kohle tritt.

Wir sehen also schon aus diesen wenigen Beispielen, dass die Chemie sich mit denjenigen Veränderungen der Körper beschäftigt, wodurch sie neue Eigenschaften erhalten; und dass diese Veränderungen darauf beruhen, dass entweder Verbindungen oder Trennungen, oder auch beide zugleich stattfinden. Verbindungen erfolgen durch den Zusammentritt von zwei oder mehreren ungleichartigen Körpern zu einem gleichartigen Ganzen; Trennungen durch die Zerlegung eines gleichartigen Ganzen in zwei oder mehrere Körper von ungleichen Eigenschaften. Da nun diese Verbindungen und Trennungen — die chemischen Prozesse. — wie wir später noch kennen lernen werden, stets nach bestimmten Gesetzen und unter Mitwirkung gewisser Kräfte erfolgen, so können wir die Chemie auch als die Lehre von den Kräften und Gesetzen, nach welchen gleichartige Körper in ungleichartige zerlegt und aus diesen wieder zusammengesetzt werden können, bezeichnen.

Soviel über den Begriff der Chemie und über ihren Zusammenhang mit den übrigen Naturwissenschaften. Was die Ableitung und Bedeutung des Wortes selbst betrifft, so dürfte es nicht überflüssig seyn, auch hierbei einen Augenblick zu verweilen. Unter allen darüber aufgestellten Meinungen erscheint am wahrscheinlichsten die von dem Worte *CHMI*, welches nach dem griechischen Schriftsteller Plutarch das Land der Aegypter bedeutet, von *חם* (*cham*,

schwarz) wegen seines schwarzen Erdreichs; in mehreren poetischen Stellen des alten Testaments (z. B. Psalm C V. 23, 27) wird auch mit dem Worte *Cham* oder *Ham* Aegypten bezeichnet. Man nannte also die Kunst, welche von der Zersetzung und Umwandlung der Körper handelt, nach dem Lande, in welchem sie zuerst und mit besonderm Eifer betrieben wurde. — Das Wort Alchemie bedeutet wörtlich nichts anderes als „die Chemie,“ denn die Sylbe *al* ist der arabische Artikel „die“; jetzt aber versteht man, zum Unterschiede von der Chemie, unter jenem Namen eine in frühern Zeiten stark betriebene, geheimnißvolle, vermeintliche Kunst, die nichts Geringeres zum Zwecke hatte, als Gold zu machen oder überhaupt unedle Metalle in edle zu verwandeln, und eine Universal-Medicin — den Stein der Weisen — aufzufinden, welche sowohl vor allen Krankheiten schützen, als auch das Leben verjüngen und über sein natürliches Ziel hinaus verlängern sollte. Die ersten Spuren der Alchemie finden sich gleichfalls in Aegypten; sie ging von den dortigen alexandrinischen Griechen zu den Arabern über, und verbreitete sich von diesen aus über andere Länder. Erst in der letzten Hälfte des vorigen Jahrhunderts, als die Chemie anfang eine wissenschaftliche Gestalt anzunehmen, erreichte die Alchemie ihr Ende.

Insofern die Chemie eine von den übrigen Naturwissenschaften abge sonderte, für sich bestehende Wissenschaft ist, wird sie reine Chemie genannt, zum Unterschiede von der angewandten Chemie, welche sich mit der Anwendung chemischer Lehren auf andere Wissenschaften, auf Künste und Gewerbe, beschäftigt. So gibt es, wie schon oben angedeutet wurde, eine Mineralchemie, Pflanzenchemie, Thierchemie, ferner eine medicinische Chemie; eine allgemeine technische Chemie, welche viele einzelne Glieder umfaßt, wie z. B. Agricultur-Chemie, Farbenchemie; Hyalurgie; Metallurgie, Gährungschemie u. s. w. — Die Chemie ist ferner entweder eine theoretische, oder eine praktische. Die erstere lehrt das chemische Verhalten der Naturkörper kennen, ohne der besondern Regeln und Methoden zu gedenken, nach welchen die einzelnen chemischen Stoffe dargestellt werden können, welches die letztere lehrt; deshalb macht man auf einen Unterschied zwischen der Chemie als Wissenschaft und der Chemie als Kunst. Ein Haupttheil der praktischen Chemie ist die analytische Chemie oder die Lehre von der Zerlegung der Verbindungen in ihre Bestandtheile; während man unter syn-

thetischer Chemie die Lehre von der Verbindung zweier oder mehrerer ungleichartiger Materien zu einem gleichartigen Ganzen versteht. — Endlich theilt man die Chemie noch in allgemeine und specielle; erstere beschäftigt sich mit der Erörterung der Naturgesetze, welche allen chemischen Erscheinungen zum Grunde liegen; die letztere lehrt das chemische Verhalten der einzelnen Naturkörper.

Gegenstand der Chemie kann eine jede sinnlich wahrnehmbare Materie seyn. Bei der chemischen Behandlung der uns umgebenden Körper finden wir nun, dass einige derselben einfach, andere zusammengesetzt sind. Letztere sind solche, aus welchen man mehrere, unter sich und von dem ursprünglichen Körper in den Eigenschaften verschiedene Stoffe ausscheiden kann. Das gewöhnliche Kochsalz z. B. lässt sich in zwei Stoffe zerlegen: in Chlor und in Natrium; der Salpeter kann in Salpetersäure und in Kali zersetzt werden. Diese beiden letzten Körper sind selbst wiederum zusammengesetzte Stoffe; denn das Kali besteht aus Kalium und Sauerstoff, die Salpetersäure aus Stickstoff und Sauerstoff. Chlor und Natrium sind also die Bestandtheile des Kochsalzes; Kali und Salpetersäure sind ebenso die Bestandtheile des Salpeters, sie heißen aber die nähern Bestandtheile des Salpeters, weil sie noch einer weitern Zerlegung fähig sind in Kalium, Stickstoff und Sauerstoff, und die drei letztgenannten Körper werden die entferntern Bestandtheile des Salpeters genannt. Chlor, Natrium, Kalium, Stickstoff und Sauerstoff dagegen sind niemals in andere Stoffe zerlegt worden, welchen Einwirkungen man sie auch in den Laboratorien ausgesetzt haben mag. Aus diesem Grunde hat man sie einfache, unzerlegte Stoffe, Grundstoffe, Elemente¹⁾ genannt, ohne damit behaupten zu wollen, dass es später nicht noch gelingen werde, den einen oder andern derselben als einen zusammengesetzten kennen zu lernen. Solcher unzerlegten Stoffe, aus denen also

¹⁾ Mit diesem im chemischen Sinne gebrauchten Namen Element darf man jedoch nicht das verwechseln, was man im gemeinen Leben so nennt. Wenn man z. B. sagt, das Wasser, die Erde, die Luft, das Feuer seyen Elemente, so sind darunter im Sinne der alten griechischen Philosophen nur gewisse Zustände der Materie zu verstehen, nämlich der feuchte, kalte, gasig-kalte und gasig-warme. Wasser, Erde, Luft und Feuer sind aber chemisch zerlegbare Materien, daher keine chemischen Elemente.

alle Natur- und Kunstprodukte bestehen, sind bis jetzt 61 entdeckt worden. Wir werden sie später näher kennen lernen, und begnügen uns jetzt nur damit, sie hier in alphabetischer Reihenfolge aufzuführen.

Aluminium	Fluor	Nickel	Strontium
Antimon	Gold	Niobium	Tantal
Arsen	Jod	Osmium	Tellur
Baryum	Iridium	Palladium	Terbium
Beryllium	Kalium	Pelopium	Thorium
Blei	Kiesel	Phosphor	Titan
Bor	Kobalt	Platin	Uran
Brom	Kohlenstoff	Quecksilber	Vanadin
Cadmium	Kupfer	Rhodium	Wasserstoff
Calcium	Lanthan	Ruthenium	Wismuth
Cerium	Lithium	Sauerstoff	Wolfram
Chlor	Magnesium	Schwefel	Yttrium
Chrom	Mangan	Selen	Zink
Didym	Molybdän	Silber	Zinn
Eisen	Natrium	Stückstoff	Zirkonium
Erbium			

Um den Unterschied eines chemisch zusammengesetzten Stoffes, einer chemischen Verbindung, von Mengung und Mischung scharf und genau zu zeigen, fügen wir noch folgende Bemerkungen hinzu:

1. **Mengungen.** Hier behalten die einzelnen Ingredienzien ihren ursprünglichen Zustand der Dichtigkeit vollständig bei, sind mit blossen oder bewaffneten Auge wahrzunehmen, und lassen sich auf eine sehr einfache Weise, z. B. durch Auslesen, Schlämmen wieder trennen, oder scheiden sich, wenn sie flüssig sind, in der Ruhe von selbst wieder von einander ab. Beispiele: Granit; ein zusammengesetztes Pulver; Wasser und Oel; Ackererde.

2. **Mischungen.** Die eine Vereinigung eingehenden Stoffe behalten nur dann ihren ursprünglichen Dichtigkeitszustand bei, wenn sie bereits einen und denselben haben, müssen aber, im Falle sie fest sind, zuvor in die flüssige Form gebracht werden, um sich verbinden zu können. Ist dagegen einer von ihnen flüssig, so nehmen der oder die andern auch die flüssige Form an (indem sie sich in jenem auflösen). Die Vereinigung erfolgt entweder in jedem möglichen Verhältnisse, oder der eine Stoff kann von dem andern nur bis zu einem gewissen Grade aufnehmen (auflösen). Die Verbindung

stellt ein vollkommen homogenes Ganze dar, in welchem die Ingredienzien nicht mehr einzeln mit dem bewaffneten Auge entdeckt werden können, und sich weder durch Ruhe, noch durch Schlämmen oder Auslesen trennen lassen, sondern dazu erst eines umständlichen, oft mit Schwierigkeiten verbundenen Weges, als Abdampfen etc. bedürfen. Dahingegen ist die Individualität der einzelnen Theile noch immer durch die Sinne deutlich zu erkennen, natürlich mit Ausnahme derjenigen Fluida und Gase, welche weder Farbe, noch Geruch, noch Geschmack haben. Beispiele: Jod und Schwefel; Wasser und Weingeist; Wasser und Aether; Zucker und Wasser; Sauerstoffgas und Wasserstoffgas.

3. Chemische Verbindungen. Diese erfolgen immer in bestimmten, unveränderlichen Verhältnissen. Die Individualität der Ingredienzien ist entweder ganz oder doch so weit aufgehoben, dass sie ihre hervorstechenden sinnlichen Eigenschaften verloren haben. Beispiele: Kalium und Sauerstoff; Kali und Schwefelsäure; Eisen und Schwefel.

Die tägliche Erfahrung lehrt uns, dass die Körper in sehr kleine Theilchen zerlegt werden können; betrachtet man diese durch ein hinlänglich vergrösserndes Mikroskop, so erscheinen sie als grobe Stücke, von denen man wohl begreift, dass sie sich noch in viele Theile spalten lassen. Der Chemiker hält indessen die Theilbarkeit des Stoffes nicht für unbegrenzt; er nimmt vielmehr an, dass die Körper in letzter Form aus äusserst kleinen, durch mechanische Mittel untheilbaren Partikeln bestehen, welche er Moleküle oder Atome nennt. Die Moleküle der einfachen Stoffe sind natürlich auch einfach; die Moleküle der zusammengesetzten Stoffe bestehen aus mehreren einfachen Molekülen; alle diese zusammengesetzten Moleküle eines Stoffes sind unter sich ähnlich und in gleicher Weise geordnet.

Die Körper zeigen sich in 3 verschiedenen Zuständen (Aggregatzuständen), sie sind fest, tropfbarflüssig oder gasförmig. Einige Körper lassen sich leicht in den drei verschiedenen Zuständen erhalten; so nimmt das bei der gewöhnlichen Temperatur des Sommers tropfbar flüssige Wasser, in der Winterkälte den festen Zustand als Eis an, während es durch die Einwirkung der Wärme leicht in den gasförmigen Zustand oder in Dampf übergeht. Eine grosse Anzahl von Körpern kann man in zwei Zuständen erhalten, in dem tropfbar flüssigen und dem festen; hierher gehören die meisten Metalle, wie Blei, Zinn, Kupfer, Silber, Gold etc. Einige, wie Eisen und Platin, erfordern indessen, um aus dem festen in den flüssigen Zustand über-

zugehen, die höchste Temperatur, welche wir in unsern Oefen erzeugen können. Man ist in der letzten Zeit mittelst der galvanischen Säule dahin gelangt, noch weit höhere Temperaturen hervorzubringen, und dadurch mehrere Metalle, namentlich Gold, Silber, Kupfer etc. in den gasförmigen Zustand überzuführen. Manche feste Körper, z. B. Arsen, Calomel, gehen durch Erhitzen unmittelbar, ohne zu schmelzen, in den gasförmigen Zustand über.

Die Mehrzahl der bei gewöhnlicher Temperatur gasförmigen Substanzen nimmt den tropfbarflüssigen Zustand an, wenn man sie gleichzeitig einem starken Drucke und einer niedern Temperatur aussetzt. Das Wasserstoffgas, Stickstoffgas, Sauerstoffgas und Kohlenoxydgas sind die einzigen, welche bis jetzt noch nicht zu Flüssigkeiten sich verdichten liessen, aber es ist kaum zu bezweifeln, dass auch diese Stoffe in tropfbar flüssige Form übergehen werden, wenn man einen stärkeren Druck und eine grössere Kälte anwenden kann.

Die Mehrzahl der in tropfbar flüssige Form übergeführten Gase lässt sich durch starke Kälte in fester Form erhalten. Man braucht hierbei nur den Druck, welcher das Gas in flüssiger Form erhält, allmählig zu vermindern, wodurch dasselbe wieder Gasform anzunehmen strebt; da aber bei dem Uebergange in Gasform eine gewisse Menge von Wärme gebunden (latent) wird, welche das Gas der übrigen Flüssigkeit entzieht, so erniedriget sich die Temperatur der Flüssigkeit so sehr, dass sie häufig zu einer festen Masse erstarrt.

Man kann hieraus schliessen, dass alle in der Natur vorkommenden Körper fähig sind, die drei Aggregatzustände anzunehmen, wenn sie einer geeigneten Temperatur und einem hinreichenden Drucke ausgesetzt werden. Es ist indessen zu bemerken, dass eine grosse Anzahl fester Körper nicht in flüssige Form übergeführt werden kann, weil sie durch Einwirkung der Wärme eine Zersetzung erleiden. So zersetzt sich der kohlen saure Kalk in der Rothglühhitze, indem einer seiner Bestandtheile, das Kohlensäuregas, entweicht, bevor eine Schmelzung eingetreten ist. Man kann aber die Entwicklung der Kohlensäure verhindern, wenn man den kohlen sauren Kalk in einem verschlossenen Flintenlaufe erhitzt; in diesem Falle schmilzt der kohlen saure Kalk bei einer Temperatur, welche den Hitzgrad nur wenig übersteigt, bei welchem derselbe in freier Luft unter Entweichen der Kohlensäure zersetzt würde.

Die Kraft, welche die gleichartigen Moleküle eines einfachen oder zusammengesetzten Körpers vereinigt hält, heisst mechanische

Anziehung oder Cohäsionskraft. Sie ist in festen Körpern sehr gross, in Flüssigkeiten kaum merklich, und in Gasen fehlt sie vollkommen; in letztern stossen sogar die Theilchen einander ab und werden nur durch den Druck der Wände, in welchen das Gas eingeschlossen ist, in der vorhandenen Entfernung erhalten.

Sollen ungleichartige Körper sich mit einander vereinigen, oder sollen zusammengesetzte Körper in ihre Bestandtheile zerlegt werden, so muss die Cohäsionskraft derselben vermindert werden, weil sie sowohl der Vereinigung ungleichartiger Körper, als auch der Zerlegung in Bestandtheile entgegen wirkt. Die Cohäsionskraft der Moleküle wird vermindert: 1) durch die ausdehnende Kraft der Wärme, welche den Rauminhalt (das Volumen) der Körper vergrössert, also die Moleküle von einander entfernt, wodurch die Körper nicht allein tropfbar-, sondern auch elastischflüssig werden; 2) durch das Auflösen; indem das Auflösungsmittel sich mit dem aufzulösenden Körper innig vereinigt, werden die einzelnen Theilchen des letztern von einander entfernt.

Sind Körper flüssig gemacht worden, sey es durch die Wärme (auf trockenem Wege) oder durch ein Auflösungsmittel (auf nassem Wege), und es wird ihnen die Bedingung zum Flüssigbleiben, die Wärme oder das Auflösungsmittel, entzogen, so nehmen sie ihren vorigen Aggregatzustand wieder an, die Cohäsionskraft der Theilchen nimmt zu, und sie werden wieder fest.

Beim Festwerden können die Körper entweder eine regellose Form annehmen, dann nennt man sie *amorph*, z. B. das Glas, oder sie werden von bestimmten Flächen, Ecken und Kanten symmetrisch begränzt, und heissen dann *krystallisirt*. Die meisten Naturkörper können, unter gewissen Bedingungen, krystallisiren; die Natur liefert uns häufig krystallisirte Körper, welche wir durch Kunst krystallinisch darzustellen nicht vermögend sind.

Soll also ein Körper krystallisirt werden, so muss man ihn in den flüssigen Zustand versetzen, sodann die Bedingung allmählig entfernen, unter welcher er flüssig geworden war. Zu schneller Wechsel der Temperatur, zu rasches Abdampfen oder Erkalten, stete Unterbrechung der Continuität der Flüssigkeit, Umrühren, stören die Bildung regelmässiger Krystalle. (Kochsalz, Alaun, Salpeter).

Geschieht die Krystallisation auf nassem Wege, so löst man entweder in einer möglichst geringen Menge des heissen Auflösungsmittels den zu krystallisirenden Körper auf, oder man concentrirt

durch allmähliges Abdampfen die gemachte Lösung bis zu dem Punkte, wo das Ausscheiden des aufgelösten Körpers beginnt. Oftmals erscheint dann auf der Oberfläche ein dünnes Häutchen, welches man Krystall- oder Salzhäutchen nennt. Sodann bringt man die Flüssigkeit an einen kühlen Ort zum Krystallisiren. Durch das Abkühlen wird die auflösende Kraft des Auflösungsmittels bedeutend vermindert, wesshalb sich dann der aufgelöste Stoff allmählig ausscheidet. Befördert wird die Krystallisation durch Unterbrechung der Continuität der Flüssigkeit, durch Fäden, welche man durchzieht, durch Stäbchen, welche die krystallisirende Flüssigkeit einsaugen, und dann als Kern für die Krystallbildung dienen; durch Krystalle derselben Art, die man in die Auflösung taucht, durch sanfte Bewegung der Flüssigkeit. (Candiszucker, Milchsucker).

Manche Salzlösungen kriechen, indem sie krystallisiren, an den Wänden des Gefäßes hinauf, sie blühen aus oder effloresciren, wie der Kunstausdruck sagt; diess ist eine Folge der Kapillaritätskraft, und zeigt sich besonders augenfällig beim Salmiak.

Wenn eine Verbindung, deren Auflösung sich beim Abdampfen zersetzt, in Krystallen erhalten werden soll, so muss man sich eines andern Mittels bedienen, um ihr das Auflösungsmittel zu entziehen. Hiezu dient meistens der Weingeist, wenn die Verbindung darin unlöslich ist, z. B. beim schwefelsauren Kupferoxyd-Ammoniak.

Es giebt nur wenige Körper, welche in heissem Wasser nicht löslicher sind als im kalten; ihre Auflösungen kann man daher nicht durch Abkühlen, sondern nur durch Abdampfen krystallisiren. Hieher gehört das Kochsalz.

Eine andere geringe Anzahl von Körpern löst sich sogar leichter in kaltem als in heissem Wasser. So z. B. trübt sich das Kalkwasser beim Erwärmen und wird beim Erkalten wieder klar.

Die nach dem Krystallisiren übrig bleibende Flüssigkeit heisst Mutterlauge; sie enthält noch aufgelösten krystallisirbaren Stoff, wesshalb man, nach vorhergegangener Abdampfung, noch einige Male Krystalle aus ihr erhalten kann.

Beim Krystallisiren nehmen die Körper häufig Wasser auf, entweder chemisch oder mechanisch. Das chemisch gebundene Wasser steht hinsichtlich seiner Menge stets in einem genauen Verhältnisse zur chemischen Beschaffenheit der Körper, wie wir später noch häufig kennen zu lernen Gelegenheit haben werden. Hängt von dem chemisch gebundenen Wasser die Krystallform des Körpers

ab, büsst also der letztere mit dem Verluste dieses Wassers ab, seine Krystallform ein, so heisst es Krystallisationswasser; hat hingegen das chemisch gebundene Wasser keinen Antheil an der Form des Körpers, so heisst es Hydratwasser oder Constitutionswasser. Mitunter enthält ein Körper beide Arten von Wasser, Hydratwasser und Krystallwasser; letzteres erkennt man dann daran, dass es schon unter der Kochhitze des Wassers (unter 100° C.) entweicht, während das Hydratwasser zu seiner Austreibung wenigstens 100°, oft selbst Glühhitze erfordert, ja zuweilen durch Hitze gar nicht auszutreiben, oder, wenn der Körper in höherer Temperatur flüchtig ist, erst mit diesem fortgeht. Manche Körper, welche Krystallwasser enthalten, verlieren dasselbe schon theilweise oder ganz, wenn sie in trockner Luft liegen; sie werden dann glanzlos, undurchsichtig und bedecken sich mit einem weissen Staube, sie verwittern, zerfallen; sie zergehen auch beim Erhitzen sehr leicht in ihrem Wasser.

Das in manchen Krystallen mechanisch enthaltene Wasser ist ein Theil der Mutterlauge, welchen der Körper beim Krystallisiren einschloss, und der natürlich in keinem constanten Verhältnisse zur chemischen Natur der krystallisirenden Substanz steht, keine nothwendige Bedingung des Krystallisirens ist. Man erkennt das mechanisch eingeschlossene Wasser daran, dass der äusserlich trockne Krystall beim Zerreiben eine feuchte Masse giebt. Erhitzt man einen solchen Krystall rasch, so wird das eingeschlossene Wasser in Dampf verwandelt, und durchbricht den Krystall mit einem knisternden Geräusch, welche Erscheinung das Verknistern, Decrepitiren heisst. (Salpeter, Kochsalz).

Nicht wenige krystallisirte Körper haben endlich eine grosse Neigung, Wasser aus der Luft anzuziehen, feucht zu werden und zu zerfliessen (deliquesciren), wesshalb sie nur schwierig krystallisirt werden können. (Kohlensaures und essigsaures Kali, mehrere Kalksalze).

Die Krystallisation kann aber auch auf trockenem Wege geschehen, und zwar entweder durch Schmelzung oder durch Sublimation. Die erstere Methode wird besonders bei solchen Körpern angewandt, deren Schmelzpunkt niedriger ist als ihr Siedepunkt, z. B. bei Phosphor, Schwefel, Wismuth; nicht flüchtige Körper, wie die meisten Metalle, können nur auf diesem Wege krystallisirt werden. Die Krystallisation durch Sublimation erfolgt bei Körpern, deren

Siedepunkt niedriger als ihr Schmelzpunkt ist, sehr leicht bei ihrem Uebergange aus dem gasförmigen Zustande in den festen. Der krystallinische Anflug, der sich auf diese Weise in dem obern kältern Theile des Gefässes ansetzt, heisst Blumen (Benzoesäure).

Bei jeder Krystallisation wird, indem ein flüssiger Stoff in den festen Zustand übergeht, Wärme, Elektrizität, nicht selten auch Licht frei.

Was die Form der Krystalle betrifft, so handelt darüber eine besondere Wissenschaft, die Krystallographie, welche in der Mineralogie ausführlicher abgehandelt wird. Körper, welche die Eigenschaft besitzen, unter abweichenden Verhältnissen in zwei mit einander unvereinbaren Formen (in Formen von verschiedenen Symmetriegesetzen) zu krystallisiren, heissen **dimorphe Körper**, und die Eigenschaft selbst hat den Namen **Dimorphismus** erhalten. (Kohlensaurer Kalk). Diejenigen Stoffe, welche die Eigenschaft besitzen, in fast übereinstimmenden Gestalten zu krystallisiren, die nur geringe Unterschiede in der Grösse der Winkel zeigen, welche ausserdem sich in beliebigen Verhältnissen ersetzen können und dabei immer ähnliche Krystalle bilden, heissen **isomorphe Stoffe**; die Erscheinung selbst heisst **Isomorphismus**. (Schwefelsaures Zinkoxyd und schwefelsaures Magnesia).

Wir verlassen nun die Cohäsionskraft und wenden uns zu einer andern Kraft, welche bei den chemischen Prozessen die wichtigste Rolle spielt und chemische Anziehung, Verwandtschaft oder Affinität genannt wird. Sie ist diejenige Kraft, welche die einfachen Moleküle eines zusammengesetzten Moleküls vereinigt, oder vermöge welcher ungleichartige Körper in der Berührung sich anziehen, und ein gleichartiges Ganze, einen neuen Körper bilden.*) Gleichwie durch die Elektrizität neue Körper, durch Vereinigung ungleichartiger Stoffe, gebildet, und zusammengesetzte Körper in ihre nähern und entferntern Bestandtheile zerlegt werden, ebenso ist es auch mit der Verwandtschaftskraft der Fall. Desshalb hat man auch die Meinung aufgestellt, dass die chemische Verwandtschaft nichts anders sey, als eine durch elektrische Polarität hervorgebrachte An-

*) Man sieht also, dass der Ausdruck „verwandt“ in der Chemie eine ganz andere Bedeutung hat als im gemeinen Leben; hier nennt man das Aehnliche, dort das Unähnliche (weil es ein Bestreben zeigt sich zu verbinden) **verwandt**.

ziehung ungleichartiger Körper, dass die Elektrizität die erste Ursache aller chemischen Erscheinungen sey, und nennt diese Ansicht die elektrochemische Theorie. Es lässt sich nicht läugnen, dass nach dieser Theorie alle chemischen Erscheinungen ungewungen erklärt werden können, und wir werden daher noch oft in dem Falle seyn, darauf zurückzukommen.

Die chemische Verwandtschaft der ungleichartigen Körper zu einander ist sehr verschieden; auch bleibt sie sich selbst zwischen zwei Stoffen nicht unter allen Umständen gleich, sie wechselt vielmehr je nach den Verhältnissen, in welchen sich diese Stoffe befinden. Zwischen zwei festen Körpern äussert sie sich nur schwierig, weil keine hinlängliche Berührung der einzelnen Moleküle stattfinden kann. Die Körper müssen vertheilt seyn, wenn sie sich äussern soll; diese Vertheilung wird durch mechanisches Pulvern nur unvollkommen bewirkt, vollkommen aber durch Ueberführung derselben in den flüssigen oder gasigen Zustand. Die alten Chemiker drückten diese Thatsache durch den Satz: *Corpora non agunt nisi fluida* aus. In einigen Fällen ist es hinreichend, wenn nur der eine Körper sich in dem flüssigen oder gasförmigen Zustande befindet.

Die chemische Verwandtschaft wechselt auch je nach der Temperatur; Kalk und Kohlensäure vereinigen sich leicht bei gewöhnlicher Temperatur und bilden kohlensuren Kalk, welcher bei der Glühhitze sich wieder zersetzt und Kohlensäure entweichen lässt.

Je grösser die chemische Verwandtschaft der sich verbindenden Körper ist, je unähnlicher also sie sich in ihren Eigenschaften sind, mit desto grösserer Schnelligkeit und Mächtigkeit vereinigen sie sich. Bei solchen Verbindungen wird oft eine Entwicklung von Wärme und selbst Licht beobachtet, was nach der elektrochemischen Theorie als eine Ausgleichung der von den in Conflict kommenden Körpern ausströmenden Elektricitäten betrachtet wird.

Wenn sich zwei Körper chemisch miteinander verbinden, so nimmt der eine A von dem andern B nur eine bestimmte Menge auf, und ist diess geschehen, so sagt man, A ist von B gesättigt. Sättigung bezeichnet also denjenigen Zustand, in welchen sich zwei (oder mehrere) Körper in ihrer Vereinigung befinden, wenn der eine eine grössere Menge von dem andern aufzunehmen nicht mehr im Stande ist. Werden bei einer solchen Vereinigung die Eigenschaften der sich vereinigenden Körper zugleich vollständig aufgehoben, der Wahrnehmung entzogen, so heisst der Zustand Neu-

tralisation. Die Erscheinungen der Sättigung und Neutralisation sind Resultate der einfachen oder mischenden Verwandtschaft.

Kommen drei verschiedene Stoffe miteinander in Berührung, so muss nothwendig der Fall eintreten, dass entweder alle drei sich vereinigen, oder dass sich zwei verbinden und der dritte von der Verbindung ausgeschlossen wird. Der erste Fall gehört wieder zur einfachen oder mischenden Verwandtschaft, der zweite hingegen wird als ein Akt der einfachen Wahlverwandtschaft bezeichnet. Kommt z. B. ein zusammengesetzter Körper $a\ b$ mit einem einfachen Körper c in Berührung und Wechselwirkung, und hat c zu a grössere Verwandtschaft, als b zu a , so wird sich c mit a verbinden, und b wird ausgeschieden. Es wird dann ein neuer Körper $c\ a$ gebildet, ein *Produkt*, und b aus seiner Verbindung mit a ausgeschieden, ein *Edukt*. c ist dann ein Aequivalent für b . (Kohlensaurer Kalk und Schwefelsäure).

Noch mannichfaltiger ist der Erfolg, wenn vier Körper mit einander in Konflikt treten. Wenn z. B. zwei, aus zwei Bestandtheilen zusammengesetzte Körper A und B zusammen kommen, die Bestandtheile derselben aber, $a\ b, c\ d$, zu einander eine verschiedene Verwandtschaft besitzen, so ist der Erfolg dreifach: 1) entweder entsteht eine neue Verbindung von zwei Stoffen, z. B. $a\ c$, und b und d bleiben unvereinigt (salpetersaure Alaunerde und kohlen-saures Kali); oder 2) es verbinden sich drei Stoffe $a\ b\ c$, unter Abscheidung des vierten d (Kupfer, Sauerstoff, Schwefelsäure und Eisen); oder 3) es vereinigen sich je zwei und zwei miteinander, a mit c und b mit d , zu zwei neuen Körpern, es entstehen zwei Produkte. (Schwefelsaures Kupferoxyd und salpetersaurer Baryt.) Dieses letztere ist der Vorgang bei der doppelten Wahlverwandtschaft.

Wird ein zusammengesetzter Körper $a\ b$ durch einen andern c nur unter Vermittlung eines dritten d zersetzt, indem sich c mit b nur darum vereinigt, weil d zu dem sich bilden sollenden Körper $c\ b$ Verwandtschaft besitzt, so nennt man diesen Vorgang den Process der bedingenden oder prädisponirenden Verwandtschaft. (Wasser = Wasserstoff und Sauerstoff, Eisen und Schwefelsäure).

Sind die durch den Verwandtschaftsprocess auf nassem Wege gebildeten oder abgechiedenen Körper in der Flüssigkeit löslich, und

ist dieselbe in hinreichender Menge vorhanden, so wird nach geschehener Zersetzung keine sinnlich wahrnehmbaren Veränderungen, höchstens mitunter eine Farbenveränderung, beobachtet. Ist aber das Produkt oder Edukt schwer löslich oder reicht die Flüssigkeit nicht zu, sie aufzulösen, oder sind sie nur bei einer höheren Temperatur löslich, oder endlich ganz unlöslich, so wird eine Abscheidung aus der Flüssigkeit erfolgen. Ist es ein fester Körper, der sich ausscheidet, so wird nach Maassgabe seines specifischen Gewichts der Erfolg verschieden sein; ist er schwerer als die Flüssigkeit, so erfolgt ein Niederschlag (Präcipitat) und dann nennt man den Process eine Präcipitation (schwefelsaures Kupferoxyd und Kali); ist er leichter, so wird er oben auf schwimmen. (Seifenlösung und Salzsäure). Ist der abgeschiedene oder gebildete Körper tropfbar-flüssig, so wird sich derselbe entweder mit einem andern flüssigen mischen, oder nach Maassgabe seines specifischen Gewichts sich zu Boden setzen oder an der Oberfläche ablagern. Ist endlich das Produkt oder Edukt gasförmig, so wird es entweder in der Flüssigkeit gebunden (gelöst) bleiben, oder unter Aufbrausen (Effervescenz) entweichen; oder mit einem Knalle sich plötzlich entbinden.

Wenn auch wie oben erwähnt, die Verwandtschaftserscheinungen der Körper durch die Festigkeit der Materie oder die Cohäsion oft bedeutend modificirt und geschwächt werden, so wirkt andererseits die Cohäsionskraft doch auch häufig wieder günstig ein, insofern die Körper sich nur in dem der Affinität günstigen, d. h. im aufgelösten Zustande befinden. So z. B. hat zwar das Kali erfahrungsgemäss eine weit stärkere Verwandtschaft zur Schwefelsäure als der Baryt; bringt man aber schwefelsaures Kali mit einem auflöslichen Barytsalze zusammen, so erfolgt ein starker Niederschlag von schwefelsaurem Baryt, weil dieser ein in Wasser gänzlich unlöslicher Körper ist. Erhitzt man dagegen trocknen schwefelsauren Baryt mit kohlen-saurem Kali zum Glühen, so entsteht wieder schwefelsaures Kali (und kohlen-saurer Baryt).

Ausser der Cohäsionskraft wäre noch als ein die freie Thätigkeit der Verwandtschaft mächtig beschränkendes Agens die Lebenskraft organischer Wesen anzuführen. Sobald ein Thier, eine Pflanze gestorben ist, unterliegen ihre Theile dem Chemismus, wenn man sie nicht dem Einflusse der Feuchtigkeit, Luft oder Wärme vollständig entzieht.

Wir sind jetzt so weit vorbereitet, dass wir zu dem wichtigsten Abschnitt des allgemeinen Theils der Chemie, nämlich zu der Stöchiometrie oder Lehre von den festen Mischungsverhältnissen der Körper oder von den (chemischen) Verbindungen ungleichartiger Körper zu gleichartigen Ganzen nach bestimmten Proportionen übergehen können.

Schon im Anfange habe ich gesagt, dass man bis jetzt 61 einfache Stoffe, woraus alle Naturkörper und Kunstprodukte bestehen, kennen gelernt hat. Ihre Namen nebst den (von den Anfangsbuchstaben den lateinischen Namen abgeleiteten) Zeichen, wodurch man sie abgekürzt darstellt, sowie ihre stöchiometrischen Zahlen (welche weiter unten erläutert werden) mögen hier sogleich folgen:

Namen der Elemente.		Chemische Aequivalente			
		Zeichen.	berechnet auf Sauerstoff = 100	berechnet auf Wasserstoff = 1	
Ametalle	Luftbilder	Sauerstoff (Oxygen)	O	100,0	8,0
		Wasserstoff (Hydrogen)	H	12,5	1,0
		Stickstoff (Nitrogen)	N	175,0	14,0
	Salzbilder	Chlor	Cl	443,7	35,5
		Brom	Br	978,8	78,3
		Jod	I	1578,8	126,3
		Fluor	F	240,0	19,2
		Schwefel (Sulphur)	S	200,0	16,0
	Erdbilder	Selen	Se	491,2	39,3
		Phosphor	P	400,0	32,0
		Bor	B	136,2	10,9
	Edelsteinbilder	Kiesel (Silicium)	Si	266,7	21,3
		Kohlenstoff (Carbon)	C	75,0	6,0
Metalle	Leichte Metalle. Spec. Gewicht unter 5,0.	Kalium	K	490,0	39,2
		Natrium	Na	287,2	23,0
	Metalle der Metalle der alkalischen Erden Alkalien	Lithium	Li	80,0	6,4
		Baryum	Ba	856,3	68,5
		Strontium	Sr	548,0	43,8
		Calcium	Ca	250,0	20,0
		Magnesium	Mg	150,0	12,0

Namen der Elemente.		Chemische Aequivalente					
		Zeichen.	berechnet auf Sauerstoff = 100	berechnet auf Wasserstoff = 1			
Metalle	Leichte Metalle, Spec. Gewicht unter 5,0.	Metalle der reinen Erden	Aluminium	Al	171,2	13,7	
			Beryllium	Be	87,5	7,0	
			Erbium	Er	—	—	
			Terbium	Tr	—	—	
			Thorium	Th	743,9	59,5	
			Yttrium	Y	402,3	32,2	
			Zirconium	Zr	420,0	33,6	
			Unedle Metalle, welche vorzugeweise Basen bilden.	Cerium	Ce	590,8	47,3
				Didym	Di	620,0	49,6
	Lanthan	La		588,0	47,0		
	Mangan	Mn		345,0	27,6		
	Uran	U		750,0	60,0		
	Zink	Zn		406,6	32,5		
	Eisen (Ferrum)	Fe		350,0	28,0		
	Kobalt (Cobaltum)	Co		369,0	29,5		
	Nickel	Ni		370,0	29,6		
	Schwere oder Erzmethalle.	Unedle Metalle, welche vorzugeweise Säuren bilden.	Edle Metalle	Cadmium	Cd	696,8	55,7
				Zinn (Stannum)	Sn	725,0	58,0
Blei (Plumbum)				Pb	1295,0	103,6	
Wismuth (Bismuthum)				Bi	1330,0	106,4	
Kupfer (Cuprum)				Cu	396,6	31,7	
Quecksilb. (Hydrargyr.)				Hg	1250,0	100,0	
Edle Metalle		Silber (Argentum)	Ag	1350,0	108,0		
		Gold (Aurum)	Au	2462,5	197,0		
		Platin	Pt	1232,5	98,6		
		Iridium	Ir	1233,7	98,7		
		Palladium	Pd	665,0	53,2		
		Rhodium	Rh	653,0	52,2		
Unedle Metalle, welche vorzugeweise Säuren bilden.	Ruthenium	Ru	646,8	51,7			
	Osmium	Os	1244,2	99,5			
	Arsen	As	937,5	75,0			
	Antimon (Stibium)	Sb	1612,5	129,0			
	Chrom	Cr	328,0	26,2			
Molybdän	Mo	589,0	47,1				
Niobium	Nb	—	—				

Namen der Elemente.	Chemische Aequivalente			
	Zeichen.	berechnet auf Sauer- stoff = 100	berechnet auf Wasser- stoff = 1	
Metalle $\left\{ \begin{array}{l} \text{Schwere od. Erzmalle.} \\ \text{Spec. Gewicht über 5,0.} \\ \text{Uedle Metalle,} \\ \text{welche vorzugsweise} \\ \text{Säuren bilden} \end{array} \right.$	Pelopium	Pe	—	—
	Tantal	Ta	—	—
	Tellur	Te	806,5	64,5
	Titan	Ti	314,8	25,2
	Vanadin	V	856,0	68,5
	Wolfram	W	1150,0	92,0

Lange Zeit hindurch betrachtete man die Gewichtsverhältnisse, nach welchen die Verbindung dieser Elemente untereinander stattfindet, als ganz unwesentlich, und erst gegen das Ende des vorigen Jahrhunderts bestimmte man die bei chemischen Erscheinungen stattfindenden Vorgänge nach Maass und Gewicht. Es wurde hiedurch eine neue, und zwar eine der wichtigsten Eigenschaften, in Betracht gezogen, und die grossen Fortschritte, welche die Chemie seitdem gemacht hat, müssen zum grossen Theile diesem Umstande zugeschrieben werden. Die Chemiker beschäftigten sich von da an eifrigst mit der Bestimmung der Zusammensetzung aller Verbindungen; das Verfahren der chemischen Analyse verbesserte sich allmählig, und man entdeckte bald eine Anzahl der merkwürdigsten Gesetze, welche den Gewichtsverhältnissen der chemischen Verbindungen zu Grunde liegen, und die wir nun näher betrachten wollen.

Eine jede chemische Verbindung enthält die einfachen Stoffe, welche sie constituiren, stets in dem nämlichen Verhältniss miteinander vereinigt. Ist der eine oder der andere der Stoffe im Ueberschuss vorhanden, so bleibt eine gewisse Menge desselben im unverbundenen Zustande übrig, oder mit andern Worten: *die Körper verbinden sich nicht in jedem möglichen Verhältniss chemisch miteinander.* Dieses Gesetz führt den Namen: Gesetz der Verbindung in festen Verhältnissen. Man kann sich diese festen Verhältnisse entweder dem Raume oder dem Gewichte nach denken; die Bestimmung des räumlichen Verhältnisses kann aber mit Genauigkeit nur bei luftförmigen, weniger genau bei tropfbarflüssigen, am wenigsten genau bei festen Materien geschehen, und in der That finden wir, dass die Gase sich in den einfachsten, stets gleichbleibenden räumlichen Verhältnissen, mit einander verbinden. Aber nur

wenige Elemente sind gasförmig oder lassen sich durch Hitze in Gas verwandeln, die Vorstellungsweise wonach sich die Körper in bestimmten Raumverhältnissen verbinden — die sog. Volumtheorie — hat daher keinen grossen praktischen Werth. Wir müssen uns nach einer andern Theorie umsehen, welche alle Elemente und ihre Verbindungen umfasst, und diess ist die Corpusculartheorie oder diejenige Vorstellungsweise, welche sich die Verhältnisse, in denen die Körper miteinander in Verbindung treten, dem Gewichte nach denkt.

Man nennt die absoluten Gewichte, nach welchen sich ungleichartige Körper, innerhalb constanter einfacher Verhältnisse, zu gleichartigen Ganzen, zu neuen Körpern miteinander verbinden, Mischungsgewichte, Aequivalente oder auch Atomengewichte. Mit letzterm Ausdrucke will man zugleich andeuten, dass jedes kleinste Theilchen oder Atom des einen Körpers an jedes kleinste Theilchen oder Atom des andern Körpers tritt. Aequivalent (von *aequivalere*: gleichgeltend, gleichwerthig seyn) ist jedenfalls der beste, jede Hypothese ausschliessende Ausdruck für jene Gewichtsverhältnisse, weil, wie weiterhin noch mehr einleuchten wird, dieselben sich gegenseitig in Verbindungen vertreten können.

Man findet das Aequivalent der Körper aus dem constanten Mischungsverhältnisse zusammengesetzter Körper, und nimmt, um die Aequivalente untereinander vergleichbar zu machen, das Aequivalent irgend eines Elementes als Einheit an. Als Einheit dient hierbei entweder der Wasserstoff, weil er das kleinste Aequivalent hat, oder der Sauerstoff, weil er die zahlreichsten Verbindungen eingeht. Hat der Wasserstoff das Aequivalent = 1, so hat, wie wir hier sogleich als bekannt voraussetzen wollen, der Sauerstoff = 8; hat aber der Sauerstoff das Aequivalent = 1, so müsste dann der Wasserstoff die Bruchzahl $\frac{1}{8}$ oder 0,125 bekommen. Um aber das Aequivalent des Wasserstoffs (und einiger anderer Elemente, deren Aequivalent kleiner als das des Sauerstoffs ist) auch in einer ganzen Zahl ausdrücken zu können, wird das Aequivalent des Sauerstoffs nicht = 1, sondern = 100 gesetzt; das Aequivalent des Wasserstoffes ist dann 12,5, denn $8 : 1 = 100 : 12,5$. Hieraus folgt nun weiter, dass alle Aequivalentzahlen der Elemente, welche nach dem Wasserstoff = 1 berechnet werden, $12\frac{1}{2}$ mal kleiner ausfallen müssen, als die nach dem Sauerstoff = 100 berechneten. Man kann daher auch die Wasser-

stoffzahlen leicht in die Sauerstoffzahlen umwandeln, wenn man sie mit $12\frac{1}{2}$ multiplicirt, oder wenn man sie mit 100 multiplicirt und das Produkt mit 8 dividirt; und umgekehrt erhält man die Wasserstoffzahlen aus den Sauerstoffzahlen, wenn man die letztern mit $12\frac{1}{2}$ dividirt, oder wenn man sie mit 8 multiplicirt und das Produkt mit 100 dividirt. Das relative Verhältniss zwischen den Aequivalenten selbst bleibt natürlich stets dasselbe, sie mögen sich nach dem Wasserstoff = 1, oder nach dem Sauerstoff = 100 richten. Da sämtliche Zahlen, wenn der Wasserstoff = 1 ist, viel kleiner sind, als wenn ihnen der Sauerstoff = 100 zu Grunde gelegt wird, so erscheinen jene allerdings bequemer beim Gebrauche; diese Bequemlichkeit wird aber dadurch wieder aufgehoben, dass den ganzen Zahlen häufig noch Brüche anhängen, die in der Praxis nicht vernachlässigt werden dürfen. Die nach dem Sauerstoff = 100 berechneten Aequivalente sind aber, mit alleiniger Ausnahme der Aequivalentzahl des Wasserstoffs = 12,5, so gross, dass die vorkommenden Brüche, unbeschadet der Genauigkeit, bei Berechnungen unberücksichtigt bleiben können. Aus diesen Gründen, weil nämlich eine ganze Zahl dem Gedächtniss leichter einzuprägen ist, als eine ganze Zahl mit Bruch, ziehe ich es vor, die nach dem Sauerstoff = 100 berechneten Aequivalente in meinen Vorträgen zu Grunde zu legen.

Es wurde oben gesagt, dass das Aequivalent der Körper aus dem constanten Mischungsverhältniss zusammengesetzter Körper ermittelt wird. Man kann diesen Zweck auf eine doppelte Weise erreichen, durch Synthese oder durch Analyse; durch Synthese, indem man irgend einen Körper mit einem andern verbindet, und durch Wägen erfährt, wie viel jener von diesem aufgenommen hat; durch Analyse, indem man irgend eine Verbindung in ihre Bestandtheile zerlegt, und die Gewichte der letztern bestimmt. Es braucht kaum bemerkt zu werden, dass solche Operationen mit der grössten Genauigkeit und unter Vermeidung jeglichen Verlustes ausgeführt werden müssen. Wir wollen einen jeden dieser Fälle durch einige Beispiele anschaulich machen.

Ermittlung des Aequivalents durch Synthese. Wenn man metallisches Blei in einem Porcellantiegel schmilzt, so überzieht sich das Metall bald mit einer grauen Decke, welche bei offenem Luftzutritt immer mehr zunimmt, und endlich ist alles Blei in ein graues Pulver verwandelt. Setzt man nun das Erhitzen unter öfterm

Umrühren mit einem Stäbchen von Porcellan oder Glas fort, so nimmt das graue Pulver eine gelbe Farbe an; bemerkt man keine grauen Theilchen mehr und zeigt der Tiegel beim wiederholten Aufsetzen auf eine feine Wage keine Gewichtszunahme mehr, so hat man nun statt Blei: Bleioxyd, und wenn 100 Gran Blei zu dem Versuche verwendet waren, so wiegt das Bleioxyd 107,722 Gran. Die Gewichtszunahme von 7,722 Gran, welche das Blei auf diese Weise erhalten hat, ist nichts anders als Sauerstoff, und nimmt man in dem Bleioxyde gleiche Aequivalente Blei und Sauerstoff an, so findet man, da das Aequivalent des Sauerstoffs zur Grundzahl für alle übrigen Aequivalente oder = 100 gesetzt wird, das Aequivalent des Bleies durch folgende Proportion:

$$7,722 : 100 = 100 : x$$

$$x = 1295$$

In der oben mitgetheilten Tabelle wird man dieselbe Zahl 1295 als das Aequivalent des Bleies finden. In der letzten Columne jener Tabelle steht als Aequivalent des Bleies 103,6, wenn Wasserstoff = 1 ist. Dividirt man nämlich 1295 durch $12\frac{1}{2}$, oder multiplicirt man 1295 mit 8 und dividirt das Produkt mit 100, so erhält man 103,6 als Quotienten.

Wenn man die oben erhaltenen 107,722 Gran Bleioxyd mit etwa der Hälfte ihres Gewichts Schwefel vermengt, das Gemenge in eine kleine Retorte bringt und erhitzt, so wird es sehr bald schwarz, es entweicht Schwefel und schwefelige Säure (indem sich ein Theil des Schwefels mit dem Sauerstoff des Bleies verbindet), und im Rückstande bleibt eine schwarze Masse (Schwefelblei), welche 115,444 Gran wiegen wird. Alles Blei befindet sich noch in diesem Rückstande, der Gewichtüberschuss über 100 Gran muss also Schwefel seyn, welcher an die Stelle des Sauerstoffs getreten ist. Die 15,444 Gran Schwefel sind daher das Aequivalent für 7,722 Gran Sauerstoff, sie haben denselben chemischen Werth wie letztere. So wie nun diese 7,722 Sauerstoff einem Aequivalent entsprechen, so müssen jene 15,444 Schwefel ebenfalls einem Aequivalent entsprechen, und wir finden das Aequivalent des Schwefels, wenn das des Sauerstoffs = 100 ist, durch folgende Proportion:

$$7,722 : 15,444 = 100 : x$$

$$x = 200.$$

Die Tabelle hat dieselbe Aequivalentenzahl, ausserdem noch in der letzten Columne die Zahl 16, welche durch Division von $12\frac{1}{2}$ in 200 resultirt.

Das schwarze Schwefelblei verwandelt sich durch Behandlung mit concentrirter Chlorwasserstoffsäure, unter Entwicklung des Schwefels als Schwefelwasserstoff, in weisses Chlorblei. Unterwirft man nun obige 115,444 Gran Schwefelblei einer solchen Operation, so bleiben 134,262 Gran Chlorblei. An die Stelle von 7,722 Sauerstoff oder 15,444 Schwefel sind also 34,262 Chlor getreten; es waren mithin 34,262 Chlor erforderlich, um den 7,722 Sauerstoff oder 15,444 Schwefel äquivalent zu seyn, um denselben chemischen Effect wie diese (Bindung von 100 metallischem Blei) hervorzubringen. Den Sauerstoff = 100 gesetzt, ist nun das Aequivalent des Chlors, nach der Proportion

$$7,722 : 34,262 = 100 : x$$

$$x = 443,7.$$

Das Chlorblei löst sich in einer grossen Menge Wasser vollständig auf; setzt man zu dieser Auflösung eine Auflösung von salpetersaurem Silberoxyd, so tritt doppelte Wahlverwandtschaft ein, alles Chlor fällt als Chlorsilber nieder und alles Blei bleibt als salpetersaures Bleioxyd gelöst. Von 134,262 Gran Chlorblei beträgt der Chlorsilber-Niederschlag 138,507 Gran, in welchem also 34,262 Chlor und 104,245 Silber enthalten sind. Offenbar sind die 104,245 Silber ein Aequivalent für 100 Blei, beide Zahlen müssen sich daher wie die Aequivalente dieser Metalle verhalten, und nach der Proportion:

$$100 : 104,245 = 1295 : x$$

$$x = 1350$$

ist 1350 das Aequivalent des Silbers.

Von der gegenseitigen Vertretung der Körper in Verbindungen liefern die nachfolgenden Versuche sehr augenfällige Beweise.

Taucht man in eine Auflösung von salpetersaurem Silberoxyd = $\text{AgO} + \text{NO}_2$ ein Kupferblech, so schlägt sich das Silber vollständig nieder, und eine entsprechende Menge von Kupfer löst sich auf; das Kupfer tritt an die Stelle des Silbers, und bildet salpetersaures Kupferoxyd = $\text{CuO} + \text{NO}_2$. Bestimmt man die Gewichtsmengen des gefällten Silbers und die des gelösten Kupfers, so findet man, dass sie in dem Verhältniss von 1350 : 396,6 stehen. Dieselben Mengen, nämlich 1350 Silber und 396,6 Kupfer, vereinigen sich aber mit 100 Sauerstoff zu Silberoxyd = AgO und Kupferoxyd = CuO .

Bringt man in die hierdurch erhaltene Lösung von salpetersaurem Kupferoxyd Cadmium, so wird das Kupfer metallisch abgeschieden, und eine gewisse Menge von Cadmium löst sich auf. Der Versuch ergiebt hierbei, dass für 396,6 Gewichtstheile Kupfer 696,8 Gewichtstheile Cadmium sich lösen; diese Gewichte drücken gleichfalls die mit 100 Gewichtstheilen Sauerstoff, in dem Kupferoxyd und Cadmiumoxyd, verbundenen Mengen dieser Metalle aus.

Taucht man endlich einen Zinkstreifen in die Lösung des salpetersauren Cadmiumoxyds, so schlägt sich das Cadmium nieder, und an dessen Stelle löst sich eine gewisse Menge von Zink auf. Die Gewichte beider stehen in dem Verhältniss von 696,8 : 406,6; diess sind aber auch die Mengen beider Metalle, welche sich mit 100 Gewichtstheilen Sauerstoff zu Zinkoxyd und Cadmiumoxyd verbinden.

Wir nehmen also mit Recht als Aequivalente des Silbers, Kupfers, Cadmiums und Zinks die Zahlen 1350; 396,6; 696,8 und 406,6, denn diese Mengen ersetzen sich gegenseitig in entsprechenden Verbindungen.

Ermittelung des Aequivalents durch Analyse. Die genauesten Zerlegungen des Wassers haben dargethan, dass dasselbe in 100 Theilen aus 88,88 Sauerstoff und 11,12 Wasserstoff besteht. Unter der Voraussetzung, dass darin diese beiden Elemente zu gleichen Aequivalenten mit einander verbunden sind (und es ist kein Grund vorhanden, eine andere Annahme zuzulassen), so muss das Aequ. des Wasserstoffs, wenn das des Sauerstoffs = 100, = 12,5 seyn, denn

$$88,88 : 11,12 = 100 : x$$

$$x = 12,5.$$

Das Silberoxyd verliert beim Erhitzen allen seinen Sauerstoff und hinterlässt Metall. Von 100 Gr. Silberoxyd bleiben auf diese Weise 93,104 Gr. Silber. Unter der Voraussetzung, dass das Silberoxyd aus gleichen Aequ. Metall und Sauerstoff besteht, erhält man nach folgender Proportion das Aequivalent des Silbers:

$$6,896 : 93,104 = 100 : x$$

$$x = 1350.$$

Das Kupferoxyd verliert durch blosses Erhitzen seinen Sauerstoff nicht; leitet man aber über dasselbe, während es glühet, Wasserstoffgas, so verbindet sich der Sauerstoff des Oxydes mit dem Wasserstoff und entweicht als Wasser, und man erhält im Rück-

stande metallisches Kupfer. 100 Gr. Kupferoxyd liefern auf diese Weise 79,863 Gr. Metall. Nach der Proportion

$$20,137 : 100 = 79,863 : x$$

$$x = 396,6$$

ist 396,6 das Aequivalent des Kupfers.

Ist die Zusammensetzung eines Körpers nach Aequivalenten bekannt, so kann man danach die procentische Zusammensetzung unter allen Umständen leicht berechnen. Wir wollen diess an einem Beispiele zeigen.

Das Kochsalz besteht aus

1 Aequ. Natrium	= 287,2
1 Aequ. Chlor	= 443,7
1 Aequ. Chlornatrium	= 730,9

Wenn also 730,9 Gran Kochsalz 287,2 Gr. Natrium und 443,7 Gr. Chlor enthalten, so sind in 100 Gr. Kochsalz 39,2 Gr. Natrium und 60,8 Gr. Chlor.

Da, wie oben bereits gesagt, die Gase sich in einfachen räumlichen Verhältnissen miteinander verbinden, und da die spec. Gewichte derselben in einem sehr constanten Zusammenhange mit ihren Aequivalenten stehen, so kann man auch aus den spec. Gewichten der gasförmigen Bestandtheile das Mischungsverhältniss eines zusammengesetzten Körpers kennen lernen. So z. B. verbinden sich 2 Vol. Wasserstoff genau mit 1 Vol. Sauerstoff zu Wasser. Nimmt man daher das spec. Gewicht des Wasserstoffs = 0,0688 doppelt, und das spec. Gewicht des Sauerstoffs = 1,1026 einfach, so verhalten sich diese beiden spec. Gewichte genau so, wie die resp. Aequivalente:

$$2 \times 0,0688 = 0,1376 : 1,1026 = 12,5 : 100.$$

Ebenso ist die chemische Zusammensetzung des Stickoxydulgases folgende:

$$2 \text{ Vol. Stickstoffgas, spec. Gew. } 0,9700 \times 2 = 1,9400$$

$$1 \text{ Vol. Sauerstoffgas, spec. Gew. } 1,1026$$

und das Aequivalent des Stickstoffes ist hiernach 175, denn

$$1,1026 : 1,9400 = 100 : 175.$$

Soll aus dem spec. Gewichte der Bestandtheile eines zusammengesetzten gasförmigen Körpers sein spec. Gewicht selbst bestimmt werden, so muss man genau wissen, ob das Volum des zusammengesetzten Körpers gleich ist dem Volum seiner Bestandtheile,

oder nicht; ob eine Verdichtung, eine Condensation der Bestandtheile bei ihrer Vereinigung stattfindet oder nicht. Hier können verschiedene Fälle eintreten:

1. Sind die Raumtheile der Bestandtheile gleich, 1 : 1, so ist das Volum des gebildeten Körpers entweder gleich der Summe der Raumtheile seiner Bestandtheile, wie beim Chlorwasserstoffgas, oder gleich der Hälfte dieser Summe wie beim Chlorkohlenoxydgas.

Das Chlorwasserstoffgas besteht aus:

1 Volum Chlor,	2,4710 spec. Gewicht.
1 „ Wasserstoff,	0,0688 „ „
<hr/>	
2 „ Chlorwasserstoff,	2,5398 „ „

Das Chlorwasserstoffgas hat daher ein spec. Gew. = 1,7699.

Das Chlorkohlenoxydgas besteht aus:

1 Volum Chlor,	2,4710 spec. Gewicht.
1 „ Kohlenoxyd,	0,9678 „ „
<hr/>	
1 „ Chlorkohlenoxyd,	3,4388 „ „

2. Ist das Verhältniss der Raumtheile = 1 : 2, so ist das Volum des gebildeten Körpers = $\frac{2}{3}$ der Summe der Raumtheile seiner Bestandtheile, oder = 2 Raumtheilen, wie beim Wasserdampf. Es kann aber auch eine Verdichtung auf $\frac{1}{3}$ eintreten, oder nur 1 Volum bleiben, wie beim Leuchtgase.

Das Wasser besteht aus

1 Volum Sauerstoffgas,	1,1026 spec. Gewicht
2 „ Wasserstoffgas,	0,1376 „ „ (2 \times 0,0688)
<hr/>	
2 „ Wasserdampf,	1,2402 „ „

Also ist das spec. Gew. des Wasserdampfes 0,6201.

Das Leuchtgas besteht aus

1 Volum Kohlendampf,	0,8428 spec. Gewicht
2 „ Wasserstoff,	0,1376 „ „
<hr/>	
1 „ Leuchtgas,	0,9804 „ „

3. Ist das Verhältniss = 1 : 3, so ist das Volum des zusammengesetzten Körpers = $\frac{1}{4}$ der Summe der Raumtheile seiner Bestandtheile, oder = 2 Raumtheilen, wie beim Ammoniakgase.

Das Ammoniakgas besteht aus

1 Volum Stickstoff,	0,9700 spec. Gewicht
3 „ Wasserstoff,	0,2064 „ „
<hr/>	
2 „ Ammoniakgas,	1,1764 „ „

Also ist das spec. Gewicht des Ammoniakgases = 0,5882.

4. Ist das Verhältniss = 2 : 3, so tritt eine Condensation auf $\frac{2}{3}$ ein, so dass der neue Körper 3 Raumtheile einnimmt, wie bei der chlorigen Säure.

Die chlorige Säure besteht aus

2 Volum Chlorgas,	4,9420 spec. Gewicht
3 „ Sauerstoffgas,	3,3078 „ „
3 ' „ chlorige Säure,	8,2498 „ „

Also ist das spec. Gewicht der chlorigen Säure = 2,7499.

5. Bei 1 : 4 tritt eine Condensation auf $\frac{1}{4}$ ein, so dass der neue Körper 2 Raumtheile einnimmt, wie beim Sumpfgase.

Das Sumpfgas besteht aus

1 Volum Kohlendampf,	0,8428 spec. Gewicht
4 „ Wasserstoff,	0,2752 „ „
2 „ Sumpfgas,	1,1180 „ „

Also ist das spec. Gewicht des Sumpfgases = 0,5590.

Nach dem bisher Vorgetragenen könnte man zu der Ansicht verleitet werden, dass ein Körper sich mit einem andern nur in einem einzigen festen Verhältnisse vereinige. Diess ist aber, wie wir sogleich sehen werden, durchaus nicht der Fall. Es vereinigen sich vielmehr zwei Körper häufig in mehrern Verhältnissen mit einander, und bilden hierbei von einander verschiedene Verbindungen; in diesem Falle wird aber für jede dieser Verbindungen das Gesetz der festen Verhältnisse befolgt.

Wir gelangen durch diese Thatsache zu einem andern wichtigen Gesetze, welches das Gesetz der multipeln Proportionen genannt wird, und sich am besten folgendermassen ausdrücken lässt:

Wenn zwei Stoffe sich in mehrern Verhältnissen verbinden, so stehen die mit derselben Menge des einen Stoffes verbundenen Mengen des zweiten Stoffes unter sich in einem sehr einfachen Verhältniss, welches z. B. durch die Zahlen 1 : $1\frac{1}{2}$: 2 : $2\frac{1}{2}$: 3 : $3\frac{1}{2}$: 4 : 5 : 6 ausgedrückt wird.

Um eine klare Einsicht in dieses Gesetz zu geben, wollen wir einige Beispiele anführen:

Der Stickstoff bildet mit dem Sauerstoff 5 bestimmte Verbindungen, von folgender procentischer Zusammensetzung:

Stickstoffoxydul . .	Stickstoff	63,63
	Sauerstoff	36,37
		100,00

Stickstoffoxyd . . .	Stickstoff	46,66
	Sauerstoff	53,34
		100,00
Salpeterige Säure . .	Stickstoff	36,84
	Sauerstoff	63,16
		100,00
Untersalpetersäure . .	Stickstoff	30,43
	Sauerstoff	69,57
		100,00
Salpetersäure . . .	Stickstoff	25,93
	Sauerstoff	74,07
		100,00

Der erste Anblick dieser Zusammensetzungen lässt keine Gesetzmässigkeit wahrnehmen; berechnet man aber die Zusammensetzung der verschiedenen Verbindungen auf ein und dasselbe Gewicht des einen darin enthaltenen Stoffes, z. B. des Stickstoffes, so wird es sogleich in die Augen fallen, dass die damit verbundenen Sauerstoffmengen in dem Verhältnisse von 1 : 2 : 3 : 4 : 5 stehen. Es ist hierbei natürlich völlig einerlei, welche Menge von Stickstoff man der Berechnung zu Grunde legt; wir wollen dieses unveränderliche Gewicht Stickstoff aus der obigen Tabelle nehmen, also = 175 setzen, weil es das Aequivalent desselben ist, und die Zusammensetzung der verschiedenen Oxydationsstufen des Stickstoffs hierauf beziehen:

Stickstoffoxydul . . .	Stickstoff	175
	Sauerstoff	100
		275
Stickstoffoxyd . . .	Stickstoff	175
	Sauerstoff	200
		375
Salpeterige Säure . . .	Stickstoff	175
	Sauerstoff	300
		475
Untersalpetersäure . .	Stickstoff	175
	Sauerstoff	400
		575
Salpetersäure . . .	Stickstoff	175
	Sauerstoff	500
		675

Die mit 175 Gewichtstheilen Stickstoff verbundenen Sauerstoffmengen 100, 200, 300, 400, 500 stehen also in dem Verhältniss von 1 : 2 : 3 : 4 : 5, und diese letztern Zahlen drücken zugleich die Anzahl der Aequivalente Sauerstoff, welche sich mit dem Stickstoff verbinden, aus.

Das Mangan bildet mit dem Sauerstoff fünf verschiedene Verbindungen; die Zusammensetzung derselben ist

	auf 100 Theile berechnet	auf das Aequivalent des Mangans berechnet
Manganoxydul .	Mangan 77,04	345
	Sauerstoff 22,96	100
	<hr/> 100,00	<hr/> 445
Manganoxyd .	Mangan 69,68	345
	Sauerstoff 30,32	150
	<hr/> 100,00	<hr/> 495
Mangansuperoxyd	Mangan 63,28	345
	Sauerstoff 36,72	200
	<hr/> 100,00	<hr/> 545
Mangansäure .	Mangan 53,47	345
	Sauerstoff 46,53	300
	<hr/> 100,00	<hr/> 645
Uebermangansäure	Mangan 49,61	345
	Sauerstoff 50,39	350
	<hr/> 100,00	<hr/> 695

Die Sauerstoffmengen 100, 150, 200, 300, 350, welche mit 1 Aequ. Mangan verbunden sind, stehen also in dem Verhältniss von 1 : $1\frac{1}{2}$: 2 : 3 : $3\frac{1}{2}$; oder: 1 Aequ. Mangan verbindet sich mit 1, $1\frac{1}{2}$, 2, 3, $3\frac{1}{2}$ Aequ. Sauerstoff.

Aehnliche Verhältnisse bestehen für die Verbindungen aller Stoffe. So verbindet sich 1 Aequ. = 200 Schwefel mit 100, 200, 250, 300 Sauerstoff; 1 Aequ. = 12,5 Wasserstoff mit 100, 200 Sauerstoff; 1 Aequ. = 400 Phosphor mit 12,5, 25, 37,5 Wasserstoff; 1 Aequ. = 75 Kohlenstoff mit 443,7, 665,5, 887,4 Chlor; 1 Aequ. = 490 Kalium mit 200, 400, 600, 800, 1000 Schwefel; 1 Aequ. = 75 Kohlenstoff mit 100, 150, 200 Sauerstoff; u. s. w.

Wir gelangen also zu dem allgemeinen Gesetz: Für jeden einfachen Stoff giebt es ein gewisses Gewicht, welches wir chemisches Aequivalent nennen, und alle Verbindungen der Stoffe gehen nach diesen Aequivalenten

oder Multipeln derselben mit den einfachen Zahlen $1 : 1\frac{1}{2} : 2 : 2\frac{1}{2} : 3 : 3\frac{1}{2} : 4 : 5 \dots$ vor sich. — Werden die Aequivalente der Bestandtheile einer Verbindung zusammenaddirt, so erhält man das chemische Aequivalent dieser Verbindung. Z. B. das Eisenoxyd = Fe_2O_3 , hat das Aequivalent von $2 \times 350 + 3 \times 100 = 1000$.

Die Kenntniss der chemischen Aequivalente erlaubt uns, die Zusammensetzung der Verbindungen auf eine sehr einfache Weise darzustellen, so dass man dieselbe, wenn man die Aequivalentzahlen der einfachen Stoffe kennt, leicht in Zahlen berechnen kann. Drückt man nämlich das Aequivalent des Sauerstoffes durch O, das des Wasserstoffes durch H, das des Selens durch Se, das des Schwefels durch S, das des Chlors durch Cl u. s. w. aus (man sehe die Tabelle), so kann man durch Zusammenstellen dieser Zeichen Verbindungen bezeichnen und sogenannte chemische Formeln erhalten, welche in kurzer und bündiger Weise nicht bloss angeben, woraus die Verbindungen bestehen, sondern auch in welchem Gewichtsverhältniss die Körper darin mit einander verbunden sind. Die chemische Formel einer Verbindung drückt also zugleich ihr Aequivalent aus. So z. B. bedeutet HO eine Verbindung von 1 Aeq. = 12,5 Wasserstoff und 1 Aeq. = 100 Sauerstoff; HO_2 eine Verbindung von 1 Aeq. Wasserstoff und 2 Aeq. Sauerstoff; NO_5 eine Verbindung von 1 Aeq. Stickstoff mit 5 Aeq. Sauerstoff; 2NO_5 zwei solcher Verbindungen von 1 Aeq. Stickstoff und 5 Aeq. Sauerstoff; KO eine Verbindung von 1 Aeq. Kalium und 1 Aeq. Sauerstoff; $\text{KO} + \text{NO}_5$ eine Verbindung von 1 Aeq. Kalium und 1 Aeq. Sauerstoff mit einer Verbindung von 1 Aeq. Stickstoff und 5 Aeq. Sauerstoff; Fe_2O_3 eine Verbindung von 2 Aeq. Eisen und 3 Aeq. Sauerstoff, und kommen hiezu noch drei Verbindungen von 1 Aeq. Schwefel und 3 Aeq. Sauerstoff, so wird diess durch die Formel $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3$ ausgedrückt; u. s. w. Wir müssen bei Gelegenheit der letztern Formel sogleich ein für allemal bemerken, dass in chemischen Formeln niemals Bruchtheile von Aequivalenten ausgedrückt werden, dass also jene Formel nicht $\text{FeO}_{1\frac{1}{2}} + 1\frac{1}{2}\text{SO}_3$ geschrieben wird, obgleich das Verhältniss der Körper zu einander keine Veränderung erleidet, man mag $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3$ oder $\text{FeO}_{1\frac{1}{2}} + 1\frac{1}{2}\text{SO}_3$ schreiben.

Die chemische Formel einer Verbindung kann man im Allgemeinen leicht finden, wenn die Natur und die Zusammensetzung

derselben nach Gewichtstheilen bekannt ist. Man dividirt nämlich in die Gewichtstheile der Bestandtheile mit den respectiven Aequivalenten der letztern, nimmt den kleinsten der erhaltenen Quotienten als Einheit an und regulirt danach die übrigen Quotienten, indem man wiederum jenen in diese dividirt.

Z. B. das Kochsalz besteht in 100 Theilen aus 39,2 Natrium und 60,8 Chlor. Dividirt man nun mit dem Aequivalent des Natriums = 287,2 in 39,2, so erhält man als Quotienten 0,136.

Dividirt man ferner mit dem Aequivalent des Chlors = 443,7 in 60,8, so erhält man als Quotienten 0,137.

Der kleinste Quotient 0,136 = 1 gesetzt, kann der andere 0,137 unbedenklich ebenfalls = 1 gesetzt werden. Folglich besteht das Kochsalz aus gleichen Aeq. Natrium und Chlor und bekommt die Formel NaCl.

Der Alkohol besteht in 100 Theilen aus 52,17 Kohlenstoff, 13,04 Wasserstoff und 34,79 Sauerstoff.

Das Aeq. des Kohlenstoffs = 75 in 52,17 dividirt, giebt 0,695

„ „ „ Wasserstoffs = 12,5 in 13,04 „ „ 1,043

„ „ „ Sauerstoffs = 100 in 34,79 „ „ 0,347

Der letzte Quotient ist der kleinste, der erste doppelt so gross, der zweite dreimal so gross, der Alkohol besteht daher aus 1 Aeq. Sauerstoff, 2 Aeq. Kohlenstoff und 3 Aeq. Wasserstoff, und bekommt hiernach die Formel C_2H_6O .

Das Beispiel des Alkohols führt uns hier sogleich noch auf einen andern Punkt, nämlich auf den Unterschied, welchen man zwischen einer empirischen und rationellen Formel macht. Empirisch heisst die Formel, wenn sie das unmittelbare Ergebniss des Versuchs ist. Rationell dagegen heisst sie, wenn sie uns Aufschluss über die Gruppierung der Elemente untereinander giebt.

Der Alkohol muss nun nach allen Beobachtungen, welche man über sein chemisches Verhalten gemacht hat, als das Hydrat des Aethers betrachtet werden. Der Aether hat die Formel C_2H_5O , welche mit 1 Aeq. Wasser verbunden, das Doppelte der obigen Formel des Alkohols ist. Die empirische Formel des Alkohols ist also C_2H_6O oder $C_2H_5O_2$, die rationelle: $C_2H_5O + HO$, oder wenn der Aether das Oxyd von C_2H_5 ist: $C_2H_5 + O_2HO$.

Die Lehre von den chemischen Aequivalenten, welche wir bisher an den binären (aus 2 Faktoren zusammengesetzten) Verbindungen der einfachen Stoffe entwickelt haben, lässt sich in gleicher

Weise auf die zahlreichen Verbindungen der binären Körper unter sich anwenden. Wir werden diess an den Salzen nachweisen, nachdem wir uns mit der nähern Betrachtung der Eintheilung der Elemente beschäftigt, sowie mit den allgemeinen Bestandtheilen der Salze, den Basen und Säuren bekannt gemacht haben.

Aus der mehrfach erwähnten Tabelle ersieht man, dass sämtliche Elemente in zwei Hauptgruppen zerfallen, in Ametalle (auch Metalloide genannt) und Metalle. Diese Eintheilung wird allgemein befolgt, obgleich es sehr schwierig geworden ist, bestimmte Eigenschaften, welche derselben zu Grunde liegen, anzugeben. Man behilft sich zumeist damit, dass man sagt: die Metalle sind undurchsichtig, von eigenthümlichen Glanz (Metallglanz), gute Leiter der Wärme und Electricität. Die Ametalle besitzen diese Eigenschaften nicht in demselben Grade.

Diese Eintheilung stützt sich mithin auf Eigenschaften, welche in den verschiedenen einfachen Stoffen mehr oder weniger vollkommen vorhanden sind. Von dieser schwankenden und unbestimmten Grundlage der Eintheilung rührt es her, dass gewisse einfache Stoffe mit gleichem Rechte zu den Ametallen, wie zu den Metallen gerechnet werden können. Das Arsen nähert sich z. B. hinsichtlich vieler seiner chemischen Eigenschaften dem Phosphor, den alle Chemiker zu den Ametallen rechnen, und doch besitzt es einen entschiedenen Metallglanz. Der Kohlenstoff findet sich in sehr verschiedenen Zuständen. Als Diamant besitzt er keine von den Eigenschaften, welche wir den Metallen zugeschrieben haben. In einem andern Zustande hat er einige dieser Eigenschaften; als Graphit nämlich ist der Kohlenstoff entschieden metallglänzend, und die stark geblühte Holzkohle leitet die Electricität ziemlich gut.

Gute Leiter für die Wärme oder die Electricität sind die Metalle aber nur dann, wenn sie zusammenhängende Massen bilden; viele Metalle konnte man aber bis jetzt nur in pulverigem Zustande darstellen.

In den Verbindungen der Metalle mit den Ametallen treten die letztern stets als elektronegative Bestandtheile auf.

Ebenfalls unvollkommen, doch nicht in demselben Grade, ist die weitere Eintheilung der Ametalle, sowie der Metalle unter sich.

Von den 13 Ametallen bildet keins mit Sauerstoff eine Base, d. h. einen Körper, der mit einer Säure ein Salz erzeugt; entweder

sind diese Sauerstoffverbindungen indifferente Körper, d. h. weder Base noch Säuren, oder es sind, wie in den meisten Fällen, Säuren.

Die ersten 3 Ametalle, Sauerstoff, Wasserstoff und Stickstoff, heissen Luftbilder, weil sie unter allen Umständen ihre luftförmige Beschaffenheit behaupten. (Unter den übrigen bekannten Gasen besitzt diese Eigenschaft nur noch das Kohlenoxyd).

Die folgenden 4, Chlor, Brom, Jod und Fluor, bilden direkt mit Metallen Salze, und heissen daher Salzbilder oder Haloide.

Die weitem 3, Schwefel, Selen und Phosphor, gehen mit den schweren oder Erzmatalen Verbindungen ein, welche, wie die sogenannten Erze, metallähnlich aussehen; daher der Name Erzbilder.

Die letzten 3, Bor, Kiesel und Kohlenstoff, Edelsteinbilder genannt, sind Bestandtheile vieler Edelsteine, und der Kohlenstoff im reinsten Zustande stellt den Diamant dar.

Die Metalle, 48 an der Zahl, zerfallen zunächst in 14 leichte, deren spec. Gewicht nicht über 5,0 geht. Sie haben eine so grosse Verwandtschaft zum Sauerstoff, dass sie sich an der Luft schnell verändern; ihre Sauerstoffverbindungen werden durch Wasserstoff nicht reducirt. Drei derselben, Kalium, Natrium und Lithium, bilden mit Sauerstoff die reinen Alkalien; 4, Baryum, Strontium, Calcium und Magnesium, heissen als Sauerstoffverbindungen, alkalische Erden; endlich 7, Aluminium, Beryllium, Erbium, Terbium, Thorium, Yttrium und Zirconium, heissen, mit Sauerstoff verbunden, reine Erden.

Die 34 schweren Metalle haben ein spec. Gewicht über 5,0. Sie besitzen weniger Verwandtschaft zum Sauerstoff, und erleiden bei gewöhnlicher Temperatur keine Veränderung an der Luft; ihre Sauerstoffverbindungen werden durch Wasserstoff zu Metall reducirt. 8 derselben, Quecksilber, Silber, Gold, Platin, Iridium, Palladium, Rhodium und Ruthenium, heissen edle, weil sie sich direkt nicht mit dem Sauerstoff verbinden; und, wenn sie auf indirektem Wege damit verbunden sind, ihn durch blosses Erhitzen schon wieder verlieren. Von den übrigen 26, welche wegen ihrer Eigenschaft, direkt mit dem Sauerstoff in Verbindung zu treten und denselben durch blosses Erhitzen nicht wieder abzugeben, unedle genannt werden, bilden 14, Cerium, Didym, Lanthan, Mangan, Uran, Zink, Eisen, Kobalt, Nickel, Cadmium, Zinn, Blei, Wismuth und Kupfer, mit dem Sauerstoff vorzugsweise Basen, und heissen daher auch elektropositive unedle Metalle. Die übrigen 12 unedlen, Osmium, Arsen, Antimon, Chrom, Molybdän, Wolfram, Titan, Tellur,

Tantal, Niobium, Pelopium und Vanadin, bilden mit dem Sauerstoff vorzugsweise Säuren, heissen daher auch elektronegative unedle Metalle.

Unter den Verbindungen, welche die Elemente untereinander bilden, stehen die des Sauerstoffs wegen ihrer Wichtigkeit und Zahl oben an.

Eine jede Verbindung, welche Sauerstoff enthält, kann mit dem Namen Oxyd bezeichnet werden. So sind der Zucker, das Stärkemehl, die Pflanzenfaser, das Eiweiss, die Essigsäure, die Schwefelsäure, das Kali, der Eisenrost, sauerstoffhaltige Körper, mithin Oxyde.

Im speciellern Sinne drückt man mit Oxyd die Verbindung eines Elementes mit Sauerstoff aus, welcher die Eigenschaften einer Säure fehlen. Unter den Sauerstoffverbindungen der Ametalle giebt es nur sehr wenige solcher Oxyde, z. B. das Stickstoffoxyd, das Kohlenoxyd, das Wasser, welche sämmtlich auch keine entschiedenen basischen Eigenschaften haben, also zu den indifferenten Körpern gehören. Sehr zahlreich treten dagegen die Oxyde bei den Metallen auf. Die Metalloxyde sind wiederum zweierlei Art. Die meisten von ihnen sind Basen, d. h. sie besitzen die Fähigkeit, mit einer Säure ein Salz zu bilden; sie verlieren durch diese Vereinigung mit Säuren ihre wesentlichen Merkmale mehr oder weniger vollständig, und werden aus ihren salzigen Verbindungen stets am negativen Pole der elektrischen Säule wieder abgeschieden. Bildet ein Metall mit dem Sauerstoff mehr als ein solches basisches Oxyd, so heisst das mit der geringern Menge Sauerstoff verbundene Oxydul, das sauerstoffreichere Oxyd; z. B. Eisenoxydul, Eisenoxyd; Kupferoxydul, Kupferoxyd. Dem Anfänger muss es nun vor allem auffallen, dass die Oxydule einerseits und die Oxyde andererseits nicht gleichförmig zusammengesetzt sind. So hat das Eisenoxydul die Formel FeO , das Kupferoxydul dagegen die Formel Cu_2O ; das Eisenoxyd besteht aus Fe_2O_3 , das Kupferoxyd hingegen aus CuO . Die Formel des Eisenoxyduls stimmt also mit der des Kupferoxyds zusammen, und zwar desshalb, weil die Chemiker übereingekommen sind, die starken (d. h. die Säuren sehr fest haltenden) Sauerstoffbasen als aus gleichen Aequivalenten Metall und Sauerstoff bestehend zu betrachten. Eisenoxydul und Kupferoxyd sind aber starke Basen, während Eisenoxyd und Kupferoxydul zu den schwächern (d. h. die Säuren nicht sehr festhaltenden) Basen

gehören. Das Eisenoxyd enthält, wie die Analysen erwiesen haben, um die Hälfte mehr Sauerstoff als das Eisenoxydul, folglich muss seine Zusammensetzung durch die Formel Fe_2O_3 ausgedrückt werden. Das Kupferoxydul enthält nur halb so viel Sauerstoff als das Kupferoxyd, seine Zusammensetzung entspricht daher der Formel Cu_2O , oder (da Bruchtheile von Aequivalenten unzulässig sind) Cu_4O_2 .

Die andere Art von Metalloxyden, welche keine basischen, aber auch keine sauren Eigenschaften besitzen, also zu den indifferenten Körper gehören, enthalten entweder weniger Sauerstoff als die basischen Oxyde, und heissen alsdann Suboxyd; oder sie enthalten mehr Sauerstoff als die basischen Oxyde, und heissen in diesem Falle Superoxyd. (Bleisuboxyd, Bleisuperoxyd).

Die basischen Metalloxyde verdienen noch eine weitere Betrachtung. I. Die basischen Oxyde der leichten Metalle sind sämmtlich weiss und besitzen ein weit grösseres spec. Gewicht als ihre eigenen Metalle. Durch Wasserstoff werden sie nicht reducirt. Sie zerfallen, wie ihre resp. Metalle, in drei Klassen.

1. Reine Alkalien. Sie lösen sich leicht in Wasser, zerfliessen an der Luft, schmecken stark laugenhaft und ätzend, färben die Curcuma braun, das geröthete Lackmus blau, mehrere blaue Pflanzenfarben grün (welches Verhalten zu Pflanzenfarben „alkalische Reaction“ genannt wird). Auch mit Kohlensäure oder mit Schwefel verbunden lösen sie sich in Wasser, schmecken und reagiren stark alkalisch. Mit Fetten bilden sie in Wasser auflösliche Seifen. — Kali, Natron, Lithion. Auch gehört vermöge seiner übereinstimmenden Eigenschaften das Ammoniak = NH_3 hieher.

2. Alkalische Erden. Sie lösen sich schwer im Wasser, schmecken weit weniger laugenhaft, reagiren schwächer alkalisch. Auch ihre, den Sauerstoffverbindungen entsprechende Schwefelverbindungen sind schwerlöslich (ihre höheren Schwefelverbindungen lösen sich leicht), ihre Verbindungen mit Kohlensäure hingegen sind unlöslich in Wasser. Mit Fetten bilden sie in Wasser unlösliche Seifen. — Baryt, Strontion, Kalk, Magnesia.

3. Reine Erden. Sie lösen sich gar nicht in Wasser, sind daher auch ganz geschmacklos, ohne Wirkung auf Pflanzenfarben, und bilden mit Fetten auf directem Wege keine Seifen. — Alaunerde, Beryllerde, Erberde, Terberde, Thorerde, Yttererde, Zirkonerde.

II. Die basischen Oxyde der schweren Metalle sind mit wenigen Ausnahmen (Zinkoxyd, Zinnoxid, Antimonoxyd) nicht

weiss, besitzen ein weit geringeres spec. Gewicht als ihre eigenen Metalle, und lösen sich nicht in Wasser, zeigen daher auch keinen Geschmack und keine alkalische Reaction. Durch Wasserstoff werden sie zu Metall reducirt.

Ausser den basischen Metalloxyden kennt man noch eine nicht unbedeutende Anzahl von Basen, welche dem organischen Reiche angehören und daher organische Basen oder Alkaloide genannt werden. Viele derselben finden sich bereits fertig gebildet in organischen Körpern (fast ausschliesslich in Pflanzen), und zwar an Säuren gebunden; einige andere hat man auch schon auf dem Wege der Kunst aus gewissen organischen Körpern dargestellt. Sie enthalten alle Kohlenstoff, Wasserstoff und Stickstoff, die allermeisten auch Sauerstoff, ein Beweis, dass zum Charakter einer Base ein Gehalt an Sauerstoff nicht unumgänglich erforderlich ist. Beispiele organischer Basen sind das Chinin, Morphin, Coniin, Nicotin. Die meisten sind fest, wie (mit Ausnahme des Ammoniaks) die unorganischen Basen, einige wenige flüssig. Wir werden sie in der organischen Chemie näher kennen lernen. Hier nur noch die Bemerkung, dass man ihre Formeln häufig dadurch abkürzt, dass man sie bloss mit den Anfangsbuchstaben ihrer Namen mit darüber gesetztem stehenden Kreuze (dem Zeichen der positiven Electricität) bezeichnet. So z. B. wird das Chinin = $C_{70} H_{11} NO_2$ durch $\overset{+}{Ch}$ ausgedrückt.

Eine andere sehr wichtige Klasse von Sauerstoffverbindungen, bilden die Säuren. Es gibt aber auch viele Verbindungen, welche keinen Sauerstoff enthalten und doch entschieden saure Eigenschaften haben; wir müssen sie daher ebenfalls zu den Säuren rechnen und mit den Sauerstoffsäuren zugleich abhandeln. Als allgemeinen Charakter aller Säuren kann man folgenden gelten lassen.

Säuren sind zusammengesetzte, meist sauerschmeckende und reagirende Körper, welche mit Basen Salze bilden, d. h. die Eigenschaften der Basen mehr oder weniger vollständig vernichten und damit zu gleicher Zeit ihre eigenen wesentlichen Merkmale verlieren, und welche aus diesen salzigen Verbindungen stets am positiven Pole der elektrischen Säule wieder abgeschieden werden. Der wörtliche Begriff von Säure, d. i. der saure Geschmack, erstreckt sich, wie gesagt, nicht auf alle Säuren; mehrere derselben, z. B. die Kiesel säure, Wolframsäure, sind nämlich in Wasser ganz

unlöslich, können mithin das Geschmacksorgan nicht afficiren, und selbst manche in Wasser lösliche, z. B. die Blausäure, Schwefelwasserstoffsäure, schmecken nicht sauer, obwohl sie das Lackmus röthen. Bei den Säuren treffen wir alle drei Aggregatzustände, d. h. es giebt Säuren, welche im reinsten Zustande fest, z. B. Weinstein säure, flüssig, z. B. Blausäure, und gasförmig sind, z. B. Kohlensäure. Die Säuren werden am besten folgendermassen eingetheilt:

I. Sauerstoffsäuren. Sie enthalten ein einfaches oder zusammengesetztes Radikal (d. h. 1 Element oder 2—3 Elemente) als elektropositiven Bestandtheil, verbunden mit Sauerstoff als elektro-negativen Bestandtheil. Sie verbinden sich mit Sauerstoffbasen ohne Zersetzung (ohne Abscheidung von Wasser). Ihre Zusammensetzung bezüglich ihres Sauerstoffgehaltes ist durchaus nicht gleichförmig; die meisten enthalten mehr, einige nicht mehr, ja andere selbst weniger Sauerstoff als die Sauerstoffbasen. So z. B. sind 200 Gewichtstheile = 1 Aeq. Schwefel in der Schwefelsäure verbunden mit 300, in der schwefeligen Säure mit 200 und in der unterschwefeligen Säure mit 100 Gewichtstheilen Sauerstoff; während z. B. 150 Gewichtstheile = 1 Aeq. Magnesium in dem Magnesiumoxyde, einer starken Base, mit 100 Gewichtstheilen Sauerstoff, 80 Gewichtstheile = 1 Aeq. Lithium in dem Lithiumoxyde, einer ebenfalls starken Base, gleichfalls mit 100 Gewichtstheilen Sauerstoff vereinigt sind. Man ist berechtigt, aus diesen Thatsachen, denen wir noch eine grosse Anzahl hinzufügen könnten, zu schliessen, dass der Sauerstoff nicht, (wie sein Name andeutet, der aus einer Zeit stammt, wo man den Sauerstoff als den ausschliesslich sauermachenden Körper betrachtete) als solcher die Fähigkeit besitzt, Säuren zu erzeugen (er müsste ja sonst auch die entgegengesetzte Eigenschaft haben, Basen zu erzeugen, weil die meisten Basen Sauerstoff enthalten); — sondern dass das saure (oder basische) Prinzip schon in dem andern Elemente liegt und nur durch dessen Vereinigung mit dem Sauerstoffe aus dem latenten Zustande heraustritt und activ wird, gleichsam erst Leben empfängt. Die Sauerstoffsäuren zerfallen in 2 Hauptgruppen.

1. Unorganische Säuren. Sie entstehen nicht durch den Lebensprocess, und wenn sie sich in organischen Stoffen finden, so sind sie von diesen als solche (oder als Verbindungen) fertig gebildet aufgenommen worden.

a) Nichtmetallische Säuren. Der Sauerstoff ist mit einem Ametalle oder einem aus 2 Ametallen zusammengesetzten Radikale

verbunden. In diese Abtheilung gehören die stärksten Säuren, z. B. Schwefelsäure, Selensäure, Salpetersäure, Phosphorsäure; dann verschiedene schwächere Säuren wie Chlorsäure, Bromsäure, Jodsäure, Kieselsäure, Kohlensäure. Ein aus zwei Ametallen zusammengesetztes Radikal haben die Cyansäure, Cyanursäure, Knallsäure.

b) *Metallische Säuren.* Der Sauerstoff ist mit einem Metalle verbunden. Beispiele: Arsensäure, Chromsäure, Mangansäure, Tellursäure, Tantalsäure etc.

2. *Organische Säuren.* Sie entstehen durch den Lebensprocess in Thieren und Pflanzen, können aber auch in vielen Fällen (manche nur) künstlich erzeugt werden. Sie enthalten alle ohne Ausnahme Kohlenstoff und Sauerstoff, die allermeisten auch Wasserstoff, wenige auch noch Stickstoff. Demgemäss lassen sie sich in 3 Gruppen bringen.

a) *Säuren, welche bloss Kohlenstoff und Sauerstoff enthalten.* Mesoxalsäure, Oxalsäure. Hieber rechnet man auch die Honigsteinsäure, Krokonsäure und Rhodizonsäure, weil sie ein den organischen Säuren ähnliches Verhalten zeigen, obwohl sie weder in Pflanzen noch in Thieren vorkommen oder sich darin erzeugen.

Auch die wenigen Säuren, welche ein aus Kohlenstoff und Stickstoff bestehendes, als einfach sich verhaltendes Radikal, verbunden mit Sauerstoff, enthalten, nämlich die Knallsäure, Cyansäure und Cyanursäure, werden gewöhnlich den organischen beigezählt, weil sie sich fast nur unter Concurrenz von organischen Substanzen erzeugen.

b) *Säuren, welche Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff, oder ein aus Kohlenstoff und Wasserstoff zusammengesetztes Radikal, verbunden mit Sauerstoff, enthalten.* Diese Abtheilung begreift die bei weitem grösste Anzahl der organischen Säuren; sie finden sich meistens im Pflanzenreiche. Beispiele: Aepfelsäure, Ameisensäure, Benzoesäure, Bernsteinsäure, Citronensäure, Chinasäure, Essigsäure, die Fettsäuren, Gerbesäure, Milchsäure, Weinsteinäure.

c) *Säuren, welche Kohlenstoff, Wasserstoff, Stickstoff und Sauerstoff oder ein aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Stickstoff zusammengesetztes Radikal, verbunden mit Sauerstoff, enthalten.* Sie sind meistens

Produkte des thierischen Organismus. Beispiele: Harnsäure, Hippursäure.

Statt der chemischen Formel bedient man sich zur kürzern Bezeichnung der organischen Säuren, wie bei den organischen Basen, der Anfangsbuchstaben ihrer lateinischen Namen, fügt aber darüber einen Querstrich (das Zeichen der negativen Elektricität) hinzu. Z. B. \bar{A} ist Essigsäure (*acidum aceticum*) = $C_2 H_4 O_2$.

II. Wasserstoffsäuren. Sie enthalten ein einfaches oder zusammengesetztes Radikal, verbunden mit Wasserstoff. Der Wasserstoff spielt jedoch in dieser Art Säuren nicht dieselbe Rolle, wie der Sauerstoff in den Sauerstoffsäuren, d. h. er ist nicht das elektronegative Princip, sondern muss hier als der elektropositive Bestandtheil (gleichsam als das Radikal) betrachtet werden, und der Schwefel, das Selen, Chlor, Jod etc. sind hier die Vertreter des Sauerstoffs oder die elektronegativen Bestandtheile. Bei ihrem Zusammentritt mit Sauerstoffbasen erfolgt Zersetzung, indem sich der Sauerstoff der letztern mit dem Wasserstoff der Säure zu Wasser vereinigt. Sie bestehen sämmtlich aus gleichen Aequivalenten Wasserstoffs und des andern Bestandtheils. Dieser letztere ist entweder ein elementarer Stoff, z. B. in der Chlor-, Brom-, Jod-, Fluor-, Schwefel-, Selen-, Tellur-Wasserstoffsäure, oder er ist ein zusammengesetzter Körper, z. B. in der Cyan-, Schwefelcyan-Wasserstoffsäure.

Eine besondere Klasse der Wasserstoffsäuren bilden noch die Verbindungen von Wasserstoffsäuren mit Verbindungen desselben negativen Bestandtheils, z. B. die Kieselfluorwasserstoffsäure, Borfluorwasserstoffsäure, worin Fluorwasserstoffsäure vereinigt ist mit resp. Kieselfluor und Borfluor.

Nach Festsetzung des Begriffes von Base und Säure können wir zu denjenigen Verbindungen übergehen, welche den Namen Salze führen.

Das so allgemein und reichlich verbreitete Kochsalz zum Grunde legend, nannte man früher alles, was einen hervorstechenden Geschmack besitzt, krystallisirt und in Wasser löslich ist, Salz. Begreiflicher Weise mussten dadurch die verschiedenartigsten Körper, Salze, Säuren, Alkalien und indifferente Stoffe, zu einer Gruppe vereinigt werden.

Später beschränkte man den Begriff auf die Verbindungen der elektropositiven Oxyde oder Salzbasen mit den elektronegativen Oxyden oder Säuren. Sauerstoffsalze.

Aber auch diese Definition konnte nicht mehr durchgreifend sein, nachdem man gefunden hatte, dass das Kochsalz keinen Sauerstoff enthält; man hätte sonst müssen das Kochsalz, dieses Salz aller Salze, aus der Klasse ausschliessen, was doch nicht zu rechtfertigen gewesen wäre. Es entstand dadurch eine neue Gruppe von Salzen, die sogenannten Haloidsalze oder die Verbindungen von Haloiden (Salzbildern) mit Metallen. Wie bereits mitgetheilt, gibt es unter den Elementen vier Haloide oder Salzbilder, Chlor, Brom, Jod und Fluor. Hierzu kommen noch zwei zusammengesetzte Haloide, das Cyan und Schwefelcyan. Sämmtliche einfache Haloidsalze bestehen nur aus zwei Faktoren, einem Metalle und einem Haloide, und zwar sind diese beiden Faktoren stets in denselben Verhältnissen, wie die Metalle mit dem Sauerstoffe, mit einander verbunden. Bildet daher ein Metall mit dem Sauerstoffe mehrere Oxyde, so bildet es in der Regel auch mit dem Chlor mehrere Chloride, mit dem Brom mehrere Bromide, u. s. w.; die weniger Chlor, Brom etc. enthaltende Verbindung heisst dann Chlorür, Bromür etc., die mehr Chlor, Brom etc. enthaltende: Chlorid, Bromid etc. Behandelt man die Haloidsalze mit starken Sauerstoffsäuren, z. B. Schwefelsäure, so zersetzen sie sich und entwickeln unter Wasserzersetzung die Wasserstoffsäuren der entsprechenden Haloide, während der Sauerstoff des Wassers an das Metall tritt, und das gebildete Metalloxyd sich mit der Sauerstoffsäure zu einem neuen Salze vereinigt.

Eine abermalige Entdeckung zeigte, dass es noch andere salzartige Verbindungen giebt, die den Sauerstoffsalzen entsprechen, die nämlich so zusammengesetzt sind, dass man sie als Sauerstoffsalze betrachten kann, worin der Sauerstoff durch andere Körper ersetzt ist. Diese Körper sind: Schwefel, Selen und Tellur. Nennt man also die Verbindungen von elektropositiven Oxyden mit elektronegativen Oxyden Sauerstoffsalze, so kann man die übrigen drei, ihnen entsprechenden Gruppen von Salzen, Schwefelsalze, Selenalze und Tellursalze nennen. Alle vier Gruppen bilden eine gemeinschaftliche Hauptgruppe, welche den Namen Amphid-salze bekommen hat, und ihre 4 Constituenten, Sauerstoff, Schwefel, Selen und Tellur heissen Amphide oder Amphigene.

Der vollständige Begriff von Salz wäre nun: Salz ist ein Körper, der aus der Vereinigung eines elektropositiven Oxyds, Sulphurids, Selenids, Tellurids mit einem elektronegativen Oxyde, Sulphide, Selenide oder Telluride,

oder der unmittelbar aus einem Metalle und einem Salz-
bilder entstanden ist. Zur Versinnlichung dieses Begriffs will
ich noch aus jeder Gruppe ein Beispiel beifügen.

Amphidsalze.

Sauerstoffsalz.	Schwefelsalz.	Selensalz.	Tellursalz.
$KO + SbO_4$	$KS + SbS_4$	$KSe + SbSe_4$	$KTe + SbTe_4$
(Antimonsaures Kali).	(Schwefelantimon- Schwefelkalium).	(Selenantimon- Selenkalium).	(Tellurantimon- Tellurkalium).

Haloidsalz.

Na Cl.

(Kochsalz).

Um die chemischen Formeln der Amphidsalze abzukürzen, hat
man vorgeschlagen, den Sauerstoff durch einen Punkt (.), den
Schwefel durch einen schrägen Strich (/), das Selen durch einen
horizontalen Strich (—) und das Tellur durch ein stehendes Kreuz
(+) über den damit verbundenen Elementen zu bezeichnen. Obige
vier Formeln erhalten dadurch folgendes Ansehen:



Ich ziehe es jedoch vor, diese Zeichen nicht zu gebrauchen,
denn der ganze Vortheil besteht ja nur in der Ersparung von etwas
Raum.

Die bei weitem grösste Anzahl von Salzen bilden die Sauer-
stoffsalze; wir werden uns daher mit ihnen in dem Folgenden vor-
zugsweise zu beschäftigen haben.

Die weitere Eintheilung der Salze kann nach sehr verschiedenen
Principien geschehen. Nach der Natur der Basen unterscheidet man
z. B. Kalisalze, Natronsalze, Zinksalze; nach der Natur der Säure
(oder des elektronegativen Faktors): schwefelsaure, salpetersaure,
essigsäure Salze u. s. w.

Allgemein unterschied man früher Neutralsalze und Mittel-
salze; zu den erstern gehörten die der Alkalien und alkalischen
Erden, weil die meisten unter ihnen neutral reagiren (die Pflan-
zenfarben nicht verändern); zu den letztern die der Erden und Me-
talle, in denen die Säure meist nicht so vollständig von der Base
gesättigt ist, dass sie aufhören sauer zu reagiren. Die Basen sind
in diesen Salzen meist zu schwach, um die saure Reaction der Säu-
ren ganz aufzuheben. Umgekehrt giebt es starke Basen, wie die

Alkalien und alkalischen Erden, deren alkalische Reaction durch schwache Säuren, z. B. Kohlensäure, schwefelige Säure niemals aufgehoben wird, wenn man letztere auch im Ueberschuss anwendet. Die sauer reagirenden nannte man auch saure, die alkalisch reagirenden basische Salze. Der Begriff von neutral, basisch und sauer hat aber in neuerer Zeit eine andere, bestimmtere Bedeutung bekommen, welche den stöchiometrischen Verbindungsgesetzen entspricht und von dem Verhalten zu Pflanzenfarben unabhängig ist. Die Berücksichtigung des Verhaltens der Salze zu Pflanzenfarben konnte dabei um so mehr umgangen werden, als es sogar Salze giebt, welche gleichzeitig sauer und alkalisch reagiren, z. B. der Bleizucker, ferner eine grosse Anzahl von in Wasser unlöslichen Salzen, über deren Stellung also in solchen Fällen nicht wohl zu entscheiden wäre.

Neutral heisst, nach dem gegenwärtigen Standpunkte der Chemie, ein jedes Salz, es mag neutral, alkalisch oder sauer reagiren, in welchem sich so viele Aequivalente Säure oder des elektronegativen Faktors befinden, als die Base Aequivalente des elektronegativen, beiden gemeinschaftlichen Elementes (Sauerstoff; auch Schwefel, Selen, Tellur) enthält. (Eine Ausnahme machen die Arsensäure und Phosphorsäure, welche doppelt so viel Sauerstoff in der Base erfordern, um als neutrale Salze zu erscheinen). Die einfachen Haloidsalze, welche, wie schon oben bemerkt, den Metalloxyden entsprechend zusammengesetzt sind, werden auch sämmtlich als neutrale Salze betrachtet.

Nach den so eben gegebenen Begriffen sind z. B. folgende Salze stöchiometrisch neutral:

Schwefelsaures Kali = $\text{KO} + \text{SO}_3$ (reagirt neutral).

Unterschwefelsaures Kali = $\text{KO} + \text{S}_2\text{O}_3$ (reagirt neutral).

Schwefligsaures Kali = $\text{KO} + \text{SO}_2$ (reagirt alkalisch).

Unterschwefligsaures Kali = $\text{KO} + \text{S}_2\text{O}_2$ (reagirt alkalisch).

Salpetersaures Kali = $\text{KO} + \text{NO}_3$ (reagirt neutral).

Kohlensaures Kali = $\text{KO} + \text{CO}_2$ (reagirt alkalisch).

Schwefelsaures Zinnoxidul = $\text{SnO} + \text{SO}_3$ (reagirt sauer).

Schwefelsaures Zinnoxid = $\text{SnO}_2 + 2\text{SO}_3$ (reagirt sauer).

Schwefelsaures Eisenoxidul = $\text{FeO} + \text{SO}_3$ (reagirt sauer).

Schwefelsaures Eisenoxid = $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3$ (reagirt sauer).

Phosphorsaures Natron = $2\text{NaO} + \text{PO}_5$ (reagirt alkalisch).

Arsensaures Kali = $2\text{KO} + \text{AsO}_3$ (reagirt alkalisch).

Natriumchlorid (Kochsalz) = NaCl (reagirt neutral).

Quecksilberchlorid = HgCl (reagirt sauer).

Basisch ist jedes Salz, welches mehr Basis als sein entsprechendes neutrales Salz enthält. In den basischen Haloidsalzen bildet das entsprechende Oxyd desselben Metalles den Ueberschuss an Basis. Beispiele:

Drittel-Schwefelsaures Eisenoxyd = $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}$ (ist unlöslich).

Drittel-Essigsaures Bleioxyd = $3\text{PbO} + \bar{\text{A}}$ (reagirt alkalisch).

Drittel-Essigsaures Eisenoxyd = $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \bar{\text{A}}$ (reagirt sauer).

Dreibasisch-Phosphorsaures Natron = $3\text{NaO} + \text{PO}$ (reagirt alkalisch).

Basisches Quecksilberchlorid = $\text{HgCl} + 3\text{HgO}$ (ist unlöslich).

Sauer ist jedes Salz, welches mehr Säure als sein entsprechendes neutrales Salz enthält. In den sauren Haloidsalzen bildet die Wasserstoffsäure desselben Haloids den Ueberschuss an Säure, Beispiele:

Zweifach-Schwefelsaures Kali = $\text{KO} + 2\text{SO}$ (reagirt sauer).

Zweifach-Kohlensaures Kali = $\text{KO} + 2\text{CO}$ (reagirt alkalisch).

Zweifach-Borsaures Natron = $\text{NaO} + 2\text{BO}$ (reagirt alkalisch).

Einbasisch-Phosphorsaures Natron = $\text{NaO} + \text{PO}$ (reagirt sauer).

Saures Goldchlorid = $\text{Au}_2\text{Cl}_6 + 3\text{HCl}$ (reagirt sauer).

Aus den angeführten Beispielen wird man unschwer den innigen Zusammenhang erkennen, welcher zwischen den Sauerstoffmengen der Basen und Säuren in den verschiedenen Salzen besteht. Es ist nämlich nicht sowohl die Base selbst, als vielmehr der Sauerstoff der Base, welcher durch die Säure gesättigt wird. Wenigstens wäre sonst nicht einzusehen, warum z. B. im neutralen schwefelsauren Zinnoxide auf 1 Aeq. Zinn 2 Aeq. Schwefelsäure kommen, während z. B. im neutralen schwefelsauren Kali auf 1 Aeq. Kalium nur 1 Aeq. Schwefelsäure. Das Kali, welches 1 Aeq. Sauerstoff enthält, bedarf nur 1 Aeq. Schwefelsäure, das Zinnoxid hingegen, worin 2 Aeq. Sauerstoff, bedarf 2 Aeq. Schwefelsäure; das Verhältniss zwischen den Sauerstoffmengen der Base und Säure bleibt also dadurch in dem schwefelsauren Zinnoxide das nämliche wie in dem schwefelsauren Kali. Ganz analoge Beziehungen finden zwischen den Sauerstoffmengen der Base und Säure in den Salzen der übrigen Säuren statt.

Wir nennen dieses Gesetz, wonach in allen neutralen Salzen der nämlichen Säure der Sauerstoff der Säure

zu dem der Base immer in demselben Verhältniss steht, das Gesetz der Sättigungscapacität der Säuren.

Die Sättigungscapacität einer Säure wird entweder durch einen Bruch oder durch eine ganze Zahl ausgedrückt. Ein paar Beispiele werden diess sogleich klar machen.

Wenn man liest, die Sättigungscapacität der Schwefelsäure ist $= \frac{1}{3}$, so hat man sich hinter dem Bruch sogleich die Worte „ihres eigenen Sauerstoffgehalts“ hinzuzudenken. Während nämlich die Schwefelsäure 3 Aeq. Sauerstoff enthält, muss die Base, welche mit ihr ein neutrales Salz bilden soll, 1 Aeq. Sauerstoff enthalten. Enthält die Base 2 Aeq. Sauerstoff, so muss die Menge der Schwefelsäure verdoppelt, enthält die Base 3 Aeq. Sauerstoff, so muss die Menge der Schwefelsäure verdreifacht werden, um ein neutrales Salz herzustellen. Kurz, in den neutralen schwefelsauren Salzen muss sich der Sauerstoff der Base zu dem Sauerstoff der Säure stets verhalten wie 1 : 3. — Die Sättigungscapacität der Salpetersäure ist $= \frac{1}{5}$, d. h. in den neutralen salpetersauren Salzen muss sich der Sauerstoff der Base zu dem der Säure stets verhalten wie 1 : 5.

Die Bezeichnung der Sättigungscapacität durch eine ganze Zahl ist so zu verstehen, dass durch die ganze Zahl das Quantum Sauerstoff ausgedrückt wird, welches eine jede Base enthalten muss, um mit 100 Theilen wasserfreier Säure ein neutrales Salz zu bilden. Z. B. die Sättigungscapacität der Schwefelsäure ist $= 20$, d. h. die Base, welche 100 Theile wasserfreier Schwefelsäure sättigen soll, darf nicht mehr und nicht weniger als 20 Gewichtstheile Sauerstoff enthalten. 100 Theile wasserfreier Schwefelsäure bestehen aus 40 Schwefel und 60 Sauerstoff; 60 ist aber das dreifache von 20, oder 20 der dritte Theil von 60; man sieht also, dass die Sache hier wieder auf dasselbe wie oben bei der Bruchzahl hinausläuft. 100 Gewichtstheile wasserfreier Schwefelsäure werden nun, wie der Versuch gelehrt hat, neutralisirt von

118,0	Gewichtstheilen	Kali
77,4	„	Natron
191,2	„	Baryt
279,0	„	Bleioxyd

und jede dieser Mengen Base enthält genau 20 Gewichtstheile Sauerstoff. — Die Sättigungscapacität der Salpetersäure ist $= 14,8$. 100 Gewichtstheile wasserfreie Salpetersäure enthalten $5 \times 14,8 = 74$ Gewichtstheile Sauerstoff, und werden neutralisirt von

87,4	Gewichtstheilen	Kali
57,3	„	Natron
141,6	„	Baryt
206,6	„	Bleioxyd

und jede dieser Mengen Base enthält genau 14,8 Gewichtstheile Sauerstoff.

Man findet die Sättigungscapacität einer Säure, wenn man ihr Aequivalent in 10000, oder bei der Arsenensäure und Phosphorsäure in 20000 dividirt. Der Grund dieser Rechnung erklärt sich leicht aus der folgenden Proportion, in welcher die Schwefelsäure als Beispiel genommen worden ist:

$$500 : 100 = 100 : x$$

$$x = 20.$$

Wenn zwei Salze unter den geeigneten Verhältnissen zusammenkommen, so verbinden sie sich nicht selten mit einander, und solche Verbindungen erfolgen mit derselben Gesetzmässigkeit, wie die der einfachern Stoffe, d. h. stets in bestimmten, unveränderlichen Gewichtsverhältnissen. Das Produkt heisst Doppelsalz, wenn die beiden Salze einerlei Säure enthalten z. B. der Alaun, oder Zwillingsalz, wenn auch zwei verschiedene Säuren darin sind z. B. Borax-Weinstein. Tripelsalze sind Verbindungen von drei Salzen mit einerlei Säure, wie sie sehr häufig unter den Kieselerdeverbindungen vorkommen.

Wenn zwei oder mehrere Elemente zu einem Ganzen zusammenzutreten, so entsteht dadurch eine einfache Verbindung, oder Verbindung erster Ordnung. Besteht sie nur aus 2 Elementen, so heisst sie binär, z. B. Wasser, Kali, Natron, Schwefelsäure. — Aus 3 Elementen bestehend heisst sie ternär, z. B. Essigsäure. — Aus 4 Elementen: quaternär, z. B. Chinin. — Aus 5 Elementen: quinär, z. B. Käsestoff. — Aus 6 Elementen: senär, z. B. Eiweissstoff.

Zwei Verbindungen erster Ordnung bilden eine Verbindung zweiter Ordnung, z. B. alle einfachen Amphidsalze.

Zwei Verbindungen zweiter Ordnung bilden eine Verbindung dritter Ordnung, z. B. die Doppelsalze.

Die Verbindungen zweiter und dritter Ordnung heissen auch zugleich binäre Verbindungen, weil sie je aus 2 Verbindungen zusammengesetzt sind. Ueberhaupt ist die Mehrzahl der Chemiker geneigt, alle chemischen Verbindungen nach dem binären Verbin-

dingungsgesetze vereinigt zu betrachten, so dass die oben erwähnten ternären, quaternären, quinären und senären Verbindungen ebenfalls als binäre erscheinen, wenn man sich darin 2 oder mehr Elemente gleichsam zu einem einzigen Elemente, zu einem zusammengesetzten Radikale, vereinigt denkt, mit welchem dann von 3 Elementen das dritte, von 4 Elementen das vierte, von 5 das fünfte, u. s. w. zusammengetreten ist. Solche als Elemente sich verhaltende zusammengesetzte Radikale treten besonders im organischen Reiche auf, sind zum Theil schon für sich dargestellt, die Mehrzahl derselben aber bloss hypothetisch angenommen oder noch völlig unbekannt. Dargestellt ist z. B. das Aethyl = C_2H_5 , das Radikal des Alkohols und Aethers; das Methyl = C_1H_3 , das Radikal des Holzgeistes und Holzäthers; das Amyl = C_5H_{11} , das Radikal des Fuselöls und Amyläthers; etc. Man begreift die Rolle, welche diese zusammengesetzten Radikale, dem einfachen Radikale der anorganischen Verbindungen gegenüber spielen, leicht, wenn man die Verbindungen beider mit einander vergleicht. Nehmen wir als Beispiel eines zusammengesetzten Radikals das Aethyl, und eines einfachen das Kalium, so finden wir, dass das Aethyl = Ae mit dem O, Cl, Br, J, S u. s. w. dieselbe Reihe von Verbindungen bildet wie das Kalium.

Kaliumreihe: KO, KCl, KBr, KJ, KS, KO + HO, KO + NO₂, KO + SO₂, KS + HS.

Aethylreihe: AeO, AeCl, AeBr, AeJ, AeS, AeO + HO, AeO + NO₂, AeO + SO₂, KS + HS.

Endlich müssen wir noch einige höchst merkwürdige chemisch-physikalische Verhältnisse besprechen, deren Wesen zum Theil noch unerklärt ist.

1. Es giebt gewisse chemische Verbindungen, welche je nach ihrer Darstellungsweise u. s. w. mit abweichenden Eigenschaften begabt auftreten, obwohl man in der Natur ihrer Elemente, sowie in ihrer relativen und absoluten Zusammensetzung keine Verschiedenheit bemerken kann. So lange man sich von der Ursache jener Abweichungen keine Rechenschaft geben kann, behilft man sich damit, dergleichen Verbindungen isomere zu nennen. So z. B. haben die Weinsteinsäure und die Traubensäure, jede die Formel $C_4H_4O_6$, und doch giebt die Weinsteinsäure mit Kalk ein in Salmiak lösliches, die Traubensäure mit Kalk ein in Salmiak unlösliches Salz. →

Das durch Fällung bereitete Zinnoxid löst sich leicht in Säuren, das durch Oxydation mit Salpetersäure bereitete löst sich schwer oder gar nicht in Säuren. Hier scheint der amorphe Zustand des erstern und der krystallinische Zustand des letztern die Ursache des verschiedenen Verhaltens zu seyn; denn es ist eine Sache der Erfahrung, dass amorphe Körper leichter löslich sind als krystallinische. — Andere Fälle von Isomerie sind Gummi, Amylum, Dextrin und Holzfaser.

2. Gewisse andere chemische Verbindungen haben gleiche Natur ihrer Elemente, auch gleiche relative, aber nicht gleiche absolute Zusammensetzung. Sie heissen *polymere*, weil der eine als ein Multiplum des andern betrachtet werden kann. Das Leuchtgas z. B. hat die Formel CH ; das Weimöl, welches man bei der Darstellung des Aethers als Nebenprodukt erhält, hat die Formel C_4H_4 , folglich ist letztere Formel das Vierfache der erstern, und das Weimöl darf deshalb nicht mit CH oder C_2H_2 oder C_3H_3 bezeichnet werden, weil es sich nur in der Quantität von C_4H_4 mit andern Körpern vereinigt. Aehnlich verhält es sich mit dem Citronenöle = C_{10}H_8 , und dem Terpenthinöle = $\text{C}_{10}\text{H}_{16}$. Der Aldehyd = $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}$ ist polymer mit dem essigsauren Aethyloxyd = $\text{C}_2\text{H}_2\text{O} + \text{C}_2\text{H}_2\text{O}_2 = \text{C}_4\text{H}_4\text{O}_3$; das Essigsäurehydrat = $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ ist polymer mit dem wasserfreien Traubenzucker = $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Das organische Reich liefert uns zahlreiche Fälle der Polymerie.

3. Noch andere chemische Verbindungen sind sich, wie die isomeren, in der Natur ihrer Elemente, so wie in ihrer relativen und absoluten Zusammensetzung völlig gleich, und besitzen ebenfalls abweichende Eigenschaften; sie heissen *metamere*. Bei diesen glauben wir aber die Ursache des verschiedenen Verhaltens dadurch erklären zu können, dass wir annehmen, die Elemente seyen verschiedenartig gruppirt. So hat das schwefelsaure Zinnoxidul = $\text{SnO} + \text{SO}$, eben so viele Aequivalente Zinn, Sauerstoff und Schwefel, als das schwefeligsaurer Zinnoxid = $\text{SnO}_2 + \text{SO}_2$; jenes enthält aber Zinnoxidul und Schwefelsäure, dieses dagegen Zinnoxid und schwefelige Säure. Der Harnstoff = $\text{C}_2\text{H}_4\text{N}_2\text{O}_2$ hat dieselben Elemente und in derselben Zahl wie das cyansaure Ammoniumoxyd = $\text{NH}_3\text{O} + \text{C}_2\text{NO}$. Andere metamere Körper sind: Metacetonensäure = $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_2 + \text{HO}$, Ameisensaures Aethyloxyd = $\text{C}_2\text{H}_2\text{O} + \text{C}_2\text{HO}_2$, und essigsaures Methyloxyd = $\text{C}_2\text{H}_2\text{O} + \text{C}_2\text{H}_2\text{O}_2$, sämmtlich der empirischen Formel $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_4$ entsprechend; essigsaures Aethyloxyd =

$C_4H_8O + C_4H_8O_2$ und Buttersäurehydrat = $C_4H_8O + HO$, beide der empirischen Formel C_4H_8O , entsprechend.

4. Verschiedene Zustände eines und desselben einfachen Stoffs werden mit dem Namen Allotropie bezeichnet. Fälle der Art sind bis jetzt nur bei sehr wenigen Elementen beobachtet worden, nämlich beim Schwefel, Selen, Phosphor und Kohlenstoff. Der gewöhnliche Schwefel ist gelb, hart und krystallinisch; schmilzt man ihn aber, erwärmt über 200° und giesst ihn dann in einem Strahle in kaltes Wasser, so erhält man eine braune weiche und elastische Masse, welche einige Zeit hindurch den Zustand der Weichheit beibehält, bald aber härter wird und sich nach einigen Tagen wieder in gewöhnlichen Schwefel verwandelt. — Aehnliche Erscheinungen bietet das Selen dar. — Der gewöhnliche Phosphor ist weiss, durchsichtig, zähe, leicht schmelzbar und in Schwefelkohlenstoff leicht löslich; unter Wasser wird er im Dunkeln weiss, spröde und undurchsichtig; am Tageslichte wird er roth, spröde, undurchsichtig und löst sich nun nicht mehr in Schwefelkohlenstoff auf. — Von den verschiedenen Zuständen des Kohlenstoffs ist schon bei den Elementen S. 81 die Rede gewesen.

5. Manche chemische Prozesse erfolgen, ohne dass wir uns eine genügende Erklärung der Ursache, wodurch sie eintreten, geben können. Sie entstehen durch die blosse Gegenwart irgend eines Körpers, und wir nennen die dabei wirkende geheimnisvolle Kraft Katalyse. So wird das Wasserstoffsperoxyd in Wasser und Sauerstoff zerlegt, wenn man ein edles Metall hineinbringt; das edle Metall erleidet dadurch keine Veränderung, verbindet sich namentlich nicht mit dem freigewordenen Sauerstoffe. Gewisse sogenannte Selbstzersetzungen, z. B. das Faulen des feuchten Fleisches, müssen gleichfalls hierher gerechnet werden, denn wir kennen wohl die Bedingungen der Fäulniss, nicht aber ihre Ursachen, obwohl man diesen Process dadurch zu erklären sucht, dass man annimmt, complexe organische Körper hätten ein Bestreben, in einfachere Verbindungen zu zerfallen.

Anhang zum allgemeinen Theile.

Chemische Operationen und Geräthschaften, nebst Erklärung chemischer Kunstausdrücke.

In jedem Fache giebt es gewisse sogenannte Kunstausdrücke (*Termini technici*), welche demjenigen, der das Fach nicht betreibt, nicht oder nur unvollkommen verständlich sind. Die Chemie ist nicht arm an solchen Kunstausdrücken, bei dem Studium dieser Wissenschaft kann man daher auch nicht umhin, sich mit ihnen vertraut zu machen; aber nur selten trifft man ein chemisches Lehr- oder Handbuch, in welchen sie erklärt sind. Die kleinern Compendien lassen sich in der Regel gar nicht darauf ein, obgleich sie meistens für den Laien oder solche Personen, welche die Chemie nicht als Fachstudium betreiben, verfasst sind, und gerade für dieses Publikum wäre eine nähere Besprechung der wichtigsten chemischen Kunstausdrücke, Operationen und Geräthschaften am allernothwendigsten. Auch der Lehrer der Chemie an Gewerbschulen, welcher seine Vorträge vor Zuhörern hält, die erst in die Chemie eingeführt werden sollen, dürfte, ehe er zum speciellen Theile der Chemie übergeht, unsers Bedünkens wohl einige Stunden darauf verwenden, denselben die *Termini technici* vorzuführen und soviel als möglich praktisch zu erklären. Die dabei zu beobachtende Reihenfolge ist ganz gleichgültig; ich wähle die alphabetische, ohne jedoch streng daran zu halten, wenn dadurch die Deutlichkeit beeinträchtigt wird. So z. B. bestehen manche Apparate aus mehreren Theilen, die daher am besten zusammen abgehandelt werden. In solchen Fällen habe ich aber den abgehandelten Gegenstand doch in das Alphabet gebracht und auf den betreffenden Artikel verwiesen. Andere hier nicht aufgeführte Namen kommen nur im speciellen Theile der Chemie vor.

Abdampfen heisst die Trennung flüchtigerer Theile einer Flüssigkeit von den weniger flüchtigen, z. B. Wasser von Schwefelsäure, oder von nicht flüchtigen, z. B. Wasser von Kochsalz, von Extrakten. — Syn.: Abdunsten, Abrauchen, Eindampfen, Eindicken, Einengen, Einkochen, Evaporiren.

Abgiessen nennt man die Trennung einer Flüssigkeit von dem in ihr befindlichen Bodensatz oder von einer darunterstehenden Flüssigkeit durch allmähliges Neigen des Gefässes, so dass sie langsam über den Rand desselben abfließt, z. B. Wasser von Eisenoxyd, Oel von Wasser. (Einige Vorsichtsmaassregeln dabei). — Syn.: Decanthiren.

Abknistern heisst gewöhnlich die Operation, wodurch ein Salz vermittelst der Wärme von dem in seinen Höhlungen mechanisch eingeschlossenen Wasser befreit wird, z. B. Kochsalz. In Folge der Erwärmung dehnt sich nämlich das Wasser aus, und zersprengt die Krystalle mit einem gewissen Geräusche (Gepressel). Es giebt indessen auch Salze, welche, ohne mechanisch eingeschlossenes Wasser zu enthalten, verknistern, z. B. Schwerspath, Flussspath, schwefelsaures Kali; bei diesen lässt sich die Erscheinung so erklären, dass die äussern Lagen der Krystalle sich durch die Wärme schneller ausdehnen als die innern, sich demnach mit einer gewissen Gewalt abtrennen. — Syn.: Decrepitiren, Verknistern, Verpresseln.

Abkochen nennt man das Sieden fester, besonders pflanzlicher Substanzen mit Wasser oder einer andern Flüssigkeit, um die in der betreffenden Flüssigkeit löslichen Bestandtheile auszuziehen. Das flüssige Produkt dieser Arbeit heisst Absud oder Dekokt. — Syn.: Absieden.

Abkühlen nennt man den Uebergang eines Stoffes aus einer höhern Temperatur in eine niedrigere. — Syn.: Refrigeriren.

Ablöschen, das Eintauchen eines glühenden Körpers in Wasser oder eine andere Flüssigkeit, um ihn schnell abzukühlen, z. B. Stahl, der dadurch härter wird.

Abrauchen, s. Abdampfen.

Abschäumen, das Hinwegnehmen von Unreinigkeiten, welche sich beim Sieden einer Flüssigkeit auf die Oberfläche begeben, vermittelst eines durchlöcheren Löffels. — Syn.: Despumiren.

Abschwefeln, das Erhitzen der Steinkohle im Grossen, nach Art der Kohlengewinnung in Meilern, um alle in derselben befindlichen noch nicht verkohlten Theile entweder vollständig zu verkohlen oder zu verflüchtigen. Da die Steinkohle häufig auch Schwefel

enthält, so riechen die Dämpfe in diesem Falle danach. Die so behandelten Steinkohlen heissen dann Coaks. — Syn.: Verkoaken.

Absieden s. Abkochen.

Absorption heisst das **Einsaugen** (Verschlucken) gas- oder dampfförmiger Materien durch flüssige und feste (besonders poröse) Körper, z. B. Chlor durch Wasser, Wasser durch Kohle. Auch gebraucht man diesen Ausdruck vom Lichte, sowie von der Wärme. — Syn.: **Einsaugen**.

Absprengen, das **Hinwegnehmen** irgend eines Theils von einem Glasgefässe durch Erhitzen und schnelles Abkühlen, z. B. von dem Halse eines Kolbens. S. auch **Sprengstein**, **Sprengkohle**.

Absterben, das allmählig erfolgende **Undurchsichtigwerden** eines durch Kochen und Ausgiessen in festen, klaren Massen erhaltenen Zuckers, z. B. des sog. Gerstenzuckers. Die Ursache dieser Veränderung ist der Uebergang des amorphen Zustandes in den krystallinischen.

Abtreiben, die **Trennung** des Goldes und Silbers von den ihnen beigemischten unedlen Metallen durch anhaltendes Schmelzen der Legirung mit einer gewissen Menge Blei, in einem porösen Gefässe (Cupelle). Die unedlen Metalle oxydiren sich dabei durch den Sauerstoff der Luft, lösen sich in dem ebenfalls oxydirten und flüssig gewordenen Bleioxyde auf, und werden mit diesem nach und nach von dem Gefässe eingesogen. Geschieht die Operation im Grossen, so gewinnt man den grössten Theil des gebildeten Oxyds, welches sich auf der Oberfläche der flüssigen Metallmasse angesammelt hat, wieder, indem man an der Seite des Heerdes einen Abflusskanal bildet. Syn.: **Cupelliren**.

Abziehen, eine Flüssigkeit über einen Körper **destilliren**, entweder, damit dessen flüchtige Theile zugleich mit jener übergehen, oder, damit minder flüchtige Theile der Flüssigkeit von jenem zurückgehalten werden, z. B. Melisse und Wasser, salzsaurer Kalk und Weingeist.

Acidimetrie, die Lehre von der **Bestimmung** des wahren Säuregehalts einer wässrigen Säure, ohne Zuziehung der analytischen Hilfsmittel.

Aeolipil ist ein, gewöhnlich kugel- oder birnförmiges, mit einer langen, in eine feine Oeffnung ausgehenden Röhre versehenes Gefäss, in welchem man eine Flüssigkeit zum Kochen bringt, deren Dampf nun mit grosser Heftigkeit aus der Oeffnung strömt, und als Gebläse etc. dienen kann.

Äquivalente siehe im allgemeinen Theile S. 19.

Ätiologie, die genaue Auseinandersetzung des Verlaufs eines chemischen Processes.

Affiniren, das Verfahren das Silber aus seinen Legirungen zu scheiden und rein darzustellen. In der Regel sind es Kupfer und Gold, welche man zu scheiden hat. Zu diesem Zwecke bedient man sich jetzt allgemein der concentrirten Schwefelsäure, welche das Kupfer nebst dem Silber auflöst und das Gold zurücklässt. Aus der schwefelsauren Lösung schlägt man das Silber durch metallisches Kupfer nieder.

Affinität siehe im allgemeinen Theile S. 12.

Aggregat, Aggregatzustand, siehe im allg. Theile S. 7.

Agitakel, eine zum Zusammennischen grösserer Mengen von Salbe etc. dienende hölzerne Keule, unten fast kugelig und in einen langen Stiel ausgehend, an dessen oberem Ende sich eine kleinere Kugel als Handgriff befindet.

Alchemie siehe im allgemeinen Theile S. 4.

Alkalimeter, ein Instrument, vermittelt dessen die Potasche und Soda auf ihren Gehalt an reinem kohlen sauren Alkali, ohne Mithilfe der Analyse, geprüft wird. Es besteht gewöhnlich in einem in 100 gleiche Raumtheile getheilten Glas cylinder, welcher mit verdünnter Schwefelsäure von solcher Stärke angefüllt wird, dass 1 Raumtheil einen Gran reines kohlen saures Kali oder Natron genau sättigt. Statt der Schwefelsäure bedient man sich auch der Weinstensäure. Auch bestimmt man den Gehalt an kohlen saurem Alkali aus der Menge der bei der Sättigung entwickelten Kohlensäure.

Alkalioide siehe im allgemeinen Theile S. 35.

Alkoholometer, ein zur Ermittlung der Stärke des Weingeistes dienendes Instrument. Es besteht aus einem Glas cylinder, welcher mit dem zu prüfenden Weingeiste beinahe ganz angefüllt wird, und, in welchen man eine in gewisse Grade getheilte Spindel senkt; je tiefer diese einsinkt, um so stärker ist der Weingeist. Gewöhnlich ist die Spindel von unten auf in 100 Grade getheilt; sinkt sie bis zur Zahl 100, so zeigt diess an, dass der Weingeist kein Wasser enthält, bei 50 enthält er 50 Pct. Wasser u. s. w. Dergleichen Anordnungen giebt es von Lowitz, Meissner, Richter, Tralles u. A. Die Skalen von L. M. u. R. geben den Weingeistgehalt in Gewichtsprocenten, die von T. dagegen denselben in Volumprocenten an. Bei einigen Alkoholometern ist die Skale nicht in 100 Grade getheilt

z. B. bei dem Beck'schen in 75. Da die Temperatur auf die Dichtigkeit des Weingeistes von bedeutendem Einfluss ist, so muss hierauf bei der Bestimmung der Stärke desselben ganz besondere Rücksicht genommen werden, und man ist daher übereingekommen, 15,5°C. (12,4°R. oder 60°F.) als den normalen Temperaturgrad des zu prüfenden Weingeistes festzusetzen.

Allotropie siehe im allgemeinen Theile S. 47.

Amalgamation, die Operation der Bildung einer Legirung von Quecksilber mit einem andern Metalle, namentlich wenn sie in der Absicht unternommen wird, um dadurch dieses Metall vom andern zu scheiden. Sie wird bei der Gewinnung des Silbers und Goldes im Grossen angewandt. Die Verbindungen des Quecksilbers mit andern Metallen selbst heissen Amalgame. — Syn.: Verquickung.

Amorph. siehe im allgemeinen Theile S. 9.

Amphide, Amphidsalze siehe im allgemeinen Theile S. 39.

Amphoter, soviel wie indifferent siehe im allgemeinen Theile S. 32.

Analyse siehe im allgemeinen Theile S. 4.

Anlassen, ein Metall bis zu einem gewissen Grade erhitzen. Diese Operation hat den Zweck, dem Metalle seine Härte und Sprödigkeit zu benehmen. Wegen des dabei stattfindenden Farbenwechsels bei manchen Metallen, z. B. Stahl, nennt man die Arbeit auch das Anlaufen.

Anorganisch heisst im Gegensatz von organisch (thierisch und pflanzlich), alles was keine besondern Werkzeuge (Organe) zu seiner Selbsterhaltung hat und was diesen Organen seine Entstehung nicht verdankt — das Unbelebte, Mineralische. Daher: anorganische Chemie derjenige Zweig der Chemie, welcher sich mit der Untersuchung der leblosen (mineralischen) Körper beschäftigt.

Anschliessen, soviel wie Krystallisiren, siehe im allgemeinen Theile S. 9.

Antidot, eine Substanz, welche die Kraft besitzt, die Wirkung eines Gifts im Organismus zu schwächen oder ganz zu vernichten, z. B. Eiweiss gegen Quecksilberchlorid. — Syn.: Gegengift.

Antimiasmatisch, was schädliche Dünste (Miasmen) zerstört.

Antiphlogistische Theorie s. Verbrennen.

Antiseptica sind Substanzen, welche die Fähigkeit haben, die Fäulniss zu verhindern, z. B. Rauch, Weingeist.

Anziehung, chemische, soviel wie Affinität, siehe im allgemeinen Theile S. 12.

Apothem heisst der Absatz, der sich beim Zutritte der Luft in der Auflösung von Pflanzenextrakten bildet. Ein dunkelbraunes, amorphes, geruch- und geschmackloses Pulver. — Syn.: **Extraktabsatz**.

Apparat heisst jede mechanische Vorrichtung zur Hervorbringung einer Wirkung (elektrischer, magnetischer A.) oder zur Darstellung eines Körpers (Gasapparat, Eisapparat). S. auch **Marsh'scher Apparat**, **Woulf'scher Apparat**.

Araeometer, ein Instrument, welches man in Flüssigkeiten senkt, um damit das spec. Gewicht dieser als auch fester Körper zu ermitteln. Es giebt A. mit Skalen (z. B. von Beck, Baumé etc.) und A. mit Gewichten (z. B. von Nicholson); beide entweder von Glas oder Metall. Zu den A. mit Skalen gehören die **Alkoholometer**. — Syn.: **Graphimeter**, **Hydrometer**, **Senkwage**.

Aspirator, siehe **Saugapparat**.

Atome siehe im allgemeinen Theile S. 7.

Atomgewichte = **Aequivalente**, im allg. Theile S. 19.

Attraktion, chemische = **Anziehung**, chemische.

Aufbrausen, das unter Schäumen und Geräusch erfolgende Entweichen gasförmiger Stoffe. — Syn.: **Effervescenz**.

Aufgiessen heisst, einem Körper durch Behandeln mit einer Flüssigkeit lösliche Theile entziehen. Je nach der Natur der Flüssigkeit unterscheidet man wässrigen, geistigen etc. **Aufguss**, und je nach der dabei angewandten Temperatur kalten, heissen **Aufguss**. Das Produkt, d. h. die Lösung, nennt man **Aufguss** oder **Infusum**. Syn.: **Infundiren**.

Auflösen ist die Operation, wodurch ein fester, flüssiger oder gasförmiger Körper in einem flüssigen so vertheilt wird, dass das Ganze eine homogene, klare Flüssigkeit darstellt. Das **Auflösungsmittel** heisst **Menstruum**, das Produkt der Operation heisst: **Auflösung**. — Syn.: **Lösung**.

Ausblühen sogenannt wegen der Aehnlichkeit mit dem Hervorbrechen der Blüten — siehe **Auswittern**.

Ausdehnung heisst die Vergrößerung des Rauminhalts (Volums) der Körper, bei Gasen auch wohl Verdünnung; sie wird auf zweierlei Wegen, durch mechanische Kräfte und durch Wärme, bewirkt. Das Bestreben der Körper sich auszudehnen, ist am grössten bei den gasförmigen, geringer bei den flüssigen und am geringsten bei den festen. Die gasförmigen dehnen sich gleichförmig mit der Temperatur aus, nicht so die flüssigen und festen. — Syn.: **Expansion**.

Ausfrieren nennt man die Abscheidung des Wassers bei niedriger Temperatur (als Eis) aus einer Flüssigkeit, um dadurch andere darin aufgelöste Stoffe in concentrirter Form zu erhalten. So bleiben z. B. beim Frieren des Meerwassers die Salze aufgelöst; beim Frieren des Essigs krystallisirt nur das Wasser und derselbe wird folglich stärker.

Auslaugen heisst die Trennung eines löslichen Körpers von einem unlöslichen durch Hilfe einer Flüssigkeit, wobei man die Lösung benutzt, den unlöslichen Körper hingegen wegwirft. Benutzt man dagegen den letztern, und wirft die Flüssigkeit (den aufgelösten Körper) weg, so heisst die Operation **Ausstüssen**. — Syn.: **Auswaschen**, **Edulcoriren**.

Auspressen, die Trennung eines flüssigen Körpers von einem festen durch Hilfe mechanischer Kraft.

Aussaigern heisst dasjenige hüttenmännische Verfahren, wodurch ein leichtflüssigeres Metall, z. B. das Wismuth, von seinen Erzen oder von einem schwerflüssigern bei dem Schmelzpunkte des erstern geschieden wird. Die Operation geschieht auf einer schiefen Ebene, von welcher das leichtflüssige Metall abläuft (absickert). Das Silber trennt man auf diese Weise vom Kupfer, indem man das silberhaltige Kupfer zuvor mit einer grossen Menge Blei zusammenschmilzt; letzteres läuft dann mit dem darin aufgelösten Silber ab und lässt das Kupfer zurück. — Syn.: **Saigern**.

Ausstüssen, **Auswaschen**, s. **Auslaugen**.

Auswittern heisst die Erscheinung, wenn sich gewisse feste Körper in Berührung mit Luft und Feuchtigkeit allmählig mit einem meist weissen, lockern, krystallinischen Salzüberzug bekleiden. — Syn.: **Ausblühen**, **Effloresciren**.

Ausziehen heisst die Behandlung von Körpern mit Auflösungsmitteln, um ihnen gewisse Bestandtheile zu entnehmen. — Syn.: **Extrahiren**.

Aviviren bezeichnet in der Färbekunst die Operation, wodurch die Farben der Zeuge mittelst gewisser Agentien (Wärme, Alkalien, Salze etc.) erhöht d. h. lebhaft gemacht werden.

Bad nennt man die Unterlage, welche man einem Gefässe, worin etwas digerirt oder abgedampft werden soll, giebt, um dasselbe nicht der unmittelbaren Einwirkung des Feuers auszusetzen. Je nach der Natur dieser Unterlage unterscheidet man **Aschen-**, **Sand-**, **Wasser-**, (oder **Marie-**), **Öl-**, **Chlorzink-**, **Metall-** u. s. w.

Bad. Zur Aufnahme dieser Unterlagen dienen meistens eiserne, auch wohl irdene u. s. w. Geschirre.

Ballon bezeichnet ein kugelförmiges Glasgefäß mit geradem, mehr oder weniger karssem Halse.

Barometer ist das allgemein bekannte physikalische Instrument, mittelst dessen man die Grösse des Luftdruckes misst. Die zu dieser Messung mit Genauigkeit einzig brauchbare Flüssigkeit ist das Quecksilber. Füllt man eine mehr als 28 Zoll lange, unten geschlossene Glasröhre mit Quecksilber an, und stürzt dieselbe in einem mit Quecksilber gefüllten Gefässe um, so fällt das Quecksilber in der Röhre nur so weit, dass es an den niedrigsten Punkten der Erde (z. B. an der Oberfläche des Meeres) noch eine Höhe von 28 Zoll behauptet. Man sagt in diesem Falle: die auf die Oberfläche des in dem offenen Gefässe befindlichen Quecksilbers drückende Luftsäule hält einer Quecksilbersäule von 28 Zoll das Gleichgewicht. Die Höhen der Flüssigkeitssäulen, welche sich gegenseitig das Gleichgewicht halten, verhalten sich nämlich umgekehrt wie ihre spec. Gewichte. Würde man daher an die Stelle des Quecksilbers Wasser bringen, so müsste die Wassersäule eine Höhe von $28 \times 13,5 = 378$ Zoll oder 31,5 Fuss haben, wenn sie dem Drucke der Luftsäule das Gleichgewicht halten sollte. Auf Bergen, wo man dem Drucke einer kürzern Luftsäule ausgesetzt ist, kann begreiflicher Weise die Flüssigkeitssäule nicht mehr die angegebenen Höhen behaupten; sie muss fallen und zwar um so tiefer, je höher man steigt, und hierauf beruht die Anwendung des Barometers zu Höhenmessungen. — Dem im obersten Theile der umgekehrten Glasröhre über dem Quecksilber befindlichen leeren (eigentlich mit Quecksilberdampf erfüllten) Raum nennt man die Torricelli'sche Leere, nach Torricelli, einem ital. Physiker, der im J. 1643 den Barometer erfand. Die obige Anrichtung ist die einfachste des Barometers und heisst Gefässbarometer. An den gewöhnlichen Barometern ist aber der grössern Bequemlichkeit wegen, der untere Theil der Glasröhre aufwärts gebogen, und dieser mit einer etwas weitem, in eine feine, offene Spitze ausgezogenen Kugel versehen; hier versieht die Kugel die Stelle des Gefässes, und so haben wir den Kugelbarometer oder das Wetterglas. Lässt man, unter übrigens gleichen Umständen, die Kugel weg, so heisst das Instrument Höherbarometer. Dieses letztern bedient man sich zu Höhenmessungen, des Kugelbarometers aber zu meteorologischen Beobachtungen. In der

Chemie ist der Barometer ein unentbehrliches Instrument bei Gasmessungen, denn der Rauminhalt eines Gases wechselt, je nachdem ein grösserer oder geringerer Luftdruck darauf einwirkt, oder mit andern Worten: je nachdem der Barometer höher oder niedriger steht.

Base, basisch siehe im allg. Theile S. 83.

Beizen bezeichnet in verschiedenen technischen Gewerben sehr verschiedene Operationen, die aber alle darin überein kommen, dass ein Stoff mit einer scharfen salzigen Flüssigkeit getränkt wird. In der Färberei z. B. bezweckt man damit, den zu färbenden Stoff zur Aufnahme des Pigments vorzubereiten, damit letzteres sich mit dem Stoffe dauerhaft verbinde.

Beschicken nennt der Hüttenmann, das zur Ausscheidung des Metalls bestimmte Erz, bevor es in den Ofen kommt, mit dem nöthigen Flussmittel und Kohle vermengen.

Beschlag heisst der Ueberzug, den man verschiedenen Geräthschaften giebt, um sie vor der unmittelbaren Einwirkung des Feuers zu schützen. Man bedient sich dazu verschiedener Materialien, als Lehm, theils für sich, theils gemengt mit Sand, Borax, Kochsalz etc. — Ferner versteht man unter Beschlag: pulverige oder krystallinische Ueberzüge auf Kohle bei Löthrohrversuchen, Auswitterungen auf Mineralien.

Bestandtheile siehe im allg. Theile S. 5.

Blase siehe Destillirblase.

Bleichen nennt man verschiedene Verrichtungen, durch welche man organischen Materien oder aus diesen angefertigten Stoffen ihre natürlichen oder zufälligen Farben entzieht, um jene weiss und farblos zu erhalten. Man bedient sich dazu entweder des Sonnenlichts (natürliche Bleiche) oder anderer Mittel (ohemische Bleiche), namentlich des Chlors und der schwefligen Säure.

Brennbar s. Verbrennen.

•Brenzlich s. Empyreumatisch.

Caementiren heisst, einen festen Körper auf einen andern in der Glühhitze einwirken lassen, ohne dass einer von ihnen flüssig oder gasförmig wird. Diese Operation erstreckt sich vorzüglich auf die Bereitung des Stahls.

Calcination, Calciniren hiess ursprünglich die Oxydation oder die Umwandlung der Metalle in (dem Kalke in seinem erdigen Ansehen ähnliche) Oxyde vermittelt Glühens an der Luft, und daher

bekamen die Produkte häufig den Namen: Kalk. Gegenwärtig bedient man sich obiger Ausdrücke in der Regel nur, um ein anhaltendes Glühen zu bezeichnen, dessen Zweck entweder die Austreibung von Kohlensäure (Kalkbrennen), oder von Wasser (Berax) oder die Zerstörung gewisser Bestandtheile eines Körpers (Knochen) ist. — Syn.: Verkalken, Glühen.

Capacität bezeichnet im räumlichen Sinne die Größe des innern Volums eines Gefäßes. — Sättigungs-Capacität s. in allg. Theile S. 42. — Wärme-Capacität heisst die Fähigkeit verschiedener Körper, ungleiche Mengen von Wärme aufzunehmen, um einen gleichen Temperaturgrad zu zeigen. So bedarf z. B. Wasser von 0° Temperatur 30 mal mehr Wärme, um auf 100° gebracht zu werden, als Quecksilber von 0°. Dieses Mehr von Wärme, welches hier in das Wasser übergeht und vom Thermometer nicht angezeigt wird, heisst die specifische Wärme.

Capelle, richtiger Cupelle (s. d.)

Caput mortuum nannte man früher den nach einer Destillation in der Retorte bleibenden Rückstand, wenn man ihn zu nichts mehr zu verwenden wusste. Man verglich diese Masse mit einem toten Kopfe, aus dem die Destillation den Geist, den Spiritus, getrieben hatte. Speciell heisst noch jetzt der rothbraune Rückstand von der Destillation der Schwefelsäure aus calcinirtem Eisenvitriol so.

Caustisch heisst alles, was ätzend, brennend schmeckt, und wird besonders von den reinen Alkalien gebraucht.

Cohobiren, richtiger Cohibiren, heisst das mehrmalige Ueberziehen einer Flüssigkeit für sich oder über irgend eine Substanz, entweder um erstere stärker zu machen, oder um aus letzterer alle flüchtigen Theile im Destillate zu vereinigen.

Coliren heisst die mechanische Operation, welche die Trennung fester Substanzen von Flüssigkeiten zum Zwecke hat. Als Mittel dazu bedient man sich in der Regel leinener oder wollener Tücher, die entweder unmittelbar auf das Gefäß, welches zur Aufnahme der Flüssigkeit dient, gelegt oder auf einen viereckigen Rahmen (Tenakel), der auf dem Rande des Gefäßes oder auf einem besondern Gestell ruht, gespannt werden. — Syn.: Durchsiehen.

Concentriren bezeichnet die Operation, wodurch eine Flüssigkeit in ein geringeres Volum gebracht wird. Man erreicht diess auf dem Wege des Abdampfens oder Destillirens, im erstern Falle um gehaltvollere Flüssigkeiten (z. B. conc. Schwefelsäure) oder Lö-

sungen zu bekommen, im letztern um flüchtigere Flüssigkeiten von minder flüchtigen zu trennen. Früher bediente man sich auch der Kälte als Concentrationsmittels, z. B. beim Essig; weil nur das Wasser desselben, nicht die Säure, zu Eis wird. — Syn.: Einengen.

Condensiren heisst, ein Gas oder einen Dampf aus dem luftförmigen Zustande in den flüssigen oder festen überführen. Wasser; Jod. — Syn.: Verdichten.

Consistenz heisst der Grad der Dichtigkeit einer nicht trocknen Materie. Die verschiedenen Grade werden durch Vergleichung mit der ähnlichen Dichtigkeit bekannter Substanzen ausgedrückt, als: Gel-, Sirups-, Extrakt-, Pillen-Consistenz u. s. w. — Syn.: Dichtigkeitsgrad.

Crocus nennt man, wegen der safranähnlichen Farbe, noch zuweilen verschiedene oxydirte metallische Präparate, wie Crocus Antimonii, Martis, metallorum, Venetis.

Cupelle heisst 1) ein kesselartiges Gefäss von Metall (gewöhnlich Gusseisen) mit nach Aussen convexem Boden, in welches Retorten, Kolben u. dgl. auf eine Unterlage von Sand, Asche etc. gebracht werden, um die in denselben enthaltenen Materien theils einer andauernden, theils einer nicht zu starken Erhitzung auszusetzen. Für Aufnahme des Retortenhalses ist die Cupelle vorn mit einem halbzirkelförmigen Ausschnitte versehen. Zum Unterschiede von der folgenden nennt man sie auch Sandcupelle. 2) Ein kleines, aus Knochenerde verfertigtes Gefäss, worauf im Probirofen unter der Muffel das Silber oder Gold mit Blei abgetrieben wird, um den Grad ihrer Reinheit auszumitteln. — Syn.: Capelle.

Cupelliren s. Abtreiben.

Dampf nennt man, vom wissenschaftlichen Standpunkte aus, eine im luftförmigen (unsichtbaren) Zustande befindliche Materie, welche aber nur in höherer Temperatur diese Form behaupten kann, daher durch Abkühlung, d. h. bei gewöhnlicher Temperatur, wieder in die flüssige Form (wie z. B. das Wasser) oder in die feste Form (wie z. B. der Salmiak) zurückkehrt. In dieser Eigenschaft, nur bei höherer Temperatur die Luftform zu behaupten, liegt zugleich der Unterschied von Gas, indem das letztere Wort eine auch bei gewöhnlicher Temperatur luftförmige Materie (wie z. B. Chlor, Sauerstoff) bezeichnet. Daher nennt man auch wohl die Dämpfe: unbeständige Gase; die eigentlichen Gase hingegen: beständige Gase. Jedoch haben diese Anordnungen immer eine gewisse Relativität, denn

viele der sogenannten beständigen Gase werden durch hohe Kälte oder starken Druck flüssig oder selbst fest. — Im gemeinen Leben hat das Wort Dampf (Dunst) eine andere Bedeutung, denn man versteht darunter ein aus unendlich feinen flüssigen oder festen Theilchen wolkenartig vereinigtcs Aggregat, wie z. B. den sichtbaren Wasserdampf, Kohlendampf etc.

Dampfbad heisst eine Vorrichtung, um durch die Hitze des Wasserdampfe irgend eine Flüssigkeit abzuräumen oder überhaupt in der Temperatur jener Dämpfe zu erhalten. Es unterscheidet sich vom Wasserbade dadurch, dass das Gefäss nicht unmittelbar vom Wasser, sondern bloss von dessen Dämpfen berührt wird.

Decanthiren s. Abgiessen.

Decoct s. Abkochen.

Decomponiren heisst, eine Verbindung in ihre Bestandtheile zersetzen, im chemischen Sinne zerlegen. — Syn.: Zerlegen, Zersetzen.

Decrepitiren s. Abknistern.

Deliquesciren heisst die Eigenschaft gewisser Körper, an der Luft so viel Wasser anzuziehen, dass sie endlich eine vollständige Lösung darstellen. Dahin gehören namentlich mehrere Salze, z. B. das kohlensaure Kali, aber auch verschiedene einfache Verbindungen, z. B. das Arskali, die wasserfreie Schwefelsäure u. s. w. — Syn.: Zerfliessen.

Dephlegmiren, eine veraltete Benennung, worunter man insbesondere die Befreiung geistiger und saurer Flüssigkeiten von ihrem Wassergehalte verstand. In so ferne dann die Destillation benützt wurde, stimmt die Operation wesentlich mit dem Cochobiren überein. Der Rückstand, das Unbrauchbare, hiess Phlegma.

Dephlogistisiren, ein in der phlogistischen Chemie (s. Verbrennen) gebrachtes Wort, welches, in unsere jetzige Nomenclatur übersetzt, mit Sauerstoff vereinigen, oxydiren heisst.

Deplaciren heisst, eine Substanz mit irgend einer Flüssigkeit in der Weise vollständig ausziehen, dass der zerkleinerte Körper angefeuchtet in ein cylindrisches oder umgekehrt konisches Gefäss gebracht und wiederholt mit dem Fluidum übergossen wird. Indem nun die obern Schichten der Flüssigkeit beständig auf die untern drücken, drängen sie die letztern, mit der auflöselichen Materie beladen, vor sich her. — Syn.: Verdrängen.

Desoxydiren heisst, einem mit Sauerstoff verbundenen Kör-

per denselben theilweise oder ganz wieder entziehen; und kommt mit dem Phlogistisiren der ältern Chemiker überein. — Syn.: Reduciren.

Destillation heisst im Allgemeinen die Verflüchtigung irgend einer Materie in einem Apparate, welcher gestattet, das Verdampfte wieder zu verdichten und aufzufangen. Im engeren Sinne und zum Unterschiede von der Sublimation, versteht man darunter die Verflüchtigung flüssiger Körper und Auffangung derselben im flüssigen Zustande. Das Aufgefangene heisst Destillat. War die Materie bereits vor der Destillation flüssig, wie z. B. Wasser, Weingeist, ätherische Oele (für sich oder in andern Substanzen, welche dann mit Wasser, Weingeist u. s. w. destillirt werden, enthalten), so nennt man die Operation nasse Destillation; muss dagegen die Materie erst während der Operation verflüssigt (theils als solche verflüssigt, wie z. B. bei der Destillation der Schwefelsäure aus Eisenvitriol, oder durch Production [Zersetzung anderer Materien] verflüssigt, wie z. B. bei der Destillation des Hirsöthorngestes) werden, so führt sie den Namen trockne Destillation. Zu der letztern Art kann man auch die Destillation von Gasen, z. B. Ammoniak, Chlorwasserstoff, welche in Flüssigkeiten aufgefangen werden, rechnen. — Nach der Richtung, welche die übergehenden Dämpfe zu nehmen haben, unterschied man früher 1) gerade oder aufsteigende Destillation in Blase oder Kolben mit Helm; 2) schräge Destillation in Retorten, und 3) absteigende Destillation in oben verschlossenen und unten offenen Behältern, wie z. B. die Ausschmelzung des Zinks in Tiegeln, welche im Boden mit einer nach Unten gehenden Röhre versehen sind. Die absteigende Destillation heisst auch in Bezug auf die ihr unterworfenen organischen Körper: Schwelung. — Im gemeinen Leben bezeichnet man auch wohl mit dem Namen „Destilliren“ das Digeriren oder Maceriren fester Substanzen mit Flüssigkeiten.

Destillirblase oder Destillirkessel ist ein gewöhnlich aus Kupfer, seltener aus Eisen oder einem andern Metalle gefertigtes, mehr oder weniger cylindrisches, nach oben beträchtlich sich verengendes und hier mit einem Halse versehenes Gefäß, in welchen eine ebenfalls aus Metall bestehende Vorrichtung, Helm genannt, passt, die in eine schräg ablaufende Röhre endigt, welche letztere in den gleichfalls metallischen Kühlapparat mündet. Die in dem Kessel entwickelten Dämpfe steigen in den Helm auf, gehen

von da in die schräge Röhre, und verdichten sich in dem Kühlapparate, welcher in einem Fasse (Kühlfass) steht und von kaltem Wasser umgeben ist.

Detonation heisst der von einem mehr oder weniger heftigen Geräusche (Knall), und gewöhnlich von Licht- und Wärmeentwicklung begleitete Act der chemischen Verbindung (z. B. des Sauerstoffs und Wasserstoffs zu Wasser) oder Zersetzung (z. B. des Salpeters auf glühenden Kohlen). — Syn.: Verpuffung.

Differente Stoffe nennt man, zum Unterschiede von den indifferenten (s. im allg. Theile S. 32), solche, welche die Fähigkeit besitzen, sich mit andern ohne Schwierigkeit zu verbinden und dadurch ihre Eigenschaften ganz oder grösstentheils zu verlieren. Dahin gehören vorzugsweise die Basen und Säuren.

Digeriren heisst, eine Substanz der Einwirkung einer Flüssigkeit bei einer gelinden, den Kochpunkt dieser letztern noch nicht erreichenden Wärme aussetzen. Findet die Operation bei gewöhnlicher Temperatur statt, so nennt man sie **Maceriren**.

Dimorph siehe im allgemeinen Theile S. 12.

Edukt nennt man, zum Unterschiede vom Produkt, einen bei der Zersetzung einer chemischen Verbindung oder eines mechanischen Gemisches erhaltenen Körper, der in der ersten auch schon als Bestandtheil enthalten war. So z. B. ist die Essigsäure, wenn sie aus einem essigsauren Salze durch eine stärkere Säure ausgetrieben, das Nelkenöl, wenn es durch Destillation der Nelken mit Wasser gewonnen wird, Edukt; hingegen die Essigsäure, durch Oxydation des Alkohols, das Bittermandelöl durch Destillation der bittern Mandeln mit Wasser erhalten, Produkt. Der Begriff von Edukt, im Gegensatze zu Produkt, erstreckt sich begreiflicher Weise nur auf einen zusammengesetzten Körper, denn ein einfacher Körper ist, aus einer Verbindung dargestellt, seiner Natur nach stets ein Edukt, mag er sich darin in was immer für einem Zustande befunden haben.

Edulcoriren siehe Auslaugen.

Effervescenz siehe Aufrausen.

Effloresciren siehe Auswittern.

Eindampfen, Eindicken, Einengen, Einkochen siehe Abdampfen und Concentriren.

Einsaugen siehe Absorption.

Einrocknen heisst das Abdampfen einer Solution zur Trockne.

Element siehe im allgemeinen Theile S. 5.

Empyreumatisch nennt man alles, was durch trockne Destillation (also durch Anbrennen) organischer Körper gewonnen wird und einen üblen Geruch besitzt. Der eigentliche Träger dieses Geruches ist ein meist dunkelgefärbtes ätherisches Oel, welches sich während der Operation erzeugt. — Syn.: Brönnlich.

Entbindungs-Apparat heisst eine jede Vorrichtung zur Erzeugung von Gasen und zur Fortleitung derselben in Röhren.

Eprouvette nennt man eine an einem Ende geschlossene Glasröhre, die zum Messen der Gase, sowie als Probe oder- Reagenzglas bei qualitativen Analysen gebraucht wird. — Syn.: Proberöhre.

Eudiometer, ursprünglich ein zur Bestimmung des Sauerstoffgehaltes der Luft dienendes Instrument, welches aber auch zur Analyse aller mit Sauerstoff gemischten Gase gebraucht werden kann. Es besteht in einer an einem Ende geschlossenen, an der Aussenfläche in gleiche Raumtheile getheilten und in der Nähe des geschlossenen Endes mit 2 gegenüberstehend eingeschmolzenen Platindrähten versehenen Glasröhre, welche mit Quecksilber gefüllt und unter Quecksilber umgekehrt wird, worauf man in dieselbe das zu untersuchende Gas nebst einer grössern Portion Wasserstoffgas treten lässt. Leitet man nun durch die Platindrähte einen elektrischen Strom, so entsteht an ihren beiden sich gegenüberstehenden Spitzen in der Röhre ein Funken, der das Gas verbrennt. Die Vereinigung der beiden Gase erfolgt, auch durch Platinschwamm.

Evacuiren nennt man, ein Gefäss luftleer machen, einen leeren Raum (Vacuum) darin herstellen.

Evaporiren siehe Abdampfen.

Expansion siehe Ausdehnung.

Explosion heisst, eine plötzlich und momentan erfolgende Verbrennung von Gasen, flüssigen und festen Stoffen (Knallgas, Chlorsäure, Schiesspulver), weil damit häufig ein Zertrümmern und Umherschleudern der Gefässe verbunden ist. In diesem Sinne stimmt der Vorgang mit der Detonation überein. Man nennt aber auch „Explosion“ die durch plötzliche Dampf- oder Gasentwicklung ohne gleichzeitig chemische Action, durch blossen Druck der sich ausdehnenden Gase, erfolgende Zersprengung der Gefässe.

Exsiccator nennt man einen zum Ausdrocknen von Substanzen bei Abschluss der Luft bestimmten Apparat. Um die verdunstende Feuchtigkeit aufzunehmen, bedient man sich, je nach den Umständen, der concentrirten Schwefelsäure, des Chlorcalciums, ge-

brannten Kalke oder Kohhydrats, welche in einem besondern Gefässe neben die Substanz gestellt werden.—Syn.: Trocknungs-Apparat.

Extrakt heisst im Allgemeinen jede Auflösung, welche durch Behandeln organischer Körper mit Wasser, Weingeist, Aether etc. erhalten wird und wobei ein Theil der behandelten Körper ungelöst zurückbleibt. Obgleich demnach das Extrakt eine wahre Auflösung ist, so unterscheidet es sich doch von der Auflösung im engerm Sinne dadurch, dass man den letztern Ausdruck nur dann vorzugsweise gebraucht, wenn der Körper von dem Auflösungsmittel vollständig aufgenommen wird. Wenn ein Extrakt längere Zeit aufbewahrt werden soll, ohne zu verderben, so wird es zur Dicke eines Sirups, Musses oder ganz zur Trockne verdunstet.

Extraktabsatz siehe Apothem.

Extrahiren siehe Ausziehen.

Fällen (Niederschlagen, Präcipitiren), siehe im allgemeinen Theile S. 15.

Feuerbeständig heisst alles, was die Glühhitze vertragen kann, ohne sich zu verflüchtigen. Bei manchen Körpern, z. B. der Phosphorsäure, dem Aetzkalk, dem Kochsalz ist der Begriff relativ, denn diese verflüchtigen sich, wenn auch langsam, bei starker Rothglühhitze und in offenen Gefässen.

Feuerfest bedeutet im Allgemeinen dasselbe, was der Ausdruck „feuerbeständig,“ aber in Bezug auf ein Mineral heisst es, dass dasselbe nicht bloss nicht flüchtig, sondern auch in der stärksten Hitze unschmelzbar ist.

Filteriren heisst, eine trübe Flüssigkeit von den darin befindlichen ungelösten Theilen mittelst Durchlaufens durch Papiere, Baumwolle oder eine andere geeignete Substanz so vollständig befreien, dass sie klar erscheint. Die Substanz, durch welche die Flüssigkeit fließt und auf der die ungelösten Theile sich sammeln, heisst Filtrum, die durchgeseigte Flüssigkeit Filtrat. Im Kleinen bedient man sich als Unterlage für das Filtrum des Trichters, im Grossen eines leinenen Tuchs, welches man auf einen Tenakel spannt. (Rögel über die richtige Beschaffenheit des Trichters und über die Anfertigung des Filtrums).

Fix nennt man eine Substanz, wenn sie weder bei gewöhnlicher, noch bei höherer Temperatur (als solche) verflüchtigt werden kann. Es gehört daher z. B. die Weissteinssäure eben so wohl zu den fixen Körpern als die Kieselsäure, denn was jene in starker

Mitze als Destillat liefert, ist keine Weinstein säure mehr, sondern besteht aus Zersetzungsprodukten derselben.

Flamme s. Verbrennen.

Florentiner Flasche oder Vorlage heisst eine Vorrichtung, um bei Destillationen ätherischer Oele das gleichzeitig mit übergegangene Wasser von jenen bequem und ohne Verlust scheiden zu können. Sie besteht aus einem Glasgefäss in Form einer grossen Krystallflasche, von deren Boden seitlich eine Röhre senkrecht bis beinahe zur Höhe der Flasche aufsteigt, sich dann wieder nach Unten umbiegt und an ihrer Mündung ohngefähr eine Linie weit ist. Bei ihrem Gebrauche füllt man sie etwa zur Hälfte mit reinem Wasser; wenn nun das mit Oel beladene Wasser in die Flasche läuft, so sondert sich das Oel (wenn es leichter als Wasser ist) auf der Oberfläche desselben ab, sammelt sich im Halse an und das Wasser fliesst aus der Seitenröhre. Schwer ätherische Oele lagern sich natürlich auf den Boden der Flasche. (Verschiedene Abänderungen dieser Vorrichtung).

Flüchtig heisst im Allgemeinen jeder flüssige oder feste Körper, welcher unter gewissen Bedingungen fähig ist, Luftgestalt anzunehmen. Speciell versteht man unter flüchtigen Materien solche, die schon ohne Zuthun von Wärme, also bei gewöhnlicher Temperatur, ein Bestreben haben, in Gas überzugehen, und daher aus offenen Gefässen ziemlich schnell entweichen, z. B. Aether.

Fluss nennt man einen Körper, der fähig ist, das Zusammenschmelzen der Metalle, besonders der strengflüssigen, zu grössern Massen zu befördern, z. B. Flusspath, Borax etc. Insbesondere unterscheidet man 2. Arten von Flüssen: den schwarzen, durch Verpuffen von 2 Th. rohem Weinstein und 1 Th. Salpeter, und den weissen, durch Verpuffen von gleichen Theilen Weinstein und Salpeter bereitet. Der erstere, ein Gemenge von kohlen saurem Kali und Kohle, ist nicht bloss Fluss-, sondern auch Reductionsmittel; der zweite, wesentlich kohlen saures Kali, kann nur bei den edlen Metall oxyden und Metallsalzen auch als Reductionsmittel angewendet werden.

Formel, chemische siehe im allgemeinen Theile S. 29.

Fossil nennt man jeden Körper, der sich in der Erde befindet und entweder rein unorganischer Natur ist oder von abgestorbenen organischen Körpern herrührt, in welche häufig unorganische Materien eingedrungen sind. Im ersten Falle, d. h. wenn das Fossil nur

dem unorganischen Reiche angehören, ist der Ausdruck gleichbedeutend mit Mineral.

Gas siehe Dampf.

Gasometer, ein Apparat zum Auffangen und Messen der Gase. Im Kleinen bestehen sie aus Glasröhren, die an einem Ende geschlossen und an der Aussenfläche graduirt sind, im Grossen, z. B. für Gasbeleuchtungsanstalten, werden sie aus Eisen- oder Kupferblech verfertigt, und dienen hier zugleich zur Aufbewahrung des Gases bis zu seiner Verwendung. (Ueber Pepys' Gasometer.)

Gediegen sagt man, im Gegensatz zu vererzt, von Körpern, die im reinen, elementaren Zustande in der Natur vorkommen, z. B. Schwefel, mehrere Metalle.

Gegengift s. Antidot.

Gemeng, Gemisch siehe im allgemeinen Theile S. 6.

Giesspuckel ist ein umgekehrt kegelförmiges, mit einem dicken breiten Fuss und Handhabe versehenes Gefäss von Metall, in welches geschmolzene Massen gegossen werden, theils um sie schneller abzukühlen, theils um die bei der Schmelzung gebildeten Metallkönige vollständiger von den leichtern Schlacken abzusondern.

Glühen siehe Calciniren.

Gradiren heisst auf Salinen, die Salzsoole durch Verdunsten an der Luft ohne Anwendung von Wärme auf die gehörigen Grade (auf die möglichst grösste Dichtigkeit) bringen, um dann mit einem geringern Bedarf an Feuermaterial zu Salz versotten zu werden. Die Vorrichtungen dazu heissen Gradirhäuser. (Näheres darüber.)

Gramm ist die kleinste Gewichtseinheit des französischen oder Decimalgewichts. 1 Gramm beträgt 16 Gran. 10 Gramm sind = 1 Dekagramm, 100 Grammen 1 Hektagramm, 1000 Grammen = 1 Kilogramm. $\frac{1}{10}$ Gramm ist = 1 Decigramm, $\frac{1}{100}$ Gramm = 1 Centigramm, $\frac{1}{1000}$ Gramm = 1 Milligramm. Die vorgesetzten griechischen Zahlennamen multipliciren also den Gramm, die lateinischen dividiren ihn.

Gran ist die kleinste Gewichtseinheit des Medicingewichts. 20 derselben bilden 1 Scrupel, 3 Scrupel sind = 1 Drachme oder 1 Quentchen, 8 Drachmen = 1 Unze oder 2 Loth.

Granuliren heisst, ein schmelzbares Metall in ein grobes (körniges) Pulver verwandeln. Man erreicht diess entweder dadurch, dass man das geschmolzene Metall in kaltes Wasser, unter beständigem Umrühren des letzteren, oder im Kleinen bei leicht schmelzbaren

Metallen als Zinn, Zink, in eine inwendig mit Kreide ausgestrichene Büchse giesst, und nach Aufsetzung des ebenfalls ausgestrichenen Deckels stark umschüttelt, bis das Metall erkaltet ist. — Syn.: Körnen.

Grundstoff siehe im allgemeinen Theile S. 5.

Haloide, Haloidsalze siehe im allgemeinen Theile S. 39.

Helm siehe Destillirblase.

Hepar heissen gewisse Schwefelverbindungen von Metallen, weil sie im heissen Zustande eine leberbraune Farbe besitzen. — Syn.: Leber.

Hepatisch, heisst alles, was einem der Schwefelleber ähnlichen Geruch oder Geschmack besitzt.

Hermetisch nennt man den vollkommen luftdichten Verschluss eines Gefässes.

Heterogen nennt man Stoffe, welche chemisch verschieden sind.

Hydrat nennt man die chemische Verbindung eines Körpers mit Wasser, worin das letztere, wenn der Körper eine Säure ist, die Rolle der Basis, und wenn der Körper eine Base ist, die Rolle der Säure spielt. Das Wasser selbst bekommt in diesen Fällen den Namen Hydratwasser (s. im allg. Theile S. 11).

Hydrometer s. Araeometer.

Hygroscopisch heisst jeder Körper, der beim Liegen an der Luft Wasser anzieht, z. B. Potasche.

Hypothese heisst eine als Grundsatz aufgestellte Ansicht, die sich nur auf theoretische Folgerungen, nicht auf praktische Resultate (Versuche) stützt. Daher hypothetisch: auf Meinungen gegründet. So giebt es z. B. in der organischen Chemie sog. hypothetische Radikale, die noch nicht wirklich dargestellt sind, deren Existenz aber aus dem Verhalten der dieselben enthalten sollenden Verbindungen vermuthet wird, z. B. das Acetyl = C_2H_3 , in der Essigsäure = $C_2H_3O_2$.

Imprägniren heisst, ein Gas in einer Flüssigkeit auflösen oder dieselbe damit sättigen.

Infundiren, Infusum s. Aufgiessen.

Inspissiren = Eindicken.

Isomer s. im allg. Theile S. 45.

Isomorph s. im allg. Theile S. 12.

Kaliapparat, eine Vorrichtung zur vollständigen Aufsaugung der bei der organischen Elementaranalyse erzeugten Kohlensture durch Kalilauge. Er besteht aus einer Glasröhre mit 5 Kugeln; drei derselben zur Aufnahme der Kalilauge bestimmt, befinden sich in der

Mitte der Röhre dicht nebeneinander, die beiden andern an den beiden aufwärts gebogenen Schenkeln der Röhre, alle natürlich mit einander communicirend. — Syn.: Kugelapparat.

Kitt heisst jede Substanz, welche zum luftdichten Verschluss von Gefässen und Apparaten dient. Die dazu verwendeten Materialien sind sehr verschieden, und richten sich nach der Natur der Substanz, welche man vor dem Entweichen schützen will. Bei nicht corrodirenden Substanzen gebraucht man feuchte Thierblase, Kleister, Mehlbrei; bei corrodirenden: eine Mischung von Thon und Leinöl, oder Thon, Leinöl und geschmolzenem Kautschuk, oder gebrannten Gyps und Wasser, geschmolzenes Wachs etc. Um Bruchflächen von Porcellan-, Steingut-, Glasgefässen wieder genau miteinander zu vereinigen, nimmt man gebrannten Kalk und Eiweiss, oder frischen Käse, Harzlösungen etc. — Syn.: Lutum.

König nannte man früher die aus den Erzen dargestellten reinen Metalle, weil sie das wichtigste, werthvollste Produkt derselben sind. — Syn.: Regulus.

Körnen s. Granuliren.

Kolben sind kugelige oder birnförmige, in einen geraden, allmählig sich verengenden Hals auslaufende Geräthschaften von Glas u. dgl., welche zu Vorlagen bei Destillationen, zum Kochen, Digeriren etc. gebraucht werden. Uebersteigen sie eine gewisse Grösse, so nennt man sie auch wohl Ballon (s. d.) Die Kolben haben zuweilen einen eingedrückten Boden, können dann ohne besondere Unterlage frei stehen und heissen in diesem Falle Setzkolben.

Korkbohrer sind metallene hohle Cylinder von verschiedener Weite, womit man Löcher in Korkstöpsel macht um Glasröhren in diese stecken zu können.

Krystall, Krystallisiren siehe im allgem. Theile S. 9.

Kugelapparat s. Kaliapparat.

Laboratorium heisst speciell das Lokal, worin chemische Arbeiten ausgeführt werden.

Lampen, die bekannten Vorrichtungen, worin irgend eine flüssige Materie vermittelst eines Dochtes gebrannt werden kann, dienen in der Chemie weniger zum Leuchten als vielmehr zum Erhitzen. Je nach der Natur des Brennstoffes unterscheidet man Oellampen, Weingeistlampen etc.; je nach dem Gebrauche nennt man sie Löhthrohrlampe, Glasbläserlampe etc., oder auch nach der Natur des Gefässes, worin sich der Brennstoff sammt Docht befindet, Glaslampe, Messinglampe etc.

Leber s. Hepar.

Legirung heisst eine Verbindung von 2 oder mehr Metallen untereinander. Ist eins der Metalle Quecksilber, so heisst die Legirung **Amalgam**.

Liter heisst die Einheit des franz. Cubikmaasses und fasst 33½ Unzen Wasser. Grössere und kleinere Maasse werden ähnlich wie bei Gramm (s. d.) angeführt, bezeichnet.

Löschen bezeichnet das Besprengen des gebrannten Kalks (Baryts und Strontians) mit Wasser, wodurch er sich unter starker Erhitzung in Hydrat verwandelt. Man glaubte früher, der Kalk besitze ein heisses Wesen, welches durch die Berührung mit Wasser entfernt werde.

Lösen, Lösung s. Auflösen.

Löthrohr, eine ursprünglich bei Metallarbeitern zum Löthen gebräuchliche Vorrichtung, um die Hitze einer Flamme an die Stelle zu treiben, wohin man mit dem Löthkolben nicht kommen kann, ist seit etwa 100 Jahren auch ein sehr wichtiges Instrument in der Hand des Chemikers. In einfachster Form besteht es aus einem etwa 12 Zoll langen, allmählig in eine feine Spitze ausgehenden Rohre (von Messing, Weissblech etc.), dessen spitzerer Theil einige Zoll vor dem Ende in einen rechten Winkel umgebogen ist; beim Gebrauche wird das Ende des dadurch gebildeten kürzern Schenkels an oder in die Flamme gehalten, während der Arbeitende in den längern Schenkel bläst. Zum chemischen Gebrauche hat es verschiedene Abänderungen erlitten, namentlich wurde an dem Knie eine sackartige Erweiterung angebracht zur Aufnahme der durch das Einblasen in die Röhre sich ansammelnden Feuchtigkeit. Zur Anstellung von Versuchen mit dem Löthrohre bedient man sich am besten einer Oellampe mit plattem Doochte. Die durch das Einblasen mit dem Löthrohre entstehende Flamme kann sehr verschiedene Wirkungen auf die darin behandelten Substanzen hervorbringen, und man unterscheidet in dieser Beziehung eine reducirende (sog. innere) und eine oxydirende (sog. äussere) Flamme.

Eine reducirende Flamme wird auf folgende Weise hervorgebracht: Man hält die Spitze des Löthrohres parallel mit dem etwas schief abgeschnittenen Doochte, und zwar so, dass jene Spitze die eine schmale Seite der Flamme kaum berührt. Der Erfolg hiervon wird eine gelbe, leuchtende Flamme seyn.

Eine oxydirende Flamme erhält man, wenn man die Löth-

rohrspitze etwa bis zu einem Drittel der Dochtbreite in die Flamme eintaucht. Zugleich ist es gut, etwas stärker zu blasen als bei Erzeugung der Reductionsflamme. Die Oxydationsflamme ist eine blaue, schwach leuchtende Flamme.

Die gelbe Farbe und das Leuchten der Reductionsflamme rühren von feinen Kohlenstoffpartikeln her, welche unverbrannt, aber glühend, in den verbrennenden Gasen schweben, bis sie an der Peripherie des leuchtenden Flammenkegels zur Verbrennung gelangen. In der Oxydationsflamme, welche sich uns mit der blauen Farbe des verbrennenden Kohlenoxydgases darstellt, fehlen diese Kohlenpartikel.

Der Grund der Entstehung dieser verschiedenen Flammen ist nicht schwer zu finden. Bei der Reductionsflamme treibt der — überdiess schwächere — Luftstrom die ganze Flamme vor sich her, ohne dass eine vollständige Mischung der Flammengase mit der einströmenden Luft erreicht wird; während bei der Oxydationsflamme ein starker Luftzug sich unmittelbar in die Flamme ergiesst, sich also vollständiger mit den Flammengasen mischt. In letzterm Falle muss daher eine weit vollständigere Verbrennung entstehen als im erstern.

Bringt man ein Stückchen eines oxydationsfähigen Körpers dicht vor die Spitze der Oxydationsflamme, so wird ihn diese erhitzen, während die umgebende atmosphärische Luft oxydirend auf ihn einwirkt. Bedient man sich hierbei eines stark gepressten Luftstromes, so wird ein Theil unverbrannter Luft durch die Spitze der Flamme entweichen und die oxydirende Wirkung erhöhen. Ausser zum Oxydiren wendet man die Oxydationsflamme, wegen ihrer grössern Wärme-Intensität, auch bloss zum Erhitzen von Körpern an, um dadurch Aufschlüsse über deren Schmelzbarkeit zu erhalten. Solchenfalls ist zu beachten, dass die Spitze des blauen Kegels der heisseste Theil der Flamme ist.

Die Reductionsflamme äussert am besten ihre reducirende Wirkung, wenn der betreffende Körper so weit in dieselbe hineingehalten wird, dass man ihn mit der Flamme möglichst umhüllt, also von der Einwirkung der atmosphärischen Luft abschliesst. Zu weit in die Flamme darf man jedoch den Körper nicht bringen, indem er sich solchenfalls leicht mit Russ bedeckt, was seine Erhitzung beeinträchtigt, und zuweilen noch mit andern Nachtheilen verbunden ist.

Lutum s. Kitt.

Maceriren s. Digeriren.

Marienbad s. Bad.

Marsh'scher Apparat, ein Gasentbindungsapparat, um in **Materien Arsen zu entdecken**. Die zu prüfende Substanz wird nämlich in geeigneter Form mit Zink und verdünnter Schwefelsäure **zusammengebracht**, und das dabei auftretende Gas durch eine horizontale Glasröhre, welche zum Glühen erhitzt ist, geleitet. Enthält die Substanz Arsen, so entsteht Arsenwasserstoffgas, welches in der Glühhitze zersetzt wird und metallisches Arsen als einen glänzenden Spiegel absetzt.

Menstruum s. Auflösen.

Mensur, Gefäss von Glas, Porcellan oder Metall (gewöhnlich Zinn) zum Abmessen von Flüssigkeiten.

Metamer s. im allg. Theile S. 46.

Meter, die Einheit des Französischen **Maasses**, = 3,42 bayer. Fuss lang.

Mischung s. im allg. Theile S. 6.

Molekül s. im allg. Theile S. 7.

Muffel heisst der Theil eines Probirofens, in welchen die abzutreibenden Proben oder überhaupt die zu glühenden oder oxydirenden Substanzen gestellt werden, damit weder Asche noch Kohlen hineinfallen können. Sie ist entweder von Tigelmasse, oder von Gusseisen, und hat die Form eines kleinen Backofens. Am Boden befinden sich kleine Oeffnungen, damit die Hitze besser einwirken kann, und ebenso an den Seiten, um fortwährend einen frischen Strom atmosphärischer Luft hindurch zu führen.

Niederschlag s. im allg. Theile S. 15.

Ofen, ein feuerfester Behälter von Steinmasse oder Metall, um Feuer einzuschliessen und concentrirt darin zu unterhalten. Die Oefen sind entweder dazu bestimmt, Wärme in einem Raume zu verbreiten, wie die Stubenöfen, oder etwas darin zu erhitzen, wie die chemischen Oefen. Die in den Laboratorien gebräuchlichen Oefen haben gewöhnlich 3 Abtheilungen: 1) den Aschenraum, der unterste Theil, welcher die Asche des Brennmaterials aufnimmt, und zugleich die Bestimmung hat, der Luft Zutritt zu dem Feuermaterial zu gestatten; 2) den Feuerraum, welcher das Brennmaterial enthält und durch den Rost (s. d.) von dem Aschenraum getrennt ist; 3) der Arbeitsraum, welcher die zu bearbeitenden Substanzen und dazu

nöthigen Geräthschaften enthält. Oft ist Arbeitsraum und Feuer-
raum eins, wenn man nämlich über sog. freiem Feuer operirt, d. h.
den zu bearbeitenden Körper der unmittelbaren Einwirkung des
Feuers aussetzt.

Organisch s. Anorganisch.

Oxyd, Oxydul s. im allg. Theile S. 33.

Oxydation ist der Akt der Verbindung eines Körpers mit
Sauerstoff, und kommt, in so fern sie auf trockenem Wege und in
der Glühhitze vor sich geht, zum Theil mit der Calcination (s. d.)
überein. Erfolgt die Oxydation unter Feuererscheinung, so heisst
sie Verbrennung; erfolgt sie mit einem lebhaften Geräusche, so
heisst sie Verpuffung. Die auf nassem Wege erfolgende Oxy-
dation heisst auch Auflösung, z. B. Phosphor und Salpetersäure.

Phlegma s. Dephlegmiren.

Phlogistisiren s. Desoxydiren.

Phlogiston s. Verbrennen.

Pipette heisst ein Instrument von Glas, um Flüssigkeiten aus
einem Gefässe in ein anderes zu bringen, ohne das Gefäss von der
Stelle zu nehmen, und entspricht dem sog. Stechheber. Es besteht
aus einer unten in eine feine Spitze ausgezogenen Röhre, an der,
etwa in der Mitte, eine Kugel ausgeblasen ist; beim Gebrauch wird
die feine Spitze in die Flüssigkeit getaucht, und an dem obern Ende
mit dem Munde die Luft ausgesogen, wodurch die Flüssigkeit in die
Kugel steigt.

Pneumatische Wanne, ein mit Wasser, Quecksilber oder
einer andern Flüssigkeit gefüllter Kasten von Glas, Holz, Por-
cellan, Stein oder Metall, in welchen Flaschen u. dgl., die mit der-
selben Flüssigkeit gefüllt sind, umgestürzt werden, um Gasarten
darin aufzufangen. Man leitet zu diesem Behuf das aufwärts ge-
bogene Ende des Gasleitungsrohres in die unter dem Spiegel der
Flüssigkeit befindliche Oeffnung der Flaschen oder Cylinder. Damit
letztere einen festen Stützpunkt haben, ist in dem obern Theile des
Kastens eine mit Löchern versehene Platte von Holz oder Metall
angebracht, welche quer durch die Flüssigkeit geht und Brücke
genannt wird.

Polymer s. im allg. Theile S. 46.

Praecipitat = Niederschlag s. im allg. Theile S. 15.

Praecipitiren = Fällern, Niederschlagen s. im all-
gemeinen Theile S. 15.

Proberöhre s. Eprouvette.

Process, chemischer s. im allg. Theile S. 3.

Produkt heisst, im Gegensatze zu Edukt, der neue, durch Verbindung mehrerer ungleichartiger Körper erhaltene, oder auch durch Zersetzung (Oxydation u. s. w.) eines zusammengesetzten erzeugte, zusammengesetzte Körper. Z. B. schwefelsaures Kali ist das Produkt der Vereinigung von Kali und Schwefelsäure, Eisenoxyd ist das Produkt der Vereinigung von Eisen und Sauerstoff; Harastoff ist das Produkt der Zersetzung des cyansauren Ammoniumoxyds in der Wärme, Oxalsäure ist das Produkt der Oxydation des Zuckers durch Salpetersäure u. s. w.

Pyrometer heissen Instrumente, durch welche man sehr hohe Hitzgrade, für deren Messung die gewöhnlichen Thermometer nicht mehr ausreichen, annähernd bestimmen kann. Wedgwood's Pyrometer besteht aus Thoncyllindern, welche sich um so mehr verkürzen, einer je höhern Temperatur sie ausgesetzt werden.

Pyrophor nennt man schwarze, kohlehaltige Körper, welche, sobald sie an die Luft, besonders an feuchte, kommen, sich entzündend. Einen vorzüglichen Pyrophor erhält man durch Glühen von weinsteinsaurem Blei.

Quartation heisst die Scheidung des Goldes vom Silber durch Salpetersäure, weil dabei in der Legirung nicht mehr als der vierte Theil ihres Gewichts Gold vorhanden seyn darf. Enthält nämlich die Legirung mehr Gold, so behält dasselbe einen Theil Silber zurück. Jetzt wird diese Scheidungsweise nur noch wenig angewandt, weil die billigere Schwefelsäure denselben Zweck erfüllt, die Legirung mag zusammengesetzt seyn wie sie will.

Radikal s. im allg. Theile S. 45.

Reaction bezeichnet in der Chemie eine jede Veränderung, welche durch Aufeinanderwirken zweier oder mehrerer Materien stattfindet und sinnlich wahrnehmbar ist, also Farbenveränderung, Trübung, Niedererschlagung, Aufbrausen, Lichtbildung u. s. w.

Reactionspapiere heissen gewisse, mit Pflanzenpigmenten gefärbte Papiere, mittelst deren man erkennt, ob eine Flüssigkeit, in welche sie getaucht werden, freie (oder schwachgebundene) Säure oder freies (oder schwachgebundenes) Alkali enthält. Die empfindlichsten sind, für Säuren: das blaue Lackmuspapier, welches davon geröthet wird; für Alkalien: das geröthete Lackmuspapier, welches davon wieder blau, oder das gelbe Curcumpapier, welches braun wird.

Reagens heisst jeder Stoff, der eine Reaction hervorbringt. Speciell versteht man unter Reagentien solche Stoffe, welche durch die sinnlich wahrnehmbaren Veränderungen, die sie bei der Einwirkung auf andere hervorbringen, das Vorhandenseyn irgend einer bestimmten Substanz sicher anzeigen. So z. B. ist der Bleizucker ein Reagens auf Schwefelwasserstoff, denn er wird davon geschwärzt. Es versteht sich, dass der angezeigt werdende Körper umgekehrt auch wiederum ein Reagens für den anzeigenden seyn kann, wie eben der Schwefelwasserstoff für den Bleizucker.

Reagiren heisst, wenn ein Stoff die Eigenschaft hat, mit einem andern eine bestimmte Erscheinung hervorzubringen, wodurch der eine oder der andere von ihnen zu erkennen ist. Nimmt z. B. ein in eine Flüssigkeit getauchtes Stück blaues Lackmuspapier eine rothe Farbe an, so sagt man: die Flüssigkeit reagirt sauer. Erhält ein Tropfen Gerbstückerlösung einer Flüssigkeit eine blauschwarze Farbe, so sagt man: die Flüssigkeit reagirt auf Eisen. Die Hervorbringung dieser Erscheinung heisst Reaction, und der Körper, wodurch die Erscheinung hervorgerufen wird, Reactionsmittel oder Reagens.

Recipient heisst bei Destillationen eine grössere Vorlage, worin das Destillat aufgefangen wird. — In der Physik bezeichnet man damit die Glasglocke, welche auf den Teller der Luftpumpe gesetzt, und woraus die Luft ausgepumpt wird.

Rectificiren heisst, eine schon destillirte Flüssigkeit nochmals destilliren, theils um sie reiner, theils um sie stärker (concentrirter) zu erhalten, z. B. Weingeist, Aether, Säuren, ätherische Oele.

Reduciren s. Desoxydiren.

Refrigeriren s. Abkühlen.

Regulinisch, so viel wie metallisch, im Gegensatz zu oxydirt.

Regulus s. König.

Retorte, ein über den Bauch gebogener Kolben, dessen Hals mit dem Bauche einen spitzen Winkel bildet, die bekannte Destillirgeräthschaft von Glas, Metall, Porcellan, welche im Kleinen die Destillirblase sammt Helm und Abzugsrohr ersetzt. Ist sie oben auf dem Bauche, im Gewölbe, mit einer flaschenähnlichen Oeffnung versehen, so heisst sie tubulirt, und die Oeffnung selbst der Tubus oder Tubulus.

Reverberirofen heisst ein Windofen, wenn er mit einer

gewöhnten Kuppel und langem Zugrohre versehen ist, wodurch die Hitze bedeutend verstärkt wird.

Rösten heisst, feste Körper einer angemessenen, nicht bis zum Glühen gesteigerten Hitze aussetzen, um eine theilweise Zersetzung derselben zu bewirken; die sich dabei verflüchtigenden Theile werden gewöhnlich nicht benutzt. Man wendet diese Operation im Grossen bei den Schwefel- und Arsenmetallen an, um ihren Schwefel- und Arsengehalt grösstentheils auszutreiben, aber auch bei organischen Körpern, z. B. beim Stärkmehl, um es in eine Art Gummi umzuwandeln.

Rost heisst das Gitter, worauf bei Feuerungen das Brennmaterial liegt. Der Rost besteht aus mehreren, in Zwischenräumen von $\frac{1}{4}$ — $\frac{3}{4}$ Zoll, regelmässig nebeneinander gelegten Eisenstäben. Die Form der letztern ist am zweckmässigsten die dreikantige, und ihre Lage im Ofen muss so seyn, dass nach Oben eine Fläche, folglich nach Unten eine Kante kommt; auf diese Weise wird nicht nur die Ansammlung von Asche zwischen den Stäben verhindert, sondern auch der Zug verstärkt.

Sättigen s. im allg. Theile S. 13.

Sättigungs-Capacität s. im allg. Theile S. 43.

Säuren s. im allg. Theile S. 35.

Saigern s. Aussaigern.

Salze s. im allg. Theile S. 38.

Sandbad s. Bad.

Sandcapelle s. Cupelle.

Saugapparat, eine Vorrichtung, um einen Strom von atmosphärischer Luft langsam durch einen Apparat leiten zu können, z. B. um den Kohlensäuregehalt der Luft zu bestimmen. Man denke sich eine mit Wasser gefüllte Flasche, welche mit einem Korke verschlossen ist, durch welchen 2 Röhren gehen, eine kurze, aussen rechtwinklig gebogene, und eine lange, auf den Boden der Flasche reichende, aussen 2 mal rechtwinklig gebogene und dadurch einen Heber vorstellende. Soll nun z. B. der Kohlensäure-Gehalt der Luft bestimmt werden, so verbindet man mit der kurzen Röhre eine andere mit gebranntem Kalke gefüllte, und zieht mit dem Munde an der langen Röhre. In dem Maasse als nun Wasser aus dieser Röhre läuft, dringt Luft von der entgegengesetzten Seite in die Flasche, nachdem sie in Berührung mit dem Kalke ihre Kohlensäure verloren hat. Aus dem Rauminhalte der Flasche kann man leicht

bestimmen, wie viel Luft eingetreten ist, wenn alles Wasser ausgetreten. — Syn: Aspirator.

Scheiden, dieser Ausdruck bezieht sich zunächst auf diejenige Operation, wodurch man Gold von Silber mittelst Säuren trennt. Früher geschah diess ausschliesslich mittelst Salpetersäure, und diese führt davon den Namen Scheidewasser.

Scheidetrichter, eine zur Trennung von Oel und Wasser, Aether und Wasser u. dgl. dienende Vorrichtung, stellt ein ovales Glasgefäss dar, welches oben mit einer Flaschenmündung und einem Stöpsel versehen ist und sich unten in eine feine Spitze endigt; um die untere Oeffnung vollständig schliessen zu können, ohne den Finger oder einen Kork dazu zu benutzen, ist auch wohl die Abflussröhre an einer gewissen Stelle quer durchbrochen, und hier befindet sich ein durchbohrter Glasstöpsel eingerieben. Der Gebrauch des Instrumentes ergibt sich von selbst; man gießt die Flüssigkeit ein, und lässt, nachdem sie sich in mehrere Schichten getrennt hat, eine nach der andern ab.

Schlämmen heisst, eine zuvor gepulverte Substanz mit Wasser anrühren, und das dünnflüssige Gemenge nach kurzer Ruhe von den am Boden des Gefässes abgelagerten Theilen abgiessen. Der Zweck dieser Operation ist, die feinsten Theile von den gröbern zu trennen, denn die letztern senken sich am schnellsten zu Boden, während die feinem länger suspendirt bleiben.

Schmelztiegel s. Tiegel.

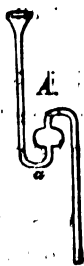
Schwelen s. Destillation, absteigende.

Sediment bezeichnet dasselbe was Niederschlag, wird aber meist von der aus einer unklaren Flüssigkeit freiwillig sich absetzenden Materie gesagt.

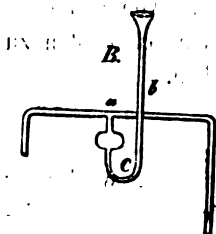
Seihen s. Coliren.

Setzkolben s. Kolben.

Sicherheitsröhre, auch nach ihrem Erfinder Welter'sche S. genannt, ein höchst nützlich Instrument bei Destillationen, um das Zurücksteigen von Flüssigkeiten, welche mit dem Destillirapparat direkt communiciren, während und nach der Destillation zu verhindern, hat je nach der Art der Anwendung verschiedene Formen. Soll sie bloss den angegebenen Zweck erfüllen, so wird sie in den Tubus der Retorte eingekittet und hat dann folgende Gestalt:



Man denke sich eine lange Glasröhre, welche an dem einen (obern) Ende mit einer Trichteröffnung versehen und etwa in der Mitte zu einer Kugel ausgeblasen ist; etwas oberhalb dieser Kugel befindet sich eine knieförmige Biegung, ebenso unterhalb der Kugel nach beistehender Figur A. Die untere Oeffnung der Röhre wird so weit in die Retorte eingesenkt, dass sie mit der Flüssigkeit in der Retorte direkt communicirt; dann giesst man in die Biegung a etwas Wasser oder Quecksilber, um den bei der Destillation in der Retorte entwickelten Dämpfen den Austritt aus der Röhre zu versperren. Ist die Destillation beendigt, so drückt die äussere Luft auf die Flüssigkeit in dem Knie a, treibt sie in die Kugel, kann nun leicht in das Innere des luftleer gewordenen Apparats treten, somit einen hinreichenden Gegendruck auf die auf das Destillat drückende Luft ausüben, und das Zurücksteigen desselben verhindern. Es versteht sich, dass die eingekittete Röhre auch zum Ein- und Nachgiessen von Flüssigkeiten (Säuren u. dgl.) in die Retorte dienen kann; in diesem Falle bleibt natürlich ein Theil davon in dem Knie a und versieht nun die Stelle der Sperrflüssigkeit. — Will man die Sicherheitsröhre zugleich als Gasleitungsröhre benutzen, so hat sie eine andere Gestalt;



sie stellt dann eine an beiden Enden rechtwinklig, nach unten gebogenen Glasröhre dar (Fig. B.), in deren Mitte bei a der sichernde Theil angeblasen ist. Das Ende der aufwärts stehenden Röhre b endigt hier ebenfalls in einen Trichter; das Knie c wird wie dort mit einer Flüssigkeit gesperrt. Das Uebrige ergibt sich von selbst.

Sieben heisst, zerkleinerte Substanzen mittelst eigener Gerätschaften von Flor, Seide, Haar, Draht oder Blech von den gröberern Theilen trennen. Das Durchgesiebte heisst, wenn es fein ist, Pulver, im gröbern Zustande Species.

Spatel heisst ein flaches, in einen langen Stiel ausgehendes Instrument zum Umrühren u. s. w. Man hat sie von Holz, Bein, Horn, Glas, Porcellan und Metall.

Species s. Sieben.

Spreng Eisen sind mit einem langen Stiele versehene eiserne Ringe von verschiedener Weite, welche dazu dienen, den Hals eines Glaskolbens zu verkürzen. Zu diesem Behufe erhitzt man den Ring zwischen Kohlen zum Glühen und steckt ihn dann auf den Kolben-

hals, auf dem man ihn $\frac{1}{2}$ —1 Minute läßt. Häufig springt dann das Glas an der Stelle, wo der Ring es berührt, von selbst rundum ab; ist dies nicht der Fall, z. B. bei sehr dickem Glase, so entfernt man das Eisen, und berührt die heisse Stelle des Glases an einem Punkte mit nassem Finger.

Sprengkohlen sind lange federkieldicke Cylinder, womit man auf eine bequeme und sichere Weise Glas an beliebigen Stellen und in beliebiger Form absprengeu kann. Man verfertigt sie durch Vermischen einer Auflösung von $2\frac{1}{2}$ Loth Gummi in 4 Loth Wasser mit einem Schleime aus 1 Loth Tragant und 8 Loth kochendem Wasser, Zusatz einer Auflösung von $\frac{1}{2}$ Loth Styrax und $\frac{1}{2}$ Loth Benzoe in $2\frac{1}{2}$ Loth Alkohol, und so viel Kohlenpulver, das eine plastische Masse entsteht, welche man in Stangen ausrollt und langsam austrocknet. Ebenso brauchbare Cylinder erhält man auf eine einfachere Weise, wenn man Viertelbögen Druckpapier mit einer Auflösung von 1 Th. Bleizucker in 8 Th. Wasser trinkt und nach dem Trocknen fest und sorgfältig um eine dünne Stricknadel wickelt, worauf man die letztere herauszieht und dem äussern Rand des Papiers mit etwas Harzlösung bestreicht, und andrückt. Bei der Anwendung zündet man das Ende eines solchen Cylinders an, setzt dasselbe, wenn es zu einem Kegel gebrannt ist, auf den vorher mit einer scharfen Feile oder einem Feuerstein in das Glas gemachten Einschnitt, und führt die Spitze des glühenden Kegels in dem Grade, als der anfangs entstandene Riss sich fortsetzt, auf dem Glase hin.

Spritzflasche, eine Vorrichtung, um auf einem Filter befindliche Niederschläge auszuwaschen und zu sammeln. Sie besteht aus einer gewöhnlichen, halb mit Wasser gefüllten und mit einem Korkstöpsel verschlossenen Glasflasche, durch welchen eine Glasröhre geht, die sich gleich hinter dem Kork endigt und aussen in eine feine Spitze ausgezogen ist. Bläst man durch die Röhre stark in die Flasche, und kehrt sie dann schnell um, so spritzt sie, vermöge der darin zusammengedrückten Luft, einen feinen Wassertrahl aus, den man auf das Filter leitet. — Einen ununterbrochenen Wasserstrahl kann man erzeugen, wenn man in den Kork zwei Löcher bohrt, in das eine eine dicht unter dem Kork endigende und aussen in einen stumpfen Winkel gebogene Glasröhre, und in das andere eine bis auf den Boden der Flasche gehende, aussen in einen spitzen Winkel nach unten gebogene und in eine feine Spitze ausgezogene Glasröhre steckt. Bläst man in die erstere Röhre, so dringt das Wasser durch

die andere heraus. Hier kann natürlich die Flasche ganz mit Wasser gefüllt seyn.

Sublimation, Sublimiren heisst eine Destillation, wobei das Destillat in fester Form erhalten wird.

Suboxyd siehe im allgem. Theile S. 34.

Substitution heisst derjenige Vorgang bei der Einwirkung gewisser chemischer Agentien (Chlor, Brom, Jod, Sauerstoff etc.) auf wasserstoffhaltige organische Verbindungen, wenn letztere dabei Wasserstoff verlieren und für jedes abgegebene Aeq. Wasserstoff ein Aeq. Chlor etc. aufnehmen. Z. B. $C, H, O,$ und $C, Cl, O,$. — Syn.: Vertretung.

Superoxyd siehe im allgem. Theile S. 34.

Suspendiren heisst, eine feste Substanz in einer Flüssigkeit (worin sie natürlich unlöslich seyn muss, denn sonst würde ja eine Lösung erfolgen) gleichmässig vertheilen, z. B. Kreide in Wasser.

Tenakel s. Colliren.

Thermometer, das bekannte Instrument zur Bestimmung der Temperatur einer Materie, besteht aus einer unten in eine kleine Kugel endigenden, oben zugeschmolzenen Röhre, worin sich eine Flüssigkeit befindet, deren Steigen und Fallen (Ausdehnen und Zusammenziehen) von der auf sie einwirkenden Wärme abhängt. Die Grösse dieses Steigens und Fallens wird an einer Skale abgelesen, welche entweder auf der Röhre selbst, oder auf einer daran befestigten Platte von Metall etc. angebracht ist. Am gebräuchlichsten und genauesten sind diejenigen Thermometer, deren Flüssigkeit Quecksilber ist, weil letzteres sich unter allen Flüssigkeiten am gleichmässigsten ausdehnt und zusammenzieht. Es giebt 3 verschiedene Quecksilberthermometer, den von Réaumur (R), Celsius) (C) und Fahrenheit (F). Der erste, bei uns am bekanntesten, hat eine Skale, auf welchem der Nullpunkt die Temperatur, wobei das Wasser friert oder das Eis schmilzt, ist; der Punkt 80 zeigt die Temperatur des kochenden Wassers an, die Theilungen oder Grade zwischen 0 und 80 sind untereinander gleich und werden Plus-Grade genannt. Gleich grosse Theilungen unter 0 heissen Minus-Grade. Der Thermometer von C., bei den Chemikern besonders im Gebrauche, hat denselben Nullpunkt, aber den Kochpunkt des Wassers = 100, daher die Theilungen oder Grade zwischen 0 und 100 um $\frac{1}{8}$ kleiner als am Thermometer von R. sind. Dahingegen fällt der Nullpunkt des Thermometers von F. nicht mit dem Frierpunkte des Wassers oder mit dem Nullpunkte der

beiden andern Thermometer zusammen, sondern liegt weit tiefer und entspricht der Kälte, welche entsteht, wenn man Salmiak und Schnee miteinander vermengt. Vom Nullpunkte bis zum Siedepunkte des Wassers ist dieser Thermometer in 212 Grade eingetheilt und der Frierpunkt des Wassers liegt bei $+ 32$, folglich liegen zwischen dem Frierpunkt und dem Kochpunkte des Wassers 180 Grade. 0° F. ist $\equiv -14, 22^{\circ}$ R. oder $- 17, 78^{\circ}$ C.— Will man diese 3 Thermometer-Skalen mit einander vergleichen oder die Grade der einen auf die der andern zurückführen, so muss man natürlich von einem gemeinschaftlichen Punkte ausgehen. Nehmen wir dazu den Frierpunkt des Wassers, so ist 0° R. $\equiv 0^{\circ}$ C. $\equiv + 32^{\circ}$ F. und $+ 80^{\circ}$ R. $\equiv + 100^{\circ}$ C. $\equiv + 212^{\circ}$ F.; alle 3 Skalen verhalten sich also wie 80 zu 100 zu 212 — 32 \equiv 180 oder wie 4 zu 5 zu 9 oder wie 1 zu $1\frac{1}{4}$ zu $2\frac{1}{4}$. Hat man z. B. $+ 16^{\circ}$ R., so sind diess $16 \times 1\frac{1}{4} = 20^{\circ}$ C. und $16 \times 2\frac{1}{4} = 36 + 32 = 68^{\circ}$ F. (die $+ 32^{\circ}$, welche unter dem Frierpunkte des Wassers liegen, müssen nämlich den $+ 36^{\circ}$ zugezählt werden. Umgekehrt sind 68° F. — 32 = 36: $1\frac{1}{4} = 20^{\circ}$ C. und $36: 2\frac{1}{4} = 16^{\circ}$ R. (hier mussten von den Fahrenheit'schen Graden die 32° vor der Rechnung abgezogen werden). (Anfertigung des Thermometer).

Tiegel heisst eine Gerüthschaft, worin Körper der Einwirkung einer sehr hohen Temperatur ausgesetzt werden; da bei diesen Hitze-graden häufig ein Schmelzen der Körper stattfindet, so nennt man die Tiegel auch Schmelztiegel. Sie werden aus verschiedenen Material, Platin, Silber, Eisen, Porcellan, Sand und Thon (Hessische Tiegel), Graphit (Ipser oder Passauer Tiegel) gemacht und haben verschiedene Form.

Trichter s. Filtriren.

Trichterröhre, Trichter mit sehr langer Abflussröhre.

Tubulus heisst ein auf die Kugel einer Retorte oder eines Kolbens aufgeschmolzener Flaschenhals; jene nennt man alsdann tubulirt. Auch Flaschen die mehr als eine Oeffnung haben (wie die des Wouff'schen Apparats) werden tubulirt genannt.

Unorganisch = Anorganisch.

Vacuum s. Evacuiren.

Verbrennen heisst im Allgemeinen der unter Wärme- und meist auch Lichtentwicklung stattfindende Vereinigungsakt eines einfachen oder zusammengesetzten Körpers mit einem andern einfachen. Der eine der beiden Körper heisst der brennbare; der andere Körper heisst

der Zünder und ist in den allermeisten Fällen der Sauerstoff. Man unterscheidet zweierlei Arten der Verbrennung; die V. ohne Flamme und die V. mit Flamme. Erstere erfolgt, wenn ein brennbarer nicht flüchtiger Körper bei der hierzu notwendigen Temperatur mit dem Zünder in Berührung kommt, wie z. B. Kohlenstoff, Eisen, Kalium etc. Die Verbindung mit dem Zünder findet dann unmittelbar an der Oberfläche des brennenden Körpers statt. Die Verbrennung mit Flamme erfolgt, wenn der verbrennende Körper flüchtig ist, z. B. der Wasserstoff, oder wenigstens brennbare Bestandtheile enthält, gleichviel ob diese in dem Körper schon fertig gebildet vorhanden sind oder erst durch die Hitze erzeugt werden, z. B. das Holz. Die in Folge der Wärme-Entwicklung sich bildenden Gase steigen in die Höhe und verbrennen auf diesem Wege durch Berührung mit dem Zünder (Sauerstoff), wodurch die Erscheinung der Flamme herbeigeführt wird. Indem der entstandene Gasstrom, durch die Hitze specifisch leichter geworden, aufsteigt, kommt er an seinen Aussenseiten mit dem Zünder in Berührung und verbrennt daselbst, während die innern Theile diesen Vorgang erst nach weiterm Aufsteigen erleiden. Von dieser von aussen nach innen fortschreitenden Verbrennung rührt die kegelförmige Gestalt der Flamme her. Leuchtend ist die Flamme, wenn sich darin feste, glühende Theile befinden; im entgegengesetzten Falle leuchtet dieselbe nur wenig, ist aber dann viel heisser, weil eben alle brennbaren Theilchen zum vollständigen Verbrennen gelangen.

Dieser wichtige Process hat mehrere Theorien über das Verbrennen hervorgerufen, welche in der Zeit, wo sie entstanden, dem jeweiligen Stande der Naturwissenschaft angemessen waren, und deren nähere Kenntniss nicht uninteressant ist.

1) Die Phlogistische Theorie, von Stahl zu Anfang des 18. Jahrhunderts entworfen, lehrte, in den verbrennlichen Körpern sey ein eigenthümlicher Stoff, Phlogiston, enthalten, welcher ihnen hauptsächlich ihre physischen Eigenschaften ertheile; so gebe er den Metallen ihren Glanz, Zusammenhang, spec. Gewicht; dem Schwefel seine Festigkeit, gelbe Farbe; den organischen Körpern ihre mannigfaltige Beschaffenheit, Farbe, Geruch, Geschmack etc., und ertheile den Körpern überhaupt die Fähigkeit zu verbrennen. Körper, welche beim Erhitzen unter Luftzutritt nicht verbrennen, enthalten kein Phlogiston. Beim Verbrennen entweicht das Phlogiston, die Körper verlieren ihre physischen Eigenschaften, und es bleiben nach der

Natur desselben, Kalke (Oxyde), Asche oder Säuren zurück, demnach also beständen die Metalle aus Metallkalk und Phlogiston, der Schwefel aus Schwefelsäure und Phlogiston etc.

2) Antiphlogistische Theorie. In dem vorletzten Decennium des 18. Jahrhunderts zeigte Lavoisier, dass die Körper beim Verbrennen in der Luft, statt etwas abzugeben, im Gegentheile etwas aufnehmen, eine Gewichtszunahme erleiden, dass die Metalle einfach, dagegen die Metallkalke (Oxyde) zusammengesetzt seyen (aus Metall und Sauerstoff beständen), der Schwefel nicht aus Schwefelsäure und Phlogiston, sondern die Schwefelsäure aus Schwefel und Sauerstoff bestehe u. s. w., – kurz nach Lavoisier's Ansicht war eine jede Verbrennung der Akt der Vereinigung des Sauerstoffs mit dem brennbaren Körper; ohne Sauerstoff schien ihm keine Verbrennung möglich. Durch Lavoisier's Forschungen war nun allerdings die Nichtexistenz des hypothetischen Phlogistons dargethan, mithin die phlogistische Theorie als irrig erwiesen.

3) Elektrochemische Theorie. Spätere Beobachtungen von Davy, Gay-Lussac, Berzelius und anderen Chemikern lehrten, dass Verbrennungen auch in andern Gasen erfolgen, mithin der Sauerstoff nicht unbedingt dazu erforderlich sey. So vereinigen sich Quecksilber, Antimon mit Chlorgas, Kalium mit Schwefelgas unter Feuererscheinung u. s. w.; und man fand sich durch diese Thatsachen bewogen, eine elektrochemische Verbrennungstheorie aufzustellen, nach welcher die Verbrennung überhaupt zu betrachten sey: als die unter Licht- und Wärme-Entwicklung erfolgende Ausgleichung der beiden entgegengesetzten Elektricitäten, die, in Folge der Berührung und Verbindung der Körper, von jedem derselben frei werde. Diese Theorie der Verbrennung ist die gegenwärtig in der Chemie herrschende; alle Arten der Verbrennung lassen sich nach ihr genügend erklären.

Verkoaken s. Abschwefeln.

Verdampfen s. Abdampfen.

Verdichten s. Condensiren.

Verdrängen s. Deplaciren.

Verdunsten s. Abdampfen.

Verkalken s. Calciniren.

Verknistern s. Abknistern.

Verkohlen heisst, eine nicht flüchtige organische Substanz in vor dem Zutritt der Luft verwahrten Gefässen so lange einer anhal-

tenden, bis zum Glühen gesteigerten Hitze aussetzen, bis nichts flüchtiges (kein flüchtiges Zersetzungsprodukt) mehr entweicht. Der Rückstand heisst Kohle.

Verprasseln s. Abknistern.

Verpuffung s. Detonation.

Verquickung s. Amalgamation.

Vertretung s. Substitution.

Verwandtschaft s. Affinität.

Verwittern heisst das allmähliche Verdunsten des Krystallwassers eines Salzes, wobei sich dieses in ein feines Pulver verwandelt. — Syn.: Zerfallen.

Volum, soviel als Rauminhalt einer Materie oder eines Gefässes.

Vorlage heisst das Gefäss, welches bei Destillationen an den Retortenhals oder die Kühlröhre gefügt wird, um das Ueberdestillirende darin aufzufangen.

Vorstoss heisst ein birnförmiges, an beiden Enden offenes Gefäss, welches zuweilen zwischen Retorte und Vorlage angebracht wird, dergestalt, dass seine weitere Oeffnung den Retortenhals umfasst, seine engere in die Vorlage mündet. Man bedient sich des Vorstosses, wenn der Retortenhals zu weit ist, um unmittelbar in die Vorlage gesteckt werden zu können; auch in dem Falle, wenn die Retorte einen zu kurzen Hals hat, und dann hat der Vorstoss zunächst den Zweck, die Vorlage in gehöriger Entfernung von dem Feuerraume zu halten.

Wahlverwandtschaft siehe im allgem. Theile S. 14.

Wanne s. Pneumatische Wanne.

Weg, nasser und trockner. Wenn man eine chemische Untersuchung durch Auflösen in einer Flüssigkeit veranstaltet, so sagt man, sie geschieht auf nassem Wege. Geschieht dagegen die Untersuchung durch Glühen oder Schmelzen im Feuer, also bei Anwendung trockener Materialien, so heisst diess der trockne Weg.

Windofen nennt man einen Ofen, worin vermittelt eines sehr starken Zugs, ohne Gebläse, ein sehr heftiges Feuer hervorgebracht werden kann. Es giebt feststehende (aus Steinen aufgemauerte) und tragbare Windöfen.

Woulf'scher Apparat, dient zum Hindurchleiten und Aufsaugen von Gasen durch Flüssigkeiten und besteht aus 2 oder mehreren, je mit 2—3 Halsen versehenen Glasflaschen, welche unter sich durch Glasröhren verbunden werden; die erste der Flaschen

steht durch eine Glasröhre mit dem Destillirgefässe in Verbindung. Die Röhren selbst sind so angebracht, dass der eine Schenkel der mit dem Destillirgefässe unmittelbar verbundenen Röhre durch die eine Mündung der ersten, Wasser oder eine andere Flüssigkeit enthaltenden Flasche fast bis auf den Boden derselben reicht; aus der andern Mündung dieser ersten Flasche geht ein zweischenkeliges Rohr, aus dem freien Raume über der vorgeschlagenen Flüssigkeit bis in die, in der zweiten Flasche enthaltene Flüssigkeit, und so auch eins in die dritte etc. Enthalten die Flaschen 3 Mündungen, so wird in eine derselben eine gerade Glasröhre, die bis auf den Boden reicht, gekittet. Der Zweck dieser Vorrichtung ist: gasförmig bei der Destillation entweichende Stoffe mit der vorgeschlagenen Flüssigkeit zu verbinden, und den nicht zu bindenden Gasen, welche nöthigenfalls am Ende in der pneumatischen Wanne aufgefangen werden können, einen Ausgang zu gestatten. Die gerade Röhre in jeder Flasche dient dazu, nach Beendigung der Destillation das Zurücksteigen der Flüssigkeit aus einer Flasche in die andere zu verhindern.

Zerfallen s. Verwittern.

Zerfliessen s. Deliquesiren.

Zerlegen, Zersetzen s. Deacompaniren.

II.

Specieller Theil

Nachdem wir uns mit den Grundgesetzen, welchen alle chemischen Erscheinungen unterworfen sind, ferner mit den in der Chemie gebräuchlichsten Operationen, Geräthschaften und Kunstausdrücken bekannt gemacht haben, gehen wir zum speciellen Theile der Chemie oder zu der Lehre von den einzelnen Elementen und ihren Verbindungen über.

Ich werde hierbei zunächst die einzelnen Elemente und zwar in derselben Reihenfolge; wie sie auf der Tafel S. 16. enthalten sind, abhandeln, bei jedem folgenden aber sogleich diejenigen unorganischen Verbindungen, welche es mit dem vorigen eingeht, mit berücksichtigen; wobei es sich jedoch von selbst versteht, dass solche Elemente und Verbindungen, welche den gewerblichen Interessen bis jetzt ganz fremd sind, nur mit wenigen Worten berührt werden können. Dieser Abschnitt des chemischen Gebiets bildet die erste Hauptabtheilung des speciellen Theils oder die unorganische Chemie, welche wiederum in 2 Abtheilungen zerfällt, in die der Ametalle und ihrer unorganischen Verbindungen und die der Metalle und ihrer unorganischen Verbindungen.

Die zweite Hauptabtheilung des speciellen Theils ist der organischen Chemie gewidmet, und hat gleichfalls 2 Abtheilungen, Pflanzenchemie und Thierchemie.

Erste Hauptabtheilung.

Die Elemente und ihre unorganischen Verbindungen.
(Unorganische Chemie).

Erste Abtheilung.

Die Ametalle und ihre unorganischen Verbindungen.

Erster Abschnitt.

Die Luftbilder.

1. Sauerstoff (Oxygenium, Lebensluft, Feuerluft)

O = 100.

a. Entdeckung. Priestley, ein englischer Chemiker, entdeckte den Sauerstoff im Jahre 1774; ein Jahr später 1775 machte der damals in Schweden wohnende deutsche Chemiker Scheele, welchem die Priestley'schen Erfahrungen noch nicht bekannt geworden waren, dieselbe Entdeckung. — Sein Name ist die wörtliche Uebersetzung von *Oxygenium* (*Oxygène*); Lavoisier gab nämlich diesem Gase den Namen *Oxygène* (von *ὄξυς*: sauer und *γενναειν*: erzeugen), weil er es für einen nothwendigen Bestandtheil aller Säuren, für das sauermachende Princip derselben hielt.

b. Vorkommen. Der Sauerstoff ist unter allen einfachen Stoffen der verbreitetste auf der Erde, und man schätzt, dass ein Drittheil der uns bekannten Erde Sauerstoff sey. Er findet sich frei, jedoch nicht rein, sondern mechanisch gemischt mit Stickstoff, in der Atmosphäre zu 21 Procent dem Raume oder zu 28 Procent

dem Gewichte nach, sonst aber stets mit andern Elementen chemisch verbunden, wie im Wasser zu 89 Procent, in den meisten unorganischen und in fast allen organischen Körpern.

c. Darstellung. Um den Sauerstoff aus der Atmosphäre darzustellen, müsste man den andern Bestandtheil derselben, den Stickstoff, wegnehmen, was in der Art geschehen könnte, dass man letzteres Gas mit einem Körper verbinde, welcher ohne Wirkung auf Sauerstoff, sich mit Stickstoff zu einer festen oder flüssigen, leicht entfernbaren Verbindung vereinigte. Bis jetzt kennen wir indessen keinen einzigen Körper, welcher diese Eigenschaften besitzt. Eben so wenig gelingt es, dem Wasser seinen andern Bestandtheil, den Wasserstoff, in der Art zu entziehen; dass der Sauerstoff frei übrig bliebe. Dagegen besitzen wir verschiedene feste sauerstoffhaltige Verbindungen, welche bei hinreichendem Erhitzen für sich den Sauerstoff ganz oder zum Theil entwickeln, und noch andere thun diess, wenn man sie mit gewissen Säuren behandelt.

Das rothe Quecksilberoxyd zerfällt, wenn man es in einer Retorte zum Glühen erhitzt, in Metall und Sauerstoff; ebenso verhalten sich die Oxyde der übrigen, edlen Metalle, doch wendet man sie wegen ihres hohen Preises fast nie zur Darstellung des Sauerstoffes an, obgleich dabei eigentlich nichts verloren geht.

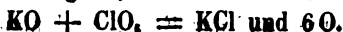
Ein ungleich billigeres Material besitzen wir in dem in der Natur vorkommenden schwarzen Mangansuperoxyd (Braunstein) = MnO_2 , welches beim starken Glühen ein Drittel (12 Proc.) seines Sauerstoffgehalts verliert und braunrothes Oxyduloxyd = $MnO + Mn_2O_3$ hinterlässt.



Leichter erfolgt die Zerlegung des Braunsteins, und man bekommt die Hälfte (18 Proc.) seines Sauerstoffgehalts, wenn man ihn mit seinem doppelten Gewichte conc. Schwefelsäure erhitzt; im Rückstande bleibt dann schwefelsaures Manganoxydul.

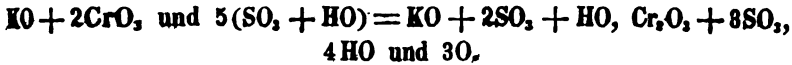


Eine noch weit reichlichere Menge Sauerstoff erhält man durch Erhitzen des chlorsauren Kalis, welches dabei seinen ganzen Sauerstoffgehalt (39 Proc.) abgibt, und Kaliumchlorid hinterlässt.



Eine andere bequeme und nicht kostspielige Methode zur Darstellung des Sauerstoffes besteht darin, dass man 3 Th. zweifach-chromsaures Kali mit 5 Th. conc. Schwefelsäure erhitzt, wobei im

Rückstände zweifach-schwefelsaures Kali und schwefelsaures Chromoxyd bleiben. Man erhält dabei 16 Proc. vom Gewichte des angewandten Chromsalzes Sauerstoff.



Beim Glühen des Salpeters entweicht viel Sauerstoff, und in einer gewissen Periode bleibt salpeterigsaures Kali = $KO + NO$, zurück; weiterhin aber mischt sich dem Sauerstoff auch Stickstoff bei.

Auch bekommt man Sauerstoffgas, wenn man frische grüne, namentlich saftige Pflanzentheile in einer mit Wasser gesperrten Glasglocke dem Sonnenlichte aussetzt.

Wir wollen von den obigen Methoden die billigste wählen. In eine Glasretorte giessen wir 1 Pfund conc. Schwefelsäure, bringen dazu $\frac{1}{4}$ Pf. fein gepulverten Braunstein, schütteln beides gut durcheinander, stecken in das Ende des Retortenhalses eine Röhre von Glas oder Blei luftdicht ein, dergestalt, dass sie unter die Brücke der mit Wasser gefüllten pneumatischen Wanne geht und hier etwas aufwärts gebogen ist. So wie nun die Retorte durch untergelegte Kohlen erhitzt wird, entwickeln sich aus dem Ende der Röhre durch das Wasser Luftblasen, die anfangs die in dem Apparate befindliche atmosphärische Luft (Stickstoff und Sauerstoff), später aber reines Sauerstoffgas sind. Letzteres erkennt man leicht daran, dass ein über die Mündung der Röhre gehaltener glimmender Holzspan lebhaft zu brennen anfängt. Wenn dieser Zeitpunkt eingetreten ist, stürzt man eine mit Wasser gefüllte Flasche oder cylindrische Glasglocke in dem Wasser über der Mündung der Röhre um, worauf das Gas in das Glas steigt und das darin befindliche Wasser verdrängt. Wenn das Glas grösstentheils mit Sauerstoff angefüllt ist, verschliesst man es sogleich unter dem Wasser mit einem Stöpsel oder einer genau passenden Glasplatte, stellt es in derselben umgekehrten Weise bei Seite, stürzt ein zweites mit Wasser gefülltes Glas über die Röhre in das Wasser, hierauf ein drittes und so fort, bis sich keine Luftblasen mehr zeigen. — Das so erhaltene Gas ist zwar mit Feuchtigkeit gesättigt, allein zur Erforschung seiner wichtigsten Eigenschaften reicht es in diesem Zustande vollkommen aus. Wollte man es ganz trocken haben, so müsste man statt Wasser Quecksilber anwenden, was aber grosse Kosten verursacht. Nur in den Fällen, wo ein Gas von Wasser in sehr reichlicher Menge verschluckt wird, kann man nicht umhin, sich des Quecksilbers zu

bedienen, wie wir später näher erfahren werden. Dann muss man sich aber auch mit weit kleinern Mengen von Gas begnügen.

d. Eigenschaften. Der Sauerstoff ist ein unter allen Umständen luftförmiger Körper, ohne Farbe, Geruch und Geschmack, und von neutraler Reaction. Sein spec. Gewicht, das der atmosphärischen Luft = 1,00000 gesetzt, ist 1,10563*); während ein Liter atmosphärischer Luft bei einer Temperatur von 0° und einem Luftdrucke von 76 Centimeter oder 28 Zoll 1,299 Gramm oder 20 $\frac{1}{2}$ Gran wiegt, beträgt das Gewicht eines Liters Sauerstoff 1,429 Gramm oder fast 23 Gran. Da nun das Gewicht eines Liters reinen Wassers 1000 Gramm beträgt, so ist der Sauerstoff fast 700mal leichter als das Wasser. Im Wasser löst sich der Sauerstoff in sehr geringer Menge auf; bei gewöhnlicher Temperatur nimmt das Wasser etwa $\frac{46}{1000}$ seines Volums davon auf, mit andern Worten: 1 Liter Wasser löst 46 Cubikcentimeter Sauerstoff, oder 1 Kilogramm Wasser löst 64,6 Milligramm oder 1,0336 Gran Sauerstoff auf.

Ein angezündeter Holzspan brennt in atmosphärischer Luft fort; bläst man ihn aus, so bleibt der verkohlte Theil einige Augenblicke glühend, brennt indessen nicht von selbst mit Flamme. Bringt man aber einen solchen Span, welcher noch einige glühende Punkte zeigt, in ein mit Sauerstoff gefülltes Gefäss, so entzündet er sich sogleich wieder und brennt äusserst lebhaft. Diese Eigenschaft ist für den Sauerstoff charakteristisch, und man benutzt dieselbe gewöhnlich, um dieses Gas zu erkennen; doch werden wir später sehen, dass ein anderes Gas, das Stickstoffoxydul, diese Eigenschaft gleichfalls besitzt.

Alle Körper verbrennen im Sauerstoff weit lebhafter als in der atmosphärischen Luft. Eine einzeln glühende Kohle verlöscht in der Luft; bringt man eine solche aber in Sauerstoff, so tritt eine äusserst lebhafte Verbrennung ein. — Noch glänzender ist das Licht, womit angezündeter Phosphor im Sauerstoff verbrennt. — Ein glühender Eisendraht hört an der Luft bald auf zu glühen; taucht man ihn aber, so lange er noch glühet, in Sauerstoff, so verbrennt er unter

*) Wir bemerken hier sogleich ein für allemal, dass bei der Bestimmung des spec. Gewichts der Gase die atmosphärische Luft als Einheit angenommen wird. Bei den tropfbarflüssigen und festen Materien setzt man das Wasser = 1,00000, aber nicht bei 0°, sondern bei einer Temperatur von $+12^{\circ}$ R. = $+15^{\circ}$ C. = $+59^{\circ}$ F.

heftigem Funkenstrahl. Man kann diesen Versuch auch so anstellen, dass man an dem Ende einer Uhrfeder ein Stückchen Zunder befestigt, diesen anzündet und nun die Feder in das Gas taucht. — Angezündetes Kalium verbrennt ebenfalls sehr lebhaft im Sauerstoff, und ebenso verhält sich brennender Schwefel. (Ueber die Produkte dieser Verbrennungen.)

Diese Versuche beweisen, dass die Verbrennung im Sauerstoff weit leichter geschieht, als in der atmosphärischen Luft. Wenn wir den Stickstoff kennen lernen, werden wir sehen, dass die Verbrennung in atmosphärischer Luft nur in Folge ihres Sauerstoffgehalts stattfindet. Der Sauerstoff ist also der wirksame Stoff bei der gewöhnlichen Verbrennung, das Verbrennungsmittel oder der Zünder.

Der Sauerstoff ist ferner zum Athmen und Leben der Thiere und Pflanzen unentbehrlich; kein organisches Wesen kann in Luftarten, welche keinen freien Sauerstoff enthalten, dauernd leben.

e. Anwendung. Wegen seiner Eigenschaft, die Verbrennung einzuleiten und zu unterhalten, leuchtet die Wichtigkeit des Sauerstoffs in der Luft von selbst ein. Alle im gemeinen Leben vorkommende Verbrennungen sind durch seine Gegenwart bedingt. Im reinen Zustande jedoch bedient man sich des Sauerstoffs höchstens zu Wiederbelebungsversuchen an erstickten, ertrunkenen Personen, oder zu Verbrennungsversuchen, wenn dabei eine ausserordentlich hohe Hitze hervorgebracht werden soll.

f. Verbindungen. Der Sauerstoff vereinigt sich fest mit allen einfachen Stoffen und bringt eine sehr grosse Anzahl von Verbindungen hervor. Uebersichtlich ist hievon bereits im allgemeinen Theile der Chemie die Rede gewesen. Die einzelnen Verbindungen werden wir nach und nach in dem Grade kennen lernen, als wir uns mit den übrigen Elementen vertraut machen. Ebenso werden wir es mit den übrigen Elementen und ihren Verbindungen halten; wir schreiten auf solche Weise von einem Punkte aus fächerförmig vorwärts, und erweitern dadurch unsern Gesichtskreis im Gebiete der Chemie immer mehr und mehr.

Anhang zum Sauerstoff.

Ozon.

Mit diesem Namen (von ὀζειν: riechen) bezeichnet Schönbein einen bis jetzt noch nicht isolirten Stoff, der die Ursache des phos-

phorischen oder mitunter auch schwefligen Geruchs seyn soll, welchen man nach einem Blitzschlage oder nach Entladung des Conductors einer Elektrisirmaschine, oder auch bei Zersetzung des Wassers durch galvanische Thätigkeit am positiven Pole wahrnimmt. Er bildet sich in grösserer Menge bei der Oxydation des Phosphors an der Luft. Ozonhaltige Luft wirkt beim Athmen wie Chlor und Brom, zerstört die Pflanzenfarben, zersetzt das Kaliumjodid, den Schwefelwasserstoff, wird von Wasser in sehr geringer Menge absorhirt u. s. w. Die Ansicht Schönbein's und der meisten übrigen Chemiker haben sich jetzt dahin vereinigt, dass das Ozon ein allotropischer Zustand des Sauerstoffs ist.

2. Wasserstoff (Hydrogenium, brennbare Luft.)

$$H = 12,5.$$

a. Entdeckung. Der Wasserstoff wurde schon im 16. Jahrhunderte von Paracelsus, einem deutschen Arzte und Chemiker, erhalten; aber Cavendish, ein englischer Chemiker, lehrte zuerst 1766 seine Haupteigenschaften kennen. — Der Name deutet darauf hin, dass dieses Gas einen Bestandtheil des Wassers ausmacht.

b. Vorkommen. Der Wasserstoff findet sich in der Natur niemals frei, sondern stets chemisch mit andern Stoffen verbunden, vorzüglich mit Sauerstoff zu 11 Pct. im Wasser, ferner mit Stickstoff im Ammoniak, mit Chlor, Schwefel, Phosphor, Kohlenstoff; er ist ferner ein fast nie fehlender Bestandtheil organischer Körper.

c. Darstellung. Man bedient sich dazu stets des Wassers, indem man den Sauerstoff des letzteren auf andere Körper überträgt. Hierzu eignen sich in der Praxis am besten das Eisen oder auch das Zink. Um dem Wasser seinen Sauerstoff mittelst Eisen zu entziehen, muss man das Metall zum Glühen erhitzen. (Kalium zerlegt das Wasser schon in der Kälte, ist aber zu kostbar). Zu diesem Behufe füllt man einen etwa 2 Fuss langen Flintenlauf mit Eisendrehspäne etwa in einer Länge von einem Fuss dergestalt an, dass die beiden Enden leer bleiben, legt denselben horizontal in einen Ofen, fügt an das eine aus dem Ofen ragende Ende eine kleine mit Wasser zu $\frac{1}{2}$ gefüllte Retorte, an das andere Ende eine nach unten und dann wieder aufwärts gebogene Glasröhre, welche unter Wasser ausmündet, und

erhitzt den Lauf mit Kohlenfeuer. Sobald er glühet, bringt man das Wasser in der Retorte mit Hilfe einer Weingeistlampe zum Sieden. Die über das glühende Eisen streichenden Wasserdämpfe zersetzen sich, oxydiren das Eisen, der Wasserstoff tritt aus der Glasröhre frei heraus und kann nun, wie beim Sauerstoff angegeben, aufgefangen werden, nach dem man die ersten Portionen Gas hat in die Luft entweichen lassen. Diese Vorsicht, das Gas erst dann aufzufangen, wenn die im Apparate enthaltene atmosphärische Luft hinausgetrieben ist, darf hier um so weniger umgangen werden, als man sich sonst den gefährlichsten Explosionen aussetzen würde. Der Sauerstoff bildet nämlich mit dem Wasserstoff ein Gasgemisch, welches sich bei Annäherung einer Flamme mit heftigem, oft von Zertrümmerung der Gefäße begleiteten Knalle zu Wasser vereinigt und daher Knallluft heisst. Man erkennt nun, ob alle atmosphärische Luft (mithin auch aller Sauerstoff) entfernt ist, daran, dass die aus der Glasröhre tretenden Gasblasen bei Annäherung eines brennenden Spans ohne merkliches Geräusch verbrennen.

Die Zersetzung des Wassers mittelst Eisen kann aber auch in der Kälte geschehen, wenn man eine Säure hinzubringt. Gewöhnlich bedient man sich der Schwefelsäure und, um ein etwas reineres Gas zu bekommen, statt des Eisens des Zinks. Das Metall wird zerkleinert in eine mit 2 Hälsen versehene Flasche gebracht, in den einen Hals eine bis auf den Boden gehende Trichterröhre luftdicht eingesteckt, in den andern Hals aber eine nur eben durch den Hals reichende Röhre, welche erst rechtwinklig nach unten, dann wieder aufwärts gebogen ist, und deren Ende unter die Brücke der mit Wasser gefüllten pneumatischen Wanne ausmündet. Nun giesst man durch die Trichterröhre verdünnte Schwefelsäure (aus einen Theil concentrirter Säure und fünf Theile Wasser gemischt) in die Flasche, worauf sogleich die Gasentwicklung lebhaft beginnt, lässt die ersten Portionen entweichen, und fängt dann das reine Gas in Flaschen oder Cylindern auf. In der Flasche bleibt schwefelsaures Zinkoxyd.

ZnO, SO_2 , und $HO = ZnO + SO_2$, und H .

d. Eigenschaften. Der Wasserstoff ist wie der Sauerstoff ein unter allen Umständen gasförmiger Stoff, ohne Farbe, Geruch und Geschmack, und ohne Wirkung auf Pflanzenfarben. Hat man ihn indessen auf die zuletzt angegebene Weise, mittelst Wasser, Schwefelsäure und Zink oder Eisen, bereitet, so besitzt er einen üblen Geruch, der von einem beigemischtem Kohlenwasserstoffe herrührt,

dessen Bildung durch die Gegenwart geringer Antheile Kohlenstoff in diesen Metallen bedingt ist. Er ist die leichteste aller Gasarten, mithin auch die leichteste bekannte Materie; sein spec. Gewicht beträgt 0,0692. Ein Liter Wasserstoffgas wiegt 0,0896 Gramm oder 1,4336 Gran. Er ist demnach $14\frac{1}{2}$ mal leichter als die Luft, fast 16 mal leichter als der Sauerstoff und etwa 11200 mal leichter als das Wasser. Stellen wir ihm den schwersten Körper, das Iridium, dessen spec. Gewicht (Wasser = 1,00) etwa 23 beträgt, gegenüber, so besitzt das Iridium eine 257600 mal grössere spezifische Schwere oder Dichtigkeit als der Wasserstoff. Mit Wasserstoffgas gefüllte Seifenblasen steigen in der Luft in die Höhe und entzünden sich bei Berührung mit einer Flamme, aber ohne Knall. Lässt man das Gas aus einer engen Röhre strömen und zündet den Gasstrom an, so verbrennt er mit wenig leuchtender Flamme, erzeugt aber dabei eine ausserordentliche Hitze. Hält man nahe über die Flamme einen kalten Körper, so schlägt sich auf diesem Wasser nieder, welches bei der Verbrennung des Wasserstoffs entstanden ist. Stürzt man eine etwa $1\frac{1}{2}$ Zoll weite und einige Fuss lange Glasröhre langsam über die Flamme, so hört man bald ein eigenthümliches tönendes Geräusch, welches den Namen chemische Harmonika erhalten hat, und von plötzlich auf einanderfolgenden kleinen Detonationen herrührt.

Bringt man zu 2 Volum Wasserstoff 1 Volum Sauerstoff, so erhält man das sogenannte Knallgas, von welchem man nur immer kleine Portionen auf einmal anzünden darf, wenn man diess Experiment anstellen will. Das Produkt dieser Verbrennung ist Wasser. Bei der Verbrennung des Knallgases entsteht eine wenig leuchtende Flamme, aber sehr bedeutende Hitze; man kann sich davon überzeugen, wenn man das Gas aus einer langen sehr feinen Spitze strömen lässt und dann anzündet, hält man dann in die Flamme einen Platindraht, so schmilzt er bald, während das Platin in den höchsten Hitzegraden unserer Oefen keine Schmelzung erleidet. Ganz gefahrlos lässt sich dieser Versuch anstellen, wenn man Sauerstoffgas aus einer feinen Röhre in die Wasserstofflamme leitet. Richtet man die Flamme auf ein Stückchen Kreide, so wird dieses weissglühend und verbreitet ein äusserst lebhaftes Licht.

Das Knallgas lässt sich nicht bloss durch eine gewöhnliche Flamme entzünden, sondern auch durch den elektrischen Funken, sowie durch gewisse poröse Körper, namentlich durch Platinschwamm. Leitet man auf Platinschwamm, der sich in Berührung mit der Luft befindet, einen

Strom von Wasserstoffgas, so wird das Metall glühend und entzündet, das Gas sogleich. Auf dieser Eigenschaft beruht die Einrichtung der Döbereiner'schen Zündmaschine.

Da der Wasserstoff selbst verbrennlich ist, so kann er die Verbrennung anderer brennbarer Körper nicht unterhalten. Man kann diese leicht zeigen, wenn man eine mit Wasserstoff über Wasser gefüllte Glasglocke mit einer Glasplatte verschliesst, sie verschlossen in die Höhe hebt, ohne sie umzudrehen, und eine an einem gebogenen Eisendraht befestigte brennende Kerze, nachdem man zuvor die Glasplatte weggenommen hat, einführt. Die Kerze verlöscht sogleich.

e. Anwendung. Die hauptsächlichste Anwendung, welche man von dem Wasserstoff macht, ist die zur Füllung von Luftballons.

f. Verbindungen. Der Wasserstoff verbindet sich mit dem Sauerstoff in 2 Verhältnissen; die erste ist nichts anders als das Wasser = HO, die zweite das Wasserstoffsperoxyd = HO₂.

Wasserstoffoxyd oder Wasser. HO = 112,5.

(In 100 Theilen: 11,12 H und 88,88 O.)

a. Entdeckung. Das Wasser wurde von den Alten als eins der vier Elemente der Natur betrachtet, Erst gegen das Ende des 18. Jahrhunderts erkannte man, dass es aus Wasserstoff und Sauerstoff bestehe.

b. Vorkommen. Das Wasser kommt in allen Reichen der Natur vor. Wir finden es als Wasserdampf in der Luft verbreitet, als Regen-, Quell-, Fluss-, Meerwasser, als Eis und Schnee, in den Säften der Pflanzen und Thiere, in Verbindung mit Oxyden, Salzen etc., im Mineralreiche. Man hat berechnet, dass $\frac{3}{4}$ unserer Erdoberfläche mit Wasser bedeckt sind.

c. Darstellung. Wir haben gesehen, dass beim Verbrennen des Wasserstoffs an der Luft Wasser entsteht; um diess aber unwiderleglich zu beweisen, muss das dazu dienende Wasserstoffgas nicht feucht, sondern vollkommen trocken seyn. Man leitet es daher vor dem Anzünden durch eine Röhre, worin sich Calciumchlorid, ein sehr hygroskopischer Körper, befindet, der dem Gase den anhängenden Wasserdampf vollständig entzieht. Zündet man nun das Gas, an und hält eine Glasglocke schräg über die Flamme, so fällt das bei der Verbrennung gebildete Wasser tropfenweise aus der Glocke herab, und kann in einer Schale aufgefangen werden.

Das Wasser kann jedoch auch noch auf andere Art dargestellt

werden, als durch Vereinigung seiner beiden Bestandtheile im reinen Zustande. So entsteht z. B. Wasser, wenn man Wasserstoff über glühendes Kupferoxyd, Eisenoxyd etc. leitet; wenn man trockne organische Körper stark erhitzt.

Wir haben indessen nicht nöthig, uns das Wasser auf diesen kostspieligen Umwegen zu verschaffen, denn wir finden es ja schon so reichlich in der Natur. Da aber dieses natürliche Wasser höchst selten ganz rein ist, vielmehr fast immer gewisse Salze (kohlen-sauren, schwefelsauren und salzsauren Kalk, ähnliche Magnesia-salze, Kochsalz etc.) und organische Materien enthält, (am reinsten ist das Regen- oder Schneewasser, weniger rein das Flusswasser, und am reichsten an fremden Bestandtheilen das Quellwasser), und bei chemischen Versuchen sehr oft ganz reines Wasser gebraucht wird, so muss man das gewöhnliche Wasser einem Reinigungsprocess unterwerfen. Dieser besteht einfach darin, dass man dasselbe in einem metallenen Apparate der Destillation unterwirft, wobei die Salze und organischen Materien zurückbleiben; nachdem man die ersten Portionen Wasser, welche übergegangen, weggegossen hat, fängt man das nun folgende als reines Wasser auf.

d. Eigenschaften. Das reine Wasser ist ein farb-, geruch- und geschmackloser, bei der gewöhnlichen Temperatur tropfbarflüssiger Körper. In der Winterkälte nimmt es feste Form an, wird zu Eis, und die Temperatur, wobei diess Gefrieren stattfindet, ist = 0° R. oder C. Man kann das Wasser aber auch unter Null erkälten, ohne dass es fest wird, und diess geschieht immer, wenn man es in einem vor jeder Erschütterung bewahrten Gefäss langsam erkalten lässt. Man hat auf diese Weise Wasser bis -12° erkalten lassen, ohne dass es gefror; wenn man aber die Flasche, worin das so tief erkaltete Wasser sich befindet, etwas stark stösst, oder besser, wenn man einen fremden Körper in das Wasser wirft, so bildet sich augenblicklich Eis und die Temperatur steigt (wegen des Uebergangs einer Materie aus der lockeren in die dichtere Form) auf Null, und hält sich dabei, bis alles Wasser zu Eis geworden ist.

Die Verwandlung des flüssigen Wassers in Eis ist also eine wahre Krystallisation durch Erstarren eines geschmolzenen Körpers, aber nur selten entstehen dabei deutliche Krystalle; es sind einzelne Nadeln, die sich in einander verwirren und eine durchsichtige zusammenhängende Masse bilden. Zuweilen sieht man deutliche krystallinische Formen in den kleinen Eisstücken, welche sich im schlamm-

migen Wasser bilden. Sinkt die Temperatur der Luft unter Null, so nimmt das aus ihr sich ausscheidende Wasser die Form von Schnee oder Reif an. Jede einzelne Schneeflocke ist aus einer grossen Anzahl regelmässig gruppirter Krystalle, sechsstrahliger Sterne, entstanden.

Das Wasser dehnt sich beim Gefrieren aus, so dass das flüssige Wasser specifisch schwerer ist als das feste; daher schwimmt das Eis auf dem Wasser, und sein spec. Gewicht, das des Wassers = 1,000 gesetzt, ist 0,94. Die festen sowohl als die flüssigen Körper vergrössern in der Regel ihr Volum, wenn ihre Temperatur zunimmt, sie dehnen sich aus; das flüssige Wasser macht für die ersten Grade unserer Thermometertheilung eine Ausnahme hiervon. Zwischen 0 und $+4^{\circ}$ dehnt sich das Wasser beim Erwärmen nicht aus, sondern es zieht sich zusammen; bei etwa $+4^{\circ}$ nimmt es den kleinsten Raum ein und besitzt also dabei die grösste Dichtigkeit. Bei allen Temperaturen über $+4^{\circ}$, bis zu den höchsten die man beobachtet hat, dehnt sich das Wasser bei steigender Wärme fortwährend aus. Die Kraft, mit welcher das Wasser beim Gefrieren sich ausdehnt, ist unwiderstehlich; sie zersprengt alle Gefässe. Sehr dicke, aber poröse Steine springen im Winter häufig dadurch, dass das in ihren Poren enthaltene Wasser gefriert.

Das Wasser geht leicht in den gasförmigen Zustand über; die Temperatur, bei der diess geschieht, richtet sich nach dem Druck der Luft. Je grösser dieser Druck, um so höher muss die Temperatur seyn, und umgekehrt. Ist das Wasser einem Luftdruck ausgesetzt, der einer Quecksilbersäule von 28 Zoll das Gleichgewicht hält, so siedet es erst bei einer Wärme von 100° C., während dasselbe in dem leeren Raume der Luftpumpe selbst unter einer Eis- schichte siedet. Das Wasser ist daher gasförmig, sobald seine Temperatur bei einem unter 28 Zoll liegenden Luftdruck 100° erreicht. Das spec. Gewicht oder die Dichtigkeit des Wassergases (Wasserdampfes) beträgt, mit dem der Luft verglichen, 0,622, ist folglich weit geringer als das der Luft. Die Temperatur des auskochendem Wasser steigenden Dampfes ist nicht höher als die des kochenden Wassers selbst; auch erwärmt sich das Wasser in offenen Gefässen, wo der Dampf ungehindert entweichen kann, nicht höher als es beim Beginn des Kochens geworden ist, weil die vom Feuer aus in das Wasser übergehenden Wärmemengen fortwährend zur Bildung des Wassergases verwendet werden. Diese zur Dampf-

bildung verwendeten Wärmemengen werden aber vom Thermometer nicht angezeigt, sie sind, wie man sich ausdrückt, latent geworden, treten aber, wenn der Dampf in die tropfbarflüssige Form zurückkehrt, wieder frei auf. Diese in dem vom kochenden Wasser aufsteigenden Dampfe latent enthaltene und beim Verdichten des Dampfes wieder freiwerdende Wärme beträgt etwa 5mal mehr als die Temperatur des kochenden Wassers oder Dampfes selbst, also etwa 500° ; oder mit andern Worten: wenn man 1 Pfund Wasserdampf von 100° in 5 Pfund Wasser von 0° strömen lässt, so erhält man 6 Pfund Wasser von 100° . Man kann daher mittelst Wasserdampf viel Wasser erhitzen, überhaupt viel Wärme verbreiten, und daher auch den Wasserdampf als Heitzmittel benutzen.

Das Wasser verdunstet aber unter dem gewöhnlichen Luftdrucke auch schon bei der gewöhnlichen Temperatur, ja selbst bei sehr niedriger Temperatur, in nicht unbedeutender Menge; daher treten aus den Bächen, Flüssen, Seen zu jeder Zeit beträchtliche Dampfmengen in die Luft über, und zwar um so mehr, je weniger Wasserdampf die Luft schon enthält, je weniger sie mit Wasserdampf gesättigt ist, und je höher ihre Temperatur ist. Die Luft enthält daher stets eine gewisse Menge Wasserdampf; während des Winters und bei Regenwetter ist sie ihrem Sättigungspunkte nahe; an warmen Sommertagen ist sie dagegen häufig sehr entfernt davon. Da die Luft in höhern Schichten immer kälter wird, so kühlen sich die in ihr aufsteigenden Wasserdünste immer mehr ab, werden endlich wieder zu Wasserbläschen, bilden so in grossen Massen die Wolken, und fallen, wenn sie sich so weit vergrössert haben, wenn sie so schwer geworden sind, dass die Luft sie nicht mehr tragen kann, als Regen nieder. Kommen die bereits gebildeten Regentropfen, vor ihrer Ankunft auf die Erde, in eine plötzlich und stark erkaltete Luftschicht, so gefrieren sie und wir sehen sie dann als Hagel. Erstarren die Wasserbläschen allmählig schon in den oberen Luftschichten, so hängen sich diese sehr kleinen krystallisirten Massen nurblocker, zu Flocken, aneinander, und sind dann die unteren Luftschichten, wie im Winter, auch sehr kalt, so fallen die Flocken als Schnee nieder. Geht das am Tage durch Hitze der Sonnenwärme reichlich in der Luft aufgelöste Wasser Abends und über Nacht durch Abkühlung aus der Dunstform in den flüssigen Zustand über, so bildet es den Thau; ist dabei die Abkühlung so stark, dass der Wasserdunst fest wird, so haben wir den Reif.

Das Wasser, welches auf diese Weisen, als Regen, Hagel, Schnee, Thau, Reif, aus der Luft auf die Erde fällt, verdunstet zum Theil wieder, zum Theile dringt es in die Erde und kommt, in Gebirgsspalten oder künstlichen Gruben zusammenfließend und sich ansammelnd, nach kürzerem oder längerem Laufe oder Aufenthalt in der Erde als Quell- oder Brunnenwasser wieder zum Tage, vereinigt sich alsdann mit dem dritten nicht in die Erde eingedrungenen Theile zu Bächen, Flüssen und Strömen, die unaufhaltsam dem allgemeinen Sammelplatze, dem Meere, zufließen, welches ebenso unausgesetzt die Luft wieder mit Wasserdämpfen beladet.

Das Wasser löst eine große Anzahl luftförmiger, flüssiger und fester Körper auf, es ist daher leicht begreiflich, dass das Quell-, Fluss- und Meerwasser nicht völlig rein, sondern mit auflösbaren Stoffen mehr oder weniger beladen seyn müssen. Verdampft man gewöhnliches Wasser, so entweichen gleich Anfangs die darin enthaltenen Luftarten (Kohlensäure, Sauerstoff, Stickstoff); ist auch das Wasser fortgegangen, so bleibt ein aus Salzen und organischen Materien bestehender Rückstand, der bei den verschiedenen Gewässern der Art und Menge nach verschieden ist, und zwar durchschnittlich beim Meerwasser am meisten (3 bis 4 Pct. oder in einem Pfunde 2½ bis 30 Gran), beim Quellwasser weniger (0,033 bis 0,2 Pct. oder in einem Pfunde 2¼ bis 15 Gran), beim Flusswasser am wenigsten (0,02 bis 0,04 Pct. oder in einem Pfunde 1¼ bis 3 Gran) beträgt. Enthält das Wasser sehr wenig Salze, wie das meiste Flusswasser, so heisst es weiches, enthält es mehr Salze, wie das Brunnenwasser, so heisst es hartes Wasser; ersteres eignet sich am besten zum Waschen mit Seife, letzteres, nicht so gut, weil die darin befindlichen Kalk- und Magnesiumsalze die Seife zersetzen. Man kann daher das weiche Wasser von dem harten durch Seifenspiritus leicht unterscheiden; erleidet es dadurch eine starke Trübung, so ist es hart oder reich an Kalk- und Magnesiumsalzen; wird es hingegen dadurch wenig oder gar nicht getrübt, so ist es weich. Das harte Wasser lässt sich zum Waschen, zum Kochen von Hülsenfrüchten etc. verbessern, wenn man ihm ein wenig Potasche (eine Messerspitze voll auf 2—4 Maass Wasser) zusetzt. — Stellt man Brunnen- (Quell-) Wasser in einem Glase an die Luft, so bemerkt man bald kleine Luftbläschen darin aufsteigen und nach längerem Stehen trübt es sich; schnell erfolgt diese Entwicklung von Luftblasen und Trübung, wenn man das Wasser bis zum Kochen erhitzt. Die Ursache dieser Erscheinungen ist, dass

das Wasser doppeltkohlensauren Kalk aufgelöst enthält, der an der Luft und noch rascher in der Hitze die Hälfte seiner Kohlensäure, welche als Gas entweicht, verliert, und dadurch seine Löslichkeit in Wasser verliert. Hierauf beruht auch die Bildung des sogenannten Pfannensteins, einer erdigen Kruste, welche sich in Gefässen, in welchen oft Wasser gekocht wird und die nicht fleissig gereinigt werden, nach und nach ansetzt. Durch Stehen oder Kochen verliert das gewöhnliche Wasser zugleich mit dem Fortgange der darin aufgelösten Kohlensäure seinen frischen Geschmack und wird fade. Daher liefern fließende Quellen und stark gebrauchte Brunnen im Allgemeinen gesünderes Wasser, als solche, in welchen das Wasser lange steht. Bleibt gewöhnliches Wasser lange Zeit ruhig an der Luft stehen, so geht die darin befindliche organische Materie in Fäulniss über. Zu Wasserleitungen eignen sich am besten Röhren von Steinzeug. Zeigt das Wasser vermöge der darin gelösten Materien eine Heilwirkung, so heisst es Mineralwasser.

e. Anwendung. Die Anwendungen des Wassers sind so zahlreich und zum Theil so bekannt, dass wir uns nicht weiter dabei aufzuhalten brauchen. So ist es das wichtigste Auflösungsmitel. — Wie ohne Sauerstoff, kann auch ohne Wasser kein Leben bestehen. Die Substanzen, welche das gewöhnliche Wasser aufgelöst enthält, sind für den Organismus durchaus nicht gleichgültig; das destillierte oder ganz reine Wasser würden wir als Trinkwasser verschmähen, wenn es uns geboten würde; denn unser Organismus findet darin nicht, was er bedarf, während das Brunnen- oder Quellwasser eine Anzahl Salze etc. enthält, die für den Lebensprocess unumgänglich notwendig sind.

f. Verbindungen. Dass das Wasser in vielen Verbindungen einen festen, chemischen Bestandtheil ausmacht, wissen wir schon, und in der Folge werden uns noch zahlreiche Beispiele der Art vorkommen.

Wasserstoffsperoxyd. $\text{HO}_2 = 212,5$. (In 100 Theilen 3,89H und 94,11O).

Diese zweite und höchste Oxydationsstufe, von dem französischen Chemiker Thénard im Jahr 1818 entdeckt, lässt sich nur auf eine sehr kostspielige und mühsame Weise darstellen; findet wegen ihres hohen Preises noch keine Anwendung; und kann daher

hier nur ganz kurz berührt werden. Im concentrirten Zustande ist es eine farblose, eigenthümlich riechende Flüssigkeit von sirupartiger Consistenz und 1,453 spec. Gewicht, welche sich schon bei gewöhnlicher Temperatur langsam, in der Wärme rasch unter Entwicklung von Sauerstoff zersetzt und in gewöhnliches Wasser übergeht. Weil die Hälfte des Sauerstoffs darin nur locker gebunden ist, so wirkt das Wasserstoffsperoxyd sehr oxydirend; es bleicht ferner wie Chlor und macht auf der Haut weisse Flecken.

3. Stickstoff. (Nitrogenium, Azot, Salpeterstoff).

N = 175,0.

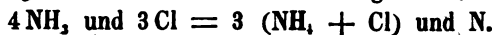
a. Entdeckung. Rutherford, ein englischer Chemiker, entdeckte 1772, dass die atmosphärische Luft einen Bestandtheil frei in grösster Menge enthält, welcher weder das Athmen noch das Verbrennen unterhalten kann, und der später die obigen Namen erhielt. Der Name Stickstoff oder Azot ist unpassend, denn dieses Gas ist an sich ganz unschädlich, so lange es nicht an Sauerstoff fehlt.

b. Vorkommen. Wie angegeben frei in grösster Menge in der atmosphärischen Luft, von der er $\frac{1}{4}$ oder fast 80 Procent dem Raume, und 77 Proc. dem Gewichte nach ausmacht. Ausserdem findet sich der Stickstoff in der Natur verbunden: mit Sauerstoff als Salpetersäure in salpetersauren Salzen, mit Wasserstoff im Ammoniak, ferner in vielen organischen, besonders thierischen Körpern.

c. Darstellung. Die atmosphärische Luft unterhält, wie erwähnt wurde, das Verbrennen der Körper nur in Folge ihres Gehaltes an Sauerstoff. Wenn der Sauerstoff der Luft durch den verbrennlichen Körper verzehrt ist, bleibt ein Gas zurück, in welchem verbrennende Körper sogleich verköhlen. Dieses Gas ist der Stickstoff. Die Darstellung desselben ist daher sehr einfach; man lässt einen grossen Korkstöpsel auf Wasser in einer Wanne schwimmen, und stellt eine kleine Porcellanschale darauf, in welche man ein Stückchen Phosphor bringt, das man anzündet. Man deckt sogleich über die Schale eine grosse Glasglocke, die man etwa 1 Zoll unter Wasser taucht, so dass eine gewisse Menge Luft abgesperrt ist. Der Phosphor fährt fort zu brennen, bis aller Sauerstoff sich mit ihm verbunden hat; die hierdurch entstandene Phosphorsäure wird

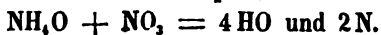
vom Wasser aufgelöst, und nachdem die Verbrennung aufgehört hat und das Gas erkaltet ist, sieht man, dass das Volum desselben bedeutend abgenommen hat, und etwa nur noch $\frac{1}{4}$ von dem ursprünglichen Raume einnimmt. Langsamer, aber ebenso vollständig erfolgt die Verbrennung des Phosphors, wenn man ihn nicht anzündet; der Process ist dann erst nach 24 Stunden beendigt.

Andere Methoden zur Darstellung des Stickstoffs sind folgende: Leiten von atmosphärischer Luft über rothglühendes Kupfer, wobei Kupferoxyd entsteht. — Zersetzung des Ammoniaks durch Chlor, wobei sich zugleich Ammoniumchlorid erzeugt:



Diese Methode ist gefahrlos, so lange das Ammoniak im Ueberschusse bleibt; im entgegengesetzten Falle verbindet sich das überschüssige Chlor mit dem freien Stickstoff zu Chlorstickstoff = NCl_2 , einem äusserst gefährlichen Körper, den wir später beim Chlor kennen lernen werden.

Auch kann man sehr reinen Stickstoff erhalten, wenn man eine concentrirte Auflösung von salpétrigsaurem Ammoniumoxyd kocht; dieses Salz zerfällt dabei in 4 Aeq. Wasser und 2 Aeq. Stickstoff.



d. Eigenschaften: Der Stickstoff ist, wie der Sauerstoff und Wasserstoff, ein unter allen Umständen luftförmiger Körper, ohne Farbe, Geruch und Geschmack, und ohne Wirkung auf Pflanzenfarben. Sein spec. Gewicht ist 0,9713, also etwas geringer als das der Luft; 1 Liter Stickstoff wiegt 1,267 Gramm oder 20 $\frac{1}{2}$ Gran, mithin ist derselbe fast 790 mal leichter als das Wasser. Er ist weder brennbar, noch kann er das Verbrennen unterhalten, zeichnet sich überhaupt mehr durch negative, als durch positive Eigenschaften aus. Ein brennender Körper verlöscht sogleich darin. Thiere sterben darin, nicht weil er selbst tödtlich ist (denn $\frac{1}{4}$ der atmosphärischen Luft bestehen ja aus Stickstoff), sondern weil der zur Athmung nöthige Sauerstoff fehlt. Das Wasser nimmt nur etwa $\frac{1}{25}$ seines Volums Stickstoff auf, oder: 1 Liter Wasser löst 25 Cubikeentimeter, oder 1 Kilogramm löst 31 Milligramme = $\frac{1}{4}$ Gran Stickstoff auf.

e. Anwendung. Für sich hat der Stickstoff bis jetzt keine direkte Anwendung gefunden. In Verbindung mit Wasserstoff, als Ammoniak, ist er aber ein höchst wichtiges Nahrungsmittel für die Pflanzen.

f. Verbindungen. Der Stickstoff hat im freien Zustande nur ein sehr schwaches Bestreben, sich mit andern Elementen zu vereinigen. Die meisten seiner demungeachtet höchst zahlreichen Verbindungen entstehen, wie wir im Verlaufe sehen werden, nur durch verwickelte Prozesse; nur mit dem Sauerstoff vereinigt er sich unter gewissen Umständen direkt. Bevor wir aber zu den Verbindungen, welche er mit den beiden bereits abgehandelten Elementen, dem Sauerstoffe und dem Wasserstoffe, bildet, übergehen, wollen wir uns erst mit demjenigen merkwürdigen Gemische von Stickstoff und Sauerstoff beschäftigen, welche wir alle unter dem Namen atmosphärische Luft kennen.

Atmosphärische Luft.

Bis vor etwa 70 Jahren hielt man die Luft für eins der vier Elemente der Natur, bis endlich Lavoisier zeigte, dass sie ein Gemisch von zwei verschiedenen Gasen ist, deren Verhältnisse er annähernd bestimmte. Sie ist 770 mal leichter als das Wasser, denn 1 Liter wiegt nur 1,299 Gramm oder 20 $\frac{1}{2}$ Gran, und, wie bekannt, farb-, geruch- und geschmacklos.

Später wurde durch die sorgfältigsten Analysen ausser Zweifel gesetzt, dass dieses ungeheure Luftmeer, welches unsern Erdball umhüllt, wenn wir nur seine beiden wesentlichen Constituenten berücksichtigen, stets in 100 Raumtheilen aus 79,1 Stickstoff und 20,9 Sauerstoff oder in 100 Gewichtstheilen aus 76,9 Stickstoff und 23,1 Sauerstoff besteht, was ziemlich nahe der chemischen Formel N_2O entspricht. Das Gleichbleiben dieses Verhältnisses verleitete früher zu der Annahme, die Luft als eine wahre chemische Verbindung zu betrachten. Wir wollen daher die hauptsächlichsten Gründe, welche das Irrige dieser Ansicht nachweisen, anführen, und darthun, dass Stickstoff und Sauerstoff in der Luft nur mit einander gemischt sind.

1. Es ist ein durchgreifendes chemisches Gesetz, dass, wenn zwei Gasarten sich mit einander verbinden, diess nur in einfachen Raumverhältnissen geschieht. Das der Zusammensetzung der Luft sich am meisten nähernde, einfache Raumverhältniss ist nun:

$\frac{1}{2}$ Stickstoff . . .	80,00
$\frac{1}{2}$ Sauerstoff . . .	20,00
	100,00

Diess Verhältniss weicht aber viel zu weit von dem durch die Versuche gefundenen ab, als dass man den Unterschied beider den

Fehlern des Versuchs zuschreiben dürfen, um so weniger, als die nach den verschiedensten Methoden angestellten Luftanalysen stets zu demselben Resultate geführt haben.

2. Bei der Verbindung zweier Gase mit einander wird immer Wärme frei; man hat aber bei der Vermischung von Sauerstoff mit Stickstoff keine Veränderung der Temperatur bemerkt, und wenn die beiden Gase in demselben Verhältniss mit einander vermischt werden, in welchem sie sich in der Atmosphäre befinden, so erhält man ein Gemisch, welches mit dem Gase unserer Atmosphäre identisch ist.

3. Das Verhalten der atmosphärischen Luft gegen Wasser liefert endlich den überzeugendsten Beweis, dass sie keine chemische Verbindung von Stickstoff und Sauerstoff ist. Wasser nimmt von der Luft eine gewisse Menge auf; das aufgelöste Gas müsste nun dieselbe Zusammensetzung wie die Luft selbst haben, wenn dieselbe eine chemische Verbindung wäre, allein es enthält in 100 Raumtheilen 68 Stickstoff und 32 Sauerstoff, denn das Wasser löst beinahe noch einmal so viel Sauerstoff als Stickstoff auf.

Wir haben uns bei der Bereitung des Stickstoffs überzeugt, dass die Luft in der That wesentlich aus Stickstoff und Sauerstoff besteht, würden uns aber sehr irren, wenn wir daraus schliessen wollten, es seyen weiter keine andern Materien darin. Die Luft enthält nämlich, ausser Stickstoff und Sauerstoff, noch

1. Wassergas (Wasserdampf). Wie dasselbe in die Luft gelangt, haben wir bereits erfahren, als vom Wasser die Rede war. Man kann sich von seiner Gegenwart in der Luft leicht überzeugen, wenn man einen Körper an die Luft legt, der eine grosse Begierde besitzt, Wasser anzuziehen. Potasche z. B. wird nach mehrtägigem Liegen an der Luft zu einer schmierigen Masse zerfließen seyn, welche weit mehr wiegt als die angewandte Potasche; und dieser Gewichtsüberschuss ist nichts als aus der Luft aufgenommenes Wasser. — Die Menge des in der Luft vorhandenen Wassergases ist nicht immer dieselbe, ja es treten in dieser Beziehung mitunter bedeutende Schwankungen ein, welche von der Temperatur, von den Winden und anderen Umständen abhängen. Will man aber demungeachtet eine Durchschnittszahl haben, so kann man annehmen, dass 100 Volum Luft 1 Volum Wassergas oder 100 Gewichtstheile Luft $\frac{8}{10}$ Gewichtstheile Wasser enthalten.

2. Kohlensäure. Diese gasförmige Säure entsteht beim Ver-

brennen aller kohlenstoffhaltigen Körper, bei dem Athmungsproceß der Menschen und Thiere, bei der geistigen Gährung; sie strömt an manchen Orten aus der Erde, u. s. w. Ihre Gegenwart in der Luft giebt sich unter andern dadurch kund, dass Kalkwasser beim Stehen an der Luft nicht klar bleibt, sondern sich bald mit einer Haut von kohlensaurem Kalk überzieht, welche, wenn sie einige Dicks erreicht hat, in dem Wasser untersinkt und sich so oft erneuert, als noch Kalk aufgelöst ist. Das so vom Kalk befreite Wasser verhält sich wie reines destillirtes Wasser, und der darin befindliche Absatz braust beim Uebergiessen mit einer Säure. — Durchschnittlich enthält die Luft in 100 Raumtheilen $\frac{4}{100}$ bis $\frac{7}{100}$ Raumtheile Kohlenstoffsäuregas oder in 100 Gewichtstheilen etwa $\frac{1}{100}$ Gewichtstheile.

3. Ammoniak. Dieses Gas bildet sich beim Faulen stickstoffhaltiger Thier- und Pflanzenstoffe. Seine Gegenwart in der Luft lässt sich dadurch darthun, dass man eine grosse Quantität derselben durch eine kleine Portion Chlorwasserstoffsäure leitet; es bildet sich dabei ein Salz, der Salmiak, das man durch Verdunsten der so behandelten Säure in fester Form bekommt. — Der Gehalt an Ammoniak in der Luft ist jedoch äusserst schwach; ein angestellter Versuch ergab in 100 Gewichtstheilen $\frac{1}{10000}$ Gewichtstheile.

4. Noch andere Gase. Wir müssen aus der Thatsache, dass sich bei mancherlei Processen Schwefelwasserstoffgas, Kohlenoxydgas, Kohlenwasserstoffgas etc. erzeugen, schliessen, dass die atmosphärische Luft dergleichen Gase ebenfalls enthält. Doch ist die Menge derselben so unendlich gering, dass sie durch Versuche darin bis jetzt noch nicht erkannt werden konnten.

5. Kleine Theilchen von festen Körpern (Staub) Diese kann man leicht ohne Hülfe der Chemie entdecken, denn erstens sieht man sie, wenn ein Luftstreifen stark von der Sonne beleuchtet ist, während ringsum geringere Helle herrscht, und ferner bemerkt man sie nur zu bald auf Meubeln etc., selbst an Orten, die gegen Luftzug ziemlich geschützt sind. Ihre Beschaffenheit lässt sich natürlich nicht im Allgemeinen feststellen, sie ist ebenso verschieden, als die Körper, welche die Erdoberfläche bedecken; der Hauptsache nach aber besteht der Staub aus den kleinsten Theilchen verwitterter Felsarten, wie sie der Wind auf Aekern und Wegen antrifft und mitreist.

Berücksichtigt man bloss diejenigen Bestandtheile der Luft,

welche sich ihrem Verhalten und ihrer Quantität nach darin leicht und sicher nachweisen lassen, also den Stickstoff, den Sauerstoff, das Wasser und die Kohlensäure, so kann man dieselben auf die Weise bestimmen, dass man ein bestimmtes Quantum Luft 1) durch eine gewogene Röhre, welche mit Schwefelsäure befeuchteten Asbest, 2) durch eine gewogene Röhre, welche gelöschten Kalk, und 3) durch eine gewogene Röhre, welche Phosphor enthält, langsam strömen lässt, und nach dem Versuche die einzelnen Apparate wieder wägt. Man findet dann, dass durchschnittlich durch 100 Gewichtstheile Luft die erste Röhre um 0,8, die zweite um 0,08, die dritte um 22,8 Gewichtstheile schwerer geworden ist. Da nun die erste Röhre aus der Luft nur den Wasserdampf, die zweite nur die Kohlensäure und die dritte nur den Sauerstoff aufnimmt, und da das aus der dritten Röhre entweichende Gas reiner Stickstoff ist, so besteht die Luft aus:

76,32	Gewichtstheilen	Stickstoff
22,80	„	Sauerstoff
0,80	„	Wasser
0,08	„	Kohlensäure.
100,00		

Wir haben übrigens schon oben bemerkt, dass der Gehalt an Wasser und Kohlensäure nicht unter allen Verhältnissen derselbe ist. Wenn nun aber, wie wir oben sagten, beim Atmen der Menschen und Thiere, beim Verbrennen des Holzes etc. der Luft fortwährend Sauerstoff entzogen und Kohlensäure dafür gegeben wird, wie kommt es, dass die Menge des Sauerstoffs nicht allmählig geringer und die der Kohlensäure grösser wird? Wir werden diese Thatsache begreifen, nachdem wir uns mit den Ursachen von den Veränderungen, welche die atmosphärische Luft durch die Mineralsubstanzen des Erdkörpers, durch die auf der Erde lebenden Thiere und Pflanzen erleidet, bekannt gemacht haben. Die Mehrzahl der Mineralien besitzt keine Wirkung auf die Bestandtheile der Luft; sie enthalten beträchtliche Mengen Sauerstoff und können daher nicht mehr davon aufnehmen. Einige Mineralien, indessen, zu welchen besonders die Metallsulphide gehören, machen hiervon eine Ausnahme; dieselben nehmen nämlich an feuchter Luft Sauerstoff auf, und verwandeln sich in schwefelsaure Salze. In vielen Gegenden der Erde entweichen aus dem Boden Gasströme, welche sich mit der Luft vermischen; die Vulkane entbinden fortwährend

reichliche Mengen von Gas, welche wenig Sauerstoff, aber viel Kohlensäure enthalten; ausserdem findet man in ihnen in geringer Menge Chlorwasserstoffsäure, Schwefelwasserstoff und schwefelige Säure, die durch den Regen bald wieder auf die Erde niedergeschlagen werden. Die Wirkung des Erdkörpers strebt demnach, die Menge des Sauerstoffs der Atmosphäre zu vermindern und die der Kohlensäure zu vergrössern.

Der Athmungsprocess der Thiere besteht, hinsichtlich seiner Wirkung auf die Luft, in einer Aufnahme von Sauerstoff und einer Abscheidung von Kohlensäure. Der grösste Theil des aufgenommenen Sauerstoffs wird in der Form von Kohlensäure wieder ausgeathmet; ein anderer Theil des Sauerstoffs verbindet sich mit gewissen Theilen des thierischen Körpers und verwandelt sie in sauerstoffreichere Verbindungen, oder bildet durch Aufnahme von Wasserstoff aus diesen Stoffen Wasser. Die neu entstandenen Produkte werden im Harn, im Schweiß und den Fläusen ausgeschieden. Der in der Luft enthaltene Stickstoff spielt bei dem Athmungsprocess keine Rolle, und die Menge desselben verändert sich hierbei nicht; er ist gleichsam nur das Verdünnungsmittel für den Sauerstoff, der im reinen Zustande viel zu heftig, ja tödtlich auf den Organismus wirken würde.

Der Athmungsprocess der Thiere kann daher hinsichtlich seiner Wirkung auf die Luft einer Verbrennung gleichgestellt werden, in welcher Sauerstoff verschwindet und Kohlensäure und Wasser entstehen. Diese bei niedriger Temperatur stattfindende Verbrennung erzeugt in dem Körper der Thiere die zur Erhaltung eines constanten, die Temperatur der Umgebung übersteigenden Wärmegrades nöthige Menge von Wärme. (Bei den sogenannten hitzblütigen Thieren geht indessen die Verbrennung so äusserst langsam von sich, d. h. es werden in einer gewissen Zeit so geringe Mengen organische Materie verbrannt, dass die Temperatur dieser Thiere sich nicht über die des sie umgebenden Mediums erhebt.) Die durch diese Verbrennung verzehrten Thiersubstanzen werden durch die genessenen Nahrungsmittel dem thierischen Organismus wieder ersetzt. Die Menge des in einer bestimmten Zeit von demselben Individuum verbrannten Stoffs ist um so grösser, je niedriger die Temperatur der Umgebung ist, weil um so mehr Wärme erforderlich wird, und die Temperatur des Thieres constant zu erhalten; je grösser der Wärmeverlust an die Atmosphäre ist, Es erklärt sich

hieraus, warum in kalten Ländern dasselbe Individuum mehr Nahrung genießen muss, als in warmen. Das Austreten von Wasser durch die Haut und die darauf folgende Verdunstung desselben entzieht dem Körper viel Wärme, und durch die mehr oder weniger reichlich stattfindende Transpiration wird eine Erhöhung der Temperatur des Thieres über den seiner Organisation entsprechenden Punkt verhindert.

Die Wirkung der Thiere und der Einfluss der Mineralien äussern sich daher in derselben Richtung; sie entziehen der Luft Sauerstoff und vermehren den Kohlensäuregehalt derselben.

Die Pflanzen verändern dagegen die Zusammensetzung der Luft gerade in der entgegengesetzten Richtung; sie entziehen nämlich der Luft Kohlensäure und entbinden unter dem Einflusse des Sonnenlichts Kohlensäure, wie sich leicht durch folgenden Versuch zeigen lässt. Man bringt einen blätterreichen Baumzweig unter einer mit Kohlensäure gefüllten und mit Wasser abgesperrten Glocke in das direkte Sonnenlicht; nach einiger Zeit beobachtet man bei der Untersuchung des Gases, dass die Kohlensäure vollständig verschwunden ist, und an ihrer Stelle sich eine etwas kleinere Menge von Sauerstoffgas befindet.

Das Wachsthum der Pflanzen findet hauptsächlich auf Kosten der aus der Atmosphäre aufgenommenen Substanzen statt. Der Kohlenstoff der Pflanzen stammt von der Kohlensäure der Luft her, und der in den Pflanzen enthaltene Stickstoff wird nicht aus dem Stickstoff der Luft, sondern aus dem in geringer Menge vorhandenen Ammoniak aufgenommen; durch die Wurzeln ziehen dagegen die Pflanzen aus dem Boden und dem damit vermischten Dünger, hauptsächlich die zu ihrem Fortkommen nothwendigen Mineralbestandtheile, welche man in allen Theilen der Pflanze findet. Wir sehen hieraus, dass die Pflanzen die zur Ernährung der Thiere nothwendigen Substanzen fortwährend wieder erzeugen, und zwar auf Kosten der Stoffe, welche diese in die Atmosphäre in Gasform und in den flüssigen und festen Excrementen abscheiden.

Diese gleichzeitig stattfindenden, entgegengesetzten Wirkungen sind es, welche die Zusammensetzung der Atmosphäre unverändert erhalten.

Verdorrene Luft. So lange das oben angegebene Verhältniss der Bestandtheile der Atmosphäre sich nicht wesentlich ändert, fühlen wir die Luft nicht. Enthält sie aber beträchtlich weniger

Sauerstoff, oder beträchtlich mehr Kohlenstoff, oder fremde schädliche Gase, so belästigt sie uns, wirkt störend auf die Gesundheit ein, und heisst verdorben.

Es ist wichtig, die hauptsächlichsten Ursachen kennen zu lernen; durch die eine Verderbais der Luft herbei geführt werden kann:

1. Die Luft kann zu wenig Sauerstoff enthalten. Solche Luft bildet sich öfters in Bergwerken, wenn die Luft in mehr oder weniger abgeschlossenen Räumen mit Substanzen in Berührung kommt, welche ihr den Sauerstoff entziehen; wie diess z. B. durch gewisse Metallsulphide, Eisenoxydsalze u. s. w. geschieht. Die Bergleute nennen sie matte Wetter.

2. Die Luft kann zu viel Kohlensäure enthalten. Sie findet sich am häufigsten und ist schon oft die Veranlassung von Erstickungen gewesen; enthält sie 7 Proc., so wirkt sie schon sehr nachtheilig und bei 9 Proc. tödtlich. Sie bildet sich in allen ganz oder theilweise abgeschlossenen Räumen, in denen Luft mit verwesenden organischen Ueberresten in Berührung ist; z. B. in verlassenem Keller, in Gruben, Höhlen, Schächten. Die Bergleute nennen sie saure oder böse Schwaden. Ferner kommt sie fast immer vor über dem Wasserspiegel tiefer Brunnen, in Gährkellern, in abgeschlossenen Räumen, wo viele Menschen wohnen, viele Lichter, Kohlen, Holz etc. verbrennen.

3. Die Luft kann fremde, schädliche Gase enthalten. Sie wirkt in diesem Falle wie ein Gift. Man findet sie in Zimmern, in welchen glimmende Kohlen befindlich sind, indem hienurch der Luft nicht allein Sauerstoff entzogen und Kohlensäure gegeben wird, sondern indem auch das viel giftigere Kohlenoxydgas und bestäubend wirkende brennliche Produkte, deren Natur noch nicht ergründet ist, entstehen. Sie findet sich ferner in Räumen, wo organische, namentlich thierische Ueberreste faulen und verwesen, z. B. in Abtritten, Düngergruben, Obaken etc., bei deren Reinigung Unglücksfälle nur zu häufig sind. Solche Luft enthält nicht nur mehr Kohlensäure als die gewöhnliche Luft; sondern auch Kohlenwasserstoff-, Schwefelwasserstoff- und Phosphorwasserstoffgas, kohlen-säures Ammoniak und Ammoriumsulphid. So verdorbene Luft trifft man ferner in Kohlenbergwerken, wo am häufigsten das Kohlenwasserstoffgas beigemischt ist (feurige Schwaden); in Fabriken, chemischen Laboratorien etc.

Was die Entdeckung verdorbener Luft betrifft, so ist solche,

welche durch eine der unter 1 und 2 betrachteten Ursachen unathembar geworden ist, leicht zu entdecken; denn man hat die Erfahrung gemacht, dass in einer Luft, in welcher ein Licht noch brennt, auch ein Mensch noch zu athmen vermag, und kann daher vermittelst eines brennenden Lichtes die Luft auf ihre Athembarkeit prüfen. Man vergesse jedoch dabei nicht, dass häufig in den untern Schichten die Luft reicher an Kohlensäure ist (daher die bei oberflächlicher Betrachtung auffallende Erscheinung der Hundsgrotte bei Neapel, in welcher Menschen athmen können, Hunde aber ersticken), und prüfe daher auch die Luft am Boden mit Hilfe des Lichtes, bevor man sich bückt. Erlischt dasselbe, so muss man sich schnellig entfernen, und kann den Keller oder dergleichen Raum erst nach erfolgtem Auslüften wieder betreten. Enthält ein Raum, den man nicht auslüften kann oder will, durch Kohlensäure verdorbene Luft, so kann man ihn von derselben auch durch Einbringen von gelöschtem Kalk befreien. Dieser zieht die Kohlensäure begierig an und verwandelt sich dadurch in kohlensauren Kalk.

Eine Luft dagegen, welche durch Beimischung anderer schädlicher Gase verdorben ist, kann man nicht mittelst eines Lichtes auf Athembarkeit prüfen; in einer solchen Luft kann ein Licht ganz hell brennen; während sie dem Menschen gefährlich oder tödtlich ist. Wie oft fand man brennende Lichter in Zimmern, in welchen Personen durch Kohlendunst erstickt waren! Dergleichen Räume lassen sich nur durch Lüften reinigen.

Durch Kohlensäure betäubte oder scheinodt gewordene Personen lassen sich häufig wieder ins Leben rufen, wenn man ihnen ganz schwachen Salmiakgeist unter die Nase hält, oder wenn man ihnen Luft einbläst, welche aus einem Gefässe eingathmet wurde, auf dessen Boden man etwas schwachen Salmiakgeist geschüttet hat.

Chemische Verbindungen des Stickstoffs mit dem Sauerstoff:

Wir kennen deren fünf, zwei davon sind indifferente Körper, die andern drei sind Säuren:

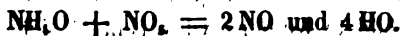
1. Stickstoffoxyd NO
2. Stickstoffoxyd NO₂
3. Salpeterige Säure NO₃
4. Untersalpetersäure NO₂
5. Salpetersäure NO₃

Stickstoffoxydul (Lustgas). $\text{NO} = 275,0$. (In 100 Theilen: 63,77 N und 36,23 O.)

a. Entdeckung. Priestley entdeckte diese Verbindung 1776, Berthollet untersuchte sie 1785, H. Davy, Gay-Lussac und Thenard 1800 genauer.

b. Vorkommen. Findet sich nicht fertig gebildet in der Natur.

c. Darstellung. Das Stickstoffoxydul entsteht, wenn man Zink oder Zinn in sehr verdünnter Salpetersäure auflöst. Am besten erhält man es aber, wenn man salpetersaures Ammoniumoxyd in einer Retorte erhitzt und das entwickelte Gas über warmem Wasser auffängt. Das Salz zerfällt dabei in Stickstoffoxydul und Wasser.



d. Eigenschaften. Farb-, geruch- und geschmackloses, neutral reagirendes Gas von 1,527 spec. Gewichte; verdichtet sich bei 0° unter einem Drucke von 30 Atmosphären zu einer Flüssigkeit, und nimmt bei -100° den festen Zustand an. In Berührung mit der Luft erleidet es keine Veränderung. 1 Vol. Wasser nimmt bei gewöhnlicher Temperatur $\frac{1}{4}$ Vol. von dem Gase auf.

Das Stickstoffoxydul unterhält das Verbrennen vieler Substanzen ebenso lebhaft wie das Sauerstoffgas; ein glimmender Holzspan, eine glühende Kohle, Phosphor, Eisen, Kalium verbrennen darin unter denselben Erscheinungen; schwach bremender Schwefel erlischt zwar in dem Gase, brennt aber eine sehr beträchtliche Menge desselben, so fährt er darin sehr lebhaft zu brennen fort. — Die Ursache, warum in dieser chemischen Verbindung die Verbrennung weit lebhafter vor sich geht als in der atmosphärischen Luft, ist, dass das Gas durch die Einwirkung der Hitze des brennenden Körpers zersetzt wird, und in 1 Vol. desselben $\frac{1}{4}$ Vol. Sauerstoff enthalten ist, während 1 Vol. Luft nur $\frac{1}{5}$ Vol. Sauerstoff enthält.

Thiere können im Stickstoffoxydul mehrere Stunden lang leben, wovon hervorgeht, dass der bei der Athmung stattfindende Verbrennungsprocess lebhaft genug ist, um eine Zersetzung des Gases bewirken zu können. Ein längeres Verweilen darin bewirkt aber so bedeutende Störungen im Organismus, dass der Tod erfolgt. Auf Menschen wirkt das eingeathmete Gas wie ein leichter Rausch, daher der Name Lustgas.

e. Anwendung. Keine.

Stickstoffoxyd (Salpeter gas). $\text{NO}_2 = 375,0$ (In 100 Theilen: 46,66 N und 53,34 O.)

a. Entdeckung. Das Stickstoffoxyd wurde zuerst von dem englischen Chemiker Hales um die Mitte des 18. Jahrhunderts beobachtet, von Priestley 1772 beschrieben, von H. Davy und Gay-Lussac später genauer untersucht.

b. Vorkommen. Kommt nicht in der Natur fertig gebildet vor.

c. Darstellung. Es bildet sich beim Zusammentreffen von Salpetersäure mit vielen brennbaren Körpern; am leichtesten bereitet man es durch Auflösen von Kupferspänen in verdünnter Salpetersäure, und Auffangen des Gases über Wasser. Ein Antheil Salpetersäure verliert dabei 3 Aeq. Sauerstoff, die an das Kupfer treten und das gebildete Kupferoxyd verbindet sich mit der übrigen Salpetersäure zu einem Salze.

3Cu und $4\text{NO}_2 = 3(\text{CuO} + \text{NO}_2)$ und NO_2 .

Auch erhält man sehr reines Stickstoffoxyd, wenn man eine Auflösung von Eisenchlorür mit Chlorwasserstoffsäure und Salpeter erwärmt.

6FeCl_2 , $\text{KO} + \text{NO}_2$ und $4\text{HCl} = 3\text{Fe}_2\text{Cl}_6$, KCl , 4HO und NO_2 .

d. Eigenschaften. Ein farbloses Gas von 1,039 spec. Gewicht, unter grossem Druck und starker Kälte flüssig und selbst fest werdend, reagirt neutral, bildet aber in Berührung mit Sauerstoff oder atmosphärischer Luft augenblicklich braunrothe, stark sauer reagirende Dämpfe von Untersalpetersäure $= \text{NO}$, welche unangenehm erstickend riechen. Es ist nicht brennbar, unathembar, unterhält auch das Verbrennen sehr schlecht, doch brennen brennender Phosphor, glühende Kohle und erhitztes Kalium darin sehr lebhaft, brennender Schwefel verlischt aber darin. Wasser absorbirt $\frac{1}{10}$ seines Volums von dem Gase. Eisenvitriollösung absorbirt dasselbe sehr reichlich und nimmt dabei eine schwarzbraune Farbe an, Auch in conc. Salpetersäure löst es sich in bedeutender Menge auf.

e. Anwendung. Keine.

Salpeterige Säure. $\text{NO}_3 = 475,0$. (In 100 Theilen: 36,84 N und 63,16 O.)

a. Entdeckung. Die franz. Chemiker Dulong und Gay-Lussac entdeckten diese Säure im Jahre 1816.

b. Vorkommen. Findet sich in der Natur nicht fertig gebildet.

c. Darstellung. Sie bildet sich beim Zusammentritt von starken Basen mit Stickstoffoxyd unter Abscheidung von Stickstoffoxydul; beim Glühen von salpetersauren Salzen; bei der Einwirkung von Salpetersäure auf organische Stoffe, wobei sie aber stets mit viel Untersalpetersäure verunreinigt ist; beim Zusammentritt von 4 Volum Stickoxyd und 1 Vol. Sauerstoff. Ihre Darstellung im reinen Zustande ist sehr schwierig, weil man dazu einer sehr bedeutenden Kälte bedarf. Leitet man eine Mischung von 4 Vol. Stickstoffoxyd und 1 Vol. Sauerstoff durch eine U förmige, in eine Mischung von Eis und krystallisiertem Calciumchlorid getauchte Röhre, so verdichtet sich die salpeterige Säure als eine indigoblaue Flüssigkeit. Auch erhält man sie als Destillat, wenn man bei sehr niedriger Temperatur in einer Retorte wasserfreie Untersalpetersäure mit ihrem halben Gewichte Wasser zusammenbringt; dabei bleibt wässrige Salpetersäure im Rückstand.



Häufig sieht man sie beim allmählichen Verdünnen starker Salpetersäure mit Wasser vorübergehend auftreten.

d. Eigenschaften. Eine indigoblaue, äusserst flüchtige Flüssigkeit; siedet schon tief unter 0° (bei -10°) und bildet gelbrothe Dämpfe, zerfällt aber dabei schon zum Theil in Stickstoffoxyd und Untersalpetersäure.



Mit sehr kaltem Wasser mischt sie sich ohne Zersetzung; sobald aber die Temperatur sich ein wenig erhöht, zerfällt sie in Stickstoffoxyd und Salpetersäure.



a. Anwendung. Keine.

Untersalpetersäure. $\text{HO}_2 = 575,0$,

(In 100 Theilen: 30,43 N und 69,57 O).

a. Entdeckung. Sie wurde schon 1774 von Scheele als eine von der Salpetersäure verschiedene Säure erkannt, aber erst 1816 von Dulong und Gay-Lussac von der salpeterigen Säure unterschieden.

b. Vorkommen. Findet sich nicht in der Natur fertig gebildet/

c. Darstellung. Die Untersalpetersäure entsteht beim Zusammentreffen von Stickstoffoxyd mit Sauerstoff, atmosphärischer Luft, salpeteriger Säure oder Salpetersäure, bei der Zersetzung der Sal-

poterature am Lichte. Man erhält sie rein, wenn man 2 Vol. Stickstoffoxyd mit 1 Vol. Sauerstoff mischt, ferner durch vorsichtiges Erhitzen der rauchenden Salpetersäure bei sehr kalt gehaltener Vorlage; endlich am besten durch Destillation des trocknen salpetersauren Bleioxyds, wobei die Salpetersäure in Untersalpetersäure und Sauerstoff zerfällt und Bleioxyd zurückbleibt.

$PbO + NO_2 = PbO, NO, \text{ und } O.$

Die überdestillirende Untersalpetersäure wird in einer U förmigen Röhre verdichtet.

d. Eigenschaften. Sie ist eine bei -20° farblose, bei 0° wachsgelbe, bei $+15^\circ$ orangerothe Flüssigkeit von sehr ätzendem Geruch und Geschmack, 1,45 spec. Gewicht, siedet bei $+28^\circ$ und bildet braungelbe Dämpfe, erstarrt bei -40° zu einer weissen Masse, färbt alle organischen Stoffe gelb und zerstört sie. Setzt man ihr etwas Wasser zu, so zerfällt sie in Salpetersäure und salpeterige Säure und bildet eine braune oder gelbe Flüssigkeit; bei grösserm Zusatz von Wasser zerfällt sie (oder vielmehr die schon entstandene salpeterige Säure) in Salpetersäure und Stickstoffoxyd, wird dadurch grün, blau, endlich farblos. Mit Salpetersäure stellt sie die gelbe rauchende Salpetersäure dar. Sie ist ein äusserst kräftiges Oxydationsmittel.

e. Anwendung. Für sich keine; aber sie ist ein Bestandtheil der rauchenden Salpetersäure, von der wir bald reden werden.

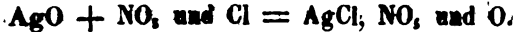
Salpetersäure (Salpetergeist, Scheidewasser). $NO_2 = 675,0$
(In 100 Theilen: 25,93 N und 74,07 O).

a) Entdeckung. Schon im 8. Jahrhundert kannte Geber, ein arabischer Arzt, die Salpetersäure im verdünnten Zustande; aber erst Lavoisier lehrte 1776 ihre Zusammensetzung.

b. Vorkommen. Sie kommt in der Natur ziemlich häufig, aber immer an Basen, besonders Alkalien gebunden vor.

c. Darstellung. Sie bildet sich beim anhaltenden Elektrisiren eines Gemisches von Stickstoff und Sauerstoff, besonders bei Anwesenheit von Basen, entsteht daher auch bei Gewittern; ferner beim Verpuffen von stickstoffhaltigem Wasserstoff und Sauerstoff, bei Berührung von NO_2 , NO , oder NO_2 mit Sauerstoff, Wasser oder Salzbasen, beim Faulen und Verwesens stickstoffhaltiger organischer Körper unter Concurrenz von Luft, Wasser und Basen.

Wasserfreie Salpetersäure erhält man durch Behandlung von salpetersaurem Silberoxyd mit trockenem Chlorgas bei einer Temperatur von $+ 50-60^{\circ}$.



Die allein Anwendung findende wasserhaltige Salpetersäure wird durch Erhitzen des salpetersauren Kalis (oder Natrons) mit Schwefelsäure in einem Destillirapparate von Glas oder in Fabriken auch von Gusseisen bereitet. Die Einwirkung der Schwefelsäure auf den Salpeter besteht zunächst darin, dass sich zweifach-schwefelsaures Kali bildet und Salpetersäure nebst Wasser übergeht. Nimmt man concentrirte Schwefelsäure und trocknen Salpeter, so lässt sich der Process folgendermassen überschauen:



Auf 1265 Theile Salpeter sind mithin 1225 Theile concentrirte Schwefelsäure, oder auf 12 Pfund ebenfalls 12 Pfund nöthig, und man erhält gegen $\frac{7}{8}$ Theile Destillat. Erhitzt man aber die zurückgebliebene Salzmasse zum Glühen, so entweicht die Hälfte der darin befindlichen Schwefelsäure nebst dem Wasser, und das Salz ist nun einfach-schwefelsaures Kali $= \text{KO} + \text{SO}_2$. Man würde also zur völligen Zersetzung von 1 Aeq. Salpeter nur 1 Aeq. Schwefelsäure nöthig haben, wenn die Erhitzung bis zum Glühen fortgesetzt würde; allein dieses Verfahren ist unzuweckmässig, erstens weil man dann nie in Glas arbeiten kann, und zweitens weil in der hohen Temperatur ein grosser Antheil der freigewordenen Salpetersäure sich in NO_2 und O zersetzt. Auf 1 Aeq. Salpeter bedarf man auch dann nur 1 Aeq. Schwefelsäure, wenn man die letztere mit so viel Wasser verdünnt, dass der Salpeter davon vollständig aufgelöst wird, und diese Auflösung destillirt; aber hier tritt der Uebelstand ein, dass man eine mit viel Wasser verdünnte Salpetersäure bekommt. Es ist daher immer am besten, in den oben angezeigten Verhältnissen zu arbeiten, und nur bei der Anwendung des salpetersauren Natrons verdünnt man die Schwefelsäure vorher mit ihrem vierten Theile Wasser, um das starke Schäumen der Masse zu verhüten.

d. Eigenschaften. Die wasserfreie Salpetersäure bildet bei gewöhnlicher Temperatur eine weisse krySTALLINISCHE Masse, schmilzt bei $+ 29,5^{\circ}$ und siedet bei 46° . Bei einer ihren Siedepunkt nur wenig übersteigenden Temperatur zerfällt sie unter Explosion in Untersalpetersäure und Sauerstoff, und mitunter tritt diese Zersetzung auch schon bei gewöhnlicher Temperatur ein.

Die concentrirteste Salpetersäure oder das erste Hydrat $\approx \text{NO}_3 + \text{HO}$ (mit 14 Proc. Wasser) ist eine im reinen Zustande eigentlich farblose, aber wegen ihrer leichten partiellen Zersetzbarkeit in NO_2 und O , durch beigemischte Untersalpetersäure dunkelgelbe, an der Luft gelbe, erstickend scharfe Dämpfe ausstossende Flüssigkeit von 1,52 spec. Gewicht, wird bei -50° fest, siedet bei 86°C , verliert durch Aufkochen die anhängende Untersalpetersäure und wird farblos, färbt sich aber bald am Lichte wieder unter Zersetzung gelb. Leitet man ihre Dämpfe durch eine glühende Porcellanröhre, so zerfällt sie vollständig in Stickstoff und Sauerstoff.

Die concentrirte Salpetersäure oder das zweite Hydrat $\approx \text{NO}_3 + 4 \text{HO}$ (mit 40 Proc. Wasser) ist gewöhnlich auch etwas gelb, kann aber ebenfalls durch Aufkochen farblos erhalten werden, stösst an der Luft scharfe weisse Dämpfe aus, hat ein spec. Gewicht von 1,42 und siedet bei 123 . — Beide Säuren ziehen mit Begierde Feuchtigkeit aus der Luft an, schmecken äusserst ätzend und sauer, zerstören organische, besonders stickstoffhaltige Körper leicht und färben sie gelb, erhitzen sich beim raschen Vermischen mit Wasser, noch mehr mit Weingeist, greifen oxydirbare Körper mit Heftigkeit an, lösen die meisten Metalle auf oder oxydiren sie doch (mit Ausnahme einiger edlen Metalle, wie Gold, Platin, Iridium, Rhodium, Ruthenium, ferner einiger elektronegativen Erzmethalle, wie Cerium, Chrom, Titan, Tantal, Wolfram); bei einigen Metallen z. B. Eisen, Zinn zeigt sich jedoch die eigenthümliche Erscheinung, dass sie wohl von etwas verdünnter Salpetersäure mit Heftigkeit angegriffen werden, dagegen in der concentrirtesten Säure keine Veränderung erleiden.

Wird die concentrirte Säure mit ihrem gleichen Gewichte Wasser verdünnt, so erhält man das sogenannte Scheidewasser von 1,24 spec. Gewicht, dessen Name von seiner Anwendung zum Scheiden des Silbers vom Golde herrührt.

Die im Handel vorkommende Säure ist häufig durch Schwefelsäure und fast immer durch Chlor verunreinigt. Destillirt man sie über etwas Salpeter, so bleibt die Schwefelsäure zurück; und unterwirft man sie derselben Operation mit salpetersaurem Silber, so bleibt das Chlor zurück. Das Chlor lässt sich noch leichter entfernen, wenn man die Säure einigemal aufkocht.

e. Anwendung. Die Salpetersäure wird sehr häufig gebraucht, namentlich zum Oxydiren und Auflösen der Metalle, zur Fabrication der Schwefelsäure, der Oxalsäure, der Schießbaumwolle, zum Aetzen

in Kupfer, Stahl, Stein, zur Vorbereitung der Beide für das Färben, bei wollenen Zeugen um gelbe Muster auf blauen Grunde hervorzubringen, zum Gelbmachen von Holz, Schreibfedern; welche dadurch auch gehärtet werden.

f. Verbindungen. Hieher gehören namentlich die mit Basen, die salpetersauren Salze, welche wir später bei den Metallen kennen lernen werden.

Verbindungen des Stickstoffs mit Wasserstoff.

Man nimmt deren 3 an:

Imid = NH

Amid = NH₂

Ammoniak = NH₃

Die ersten beiden kennt man nicht anders als in Verbindungen, dagegen tritt auch im freien Zustande auf das

Ammoniak (flüchtiges Alkali) NH₃ = 212,5.

(In 100 Theilen: 82,39 N und 17,61 H).

a. Entdeckung. Black, ein englischer Chemiker, stellte dasselbe zuerst am die Mitte des 18. Jahrhunderts, aber nur im wässrigen Zustande dar; Priestley erhielt es später als Gas und ermittelte seine Bestandtheile. — Seinem Namen hat es von der sandreichen Provinz Ammonien in Afrika, wo der Salmiak (*sal ammoniacus*) vorkommen soll.

b. Vorkommen. Es findet sich in der Natur, aber nie frei, sondern stets in Säuren gebunden; mit Schwefelsäure als Mineral, mit Kohlensäure in der Atmosphäre, mit Salpetersäure im Gewitterregen; mit Salzsäure als Salmiak bei Vulkanen.

c. Darstellung. Stickstoff und Wasserstoff allein vereinigen sich im gasförmigen Zustande niemals miteinander; bringt man aber noch Sauerstoffgas hinzu, und entzündet das Gemisch, so bildet sich nebst Wasser auch eine Spur Ammoniak. Ferner tritt es auf bei der Berührung von Stickstoff mit feuchten Eisenfeilspänen, von feuchtem Stickstoffoxydgas mit glühendem Eisen. Sehr leicht erfolgt die Bildung des Ammoniaks, wenn Stickstoff und Wasserstoff im Momente ihres Freiwerdens aus andern Verbindungen (im Entstehungszustande: *status nascens*) miteinander in Berührung kommen, z. B. beim Auflösen von Zinn, Eisen, Zink in verdünnter Salpetersäure. Endlich tritt es in reichlicher Menge auf bei der trocknen Destillation oder

Fäulnis stickstoffhaltiger Körper, bei der Zersetzung von Cyanverbindungen u. s. w.

Rein erhält man das Ammoniak durch Erhitzen eines Gemenges von Salmiak und Kalk, wobei Calciumchlorid, Wasser und Ammoniak auftreten:



Um den Kalk bequem in ein feines Pulver bringen zu können, kocht man ihn zuvor mit dem dritten Theile seines Gewichtes Wasser, und, um die Berührungspunkte zwischen dem Salmiak und dem Kalk zu vermehren, nimmt man auf 1 Aeq. Salmiak = 668 Theile nicht 1 Aeq. Kalk = 350 Theile, sondern 668 Theile, setzt auch dem Gemenge noch etwas Wasser hinzu, wodurch die vollständige gegenseitige Zersetzung sehr befördert wird. Die Operation selbst geschieht im Kleinen in Glas, im Grossen in Guseisen oder Kupfer. Als Leitungsröhren bedient man sich des Zinnes, Bleies oder Glases. Will man das Ammoniak als Gas auffangen, so muss es in mit Quecksilber gefüllte Flaschen geleitet werden.

d. Eigenschaften. Das Ammoniak ist ein farbloses Gas von erstickendem Geruche und ätzend-laugenhaftem Geschmache, hat ein spec. Gewicht von 0,597; 1 Liter wiegt 0,768 Gramma oder 12 1/4 Gran. Es verdichtet sich bei gewöhnlichem Luftdrucke in einer Kälte von -40° , oder unter einem Drucke von $6\frac{1}{2}$ Atmosphären bei -10° zu einer Flüssigkeit, welche ein spec. Gewicht von 0,76 hat. Das Ammoniak ist nicht brennbar an der Luft, verbrennt aber im Sauerstoffgas mit gelber Flamme, reagirt stark alkalisch, neutralisirt die stärksten Säuren vollständig und wird daher zu den reinen Alkalien gezählt. In Wasser löst es sich mit der grössten Leichtigkeit; in der Kälte nimmt das Wasser sein 600faches Volum auf, enthält dann 32,5 Proc. Ammoniak und hat ein spec. Gewicht von 0,87, man hält diese Auflösung, welche auch Ammoniakliquor oder Salmiakgeist heisst, aber gewöhnlich nur von der Stärke vorräthig, dass sie 10 Proc. Ammoniak hat, wobei ihr spec. Gewicht 0,96 beträgt.

e. Anwendung. In der Chemie, Pharmacie, Medicin, Färberei zum Schönen, Fabrikation des Schnupftabaks, zum Auflösen des rothen Carmins, zum Fleckenausmachen etc.

f. Verbindungen. Wir werden dieselben bei den Metallen näher kennen lernen.

Zweiter Abschnitt.

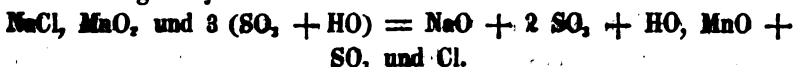
Die Salzbilder.

1. Chlor (dephlogistisirte Salzsäure). Cl = 443,7.

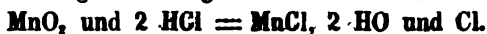
a. Entdeckung. Das Chlor wurde von Scheele im Jahre 1774 entdeckt. Er nannte es dephlogistisirte Salzsäure, dem damals herrschenden Systeme gemäss; den Namen Chlor erhielt es später von Davy wegen seiner gelblich-grünen Farbe (*χλωρος*: gelbgrün).

b. Vorkommen. Es findet sich nirgends im freien Zustande; meistens ist es an Natrium gebunden, seltener an andere Metalle oder an Wasserstoff.

c. Darstellung. Man erhält es durch Erhitzen von 1 Theil Kochsalz, 1 Theil Braunstein, $2\frac{1}{2}$ Theilen Schwefelsäure und $2\frac{1}{2}$ Theilen Wasser, wobei saures schwefelsaures Natron und schwefelsaures Manganoxydul im Rückstande bleiben.



Ferner durch Erhitzen von 1 Theil Braunstein und 3 Theile Salzsäure, unter Bildung von Manganchlortür und Wasser.



Das entwickelte Gas wird in mit heissem Wasser angefüllten Flaschen aufgefangen, weil es sich in kaltem Wasser in ziemlicher Menge auflöst.

d. Eigenschaften. Das Chlor ist ein gelbgrünes Gas von eigenthümlichem, unangenehmem, erstickendem Geruch und zusammenziehendem kratzendem Geschmacke, 2,44 spec. Gewicht und 1 Liter desselben wiegt 3,17 Gramman oder $50\frac{1}{2}\%$ Gran. Durch starken Druck verdichtet es sich zu einer grüngelben Flüssigkeit von 1,33 spec. Gewicht, in festem Zustande hat man es aber bis jetzt nicht erhalten können. Es ist nicht brennbar, brennende Körper erlöschen meistens in ihm, ein Wachslicht brennt darin mit rother stark russender Flamme; brennendes Wasserstoffgas verbreitet darin dicke, weisse Nebel von Salzsäure. Mehrere Metalle verbrennen im Chlorgas. Es taugt nicht zum Athmen und wirkt sehr nachtheilig auf den Organismus; das beste Gegenmittel ist Schwefelwasserstoff. Es bleicht und zerstört die Pflanzenfarben, auch riechende organische Materien,

Miasmen. — Wasser nimmt vom Chlor bei gewöhnlicher Temperatur sein doppeltes Volum an und eine gelbliche Farbe an, und besitzt dann die wesentlichen Eigenschaften des Gases. In einer Temperatur von 0° verbindet sich das Wasser mit dem Chlor zu einem krystallinischen Hydrate = $\text{Cl} + 10\text{H}_2\text{O}$.

e. Anwendung. Das Chlor dient als wässrige Lösung in der Medicin; zum Räuchern in Krankenhäusern. In den Gewerben wird es viel angewendet zum Bleichen von Leinwand, Matten, Lampen zur Papierbereitung etc., jedoch nicht für Seide, Woll, Schwämme, weil dieselben stark davon angegriffen werden; aber es ist auch ein vortreffliches Mittel, durch Zersetzung organischer Materien erzeugte stinkende Gase oder Flüssigkeiten, wie z. B. in Darmseifenfabriken, Weissgerbereien, Leinsädlereien, Stärkefabriken etc. zu zerstören. Die Wirkung des Chlors besteht in allen diesen Fällen im Allgemeinen darin, dass es dem gleichmäßig vorhandenen Wasser den Wasserstoff entzieht und Salzsäure bildet, während der freigewordene Sauerstoff des Wassers die organischen Körper in ihrer Grundmischung verändert; zuweilen entzieht auch das Chlor dem organischen Körper Wasserstoff, ein anderer Theil Chlor tritt an die Stelle des ausgeschiedenen Wasserstoffes und bildet einen neuen chlorhaltigen organischen Körper; meistens aber zerlegt sich der organische Körper gänzlich, und sein Kohlenstoff verwandelt sich auf Kosten des Sauerstoffs in Kohlensäure.

f. Verbindungen. Das Chlor verbindet sich mit dem Sauerstoff, Wasserstoff und Stickstoff.

Chlor und Sauerstoff.

Man kennt fünf Oxydationsstufen des Chlors, welche sich sämtlich wie Säuren verhalten:

1. Unterchlorige Säure. = ClO
2. Chlorige Säure = ClO_2
3. Unterchlorsäure = ClO_3
4. Chlorsäure = ClO_4
5. Ueberchlorsäure = ClO_5

Unterchlorige Säure: $\text{ClO} = 543,7$. (In 100 Theilen: 81,61 Cl und 18,39 O)

a. Entdeckung. Davy erhielt im J. 1811 durch gelindes Erwärmen von 1 Theil chlorsaurem Kali und 2 Theilen verdünnter Salzsäure, und Aufangen des entwickelten Gases über Quecksilber,

ein dunkelgelbgrünes Gas, welchem er wegen seiner schönen Farbe den Namen *Euchlorine* gab, und das er nach der Formel ClO zusammengesetzt fand. Spätere Versuche von Soubeiran zeigten aber, dass dieses Gas ein variables Gemisch von Unterchlorsäure und Chlor ist. — Eine constante Verbindung $= \text{ClO}$ stellte zuerst Balard 1834 dar.

b. Vorkommen. Die unterchlorige Säure ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Sie entsteht, wenn man Chlor in verdünnte Auflösungen von reinen oder kohlen-sauren fixen Alkalien, Kalkmilch, Magnesiamilch bei gewöhnlicher Temperatur leitet, wobei gleiche Aeq. Metallchlorid und unterchlorigsäures Metalloxyd auftreten, z. B.:



Eine wässrige Lösung der Säure erhält man durch Schütteln von in Wasser suspendirtem Quecksilberoxyd mit Chlorgas, wobei das gebildete Quecksilberchlorid mit dem übrigen Quecksilberoxyd eine unlösliche Verbindung eingeht. Oder man leitet in eine Auflösung von schwefelsaurem Natron Chlorgas bis zur Sättigung, und erwärmt dann diese Flüssigkeit, wobei sich die unterchlorige Säure verflüchtigt, während im Rückstande neben saurem schwefelsaurem Natron auch Natriumchlorid bleibt. Wasserfrei bekommt man die Säure, wenn man trocknes Chlor durch eine mit Quecksilberoxyd gefüllte Glasröhre leitet, und das aus dieser hervortretende Gas in eine U förmige Röhre, welche stark abgekühlt ist, gehen lässt.

d. Eigenschaften. Ein dunkelgelbes Gas von starkem durchdringendem Chlorgeruch, 2,977 spec. Gewicht, verdichtet sich bei -20° zu einer hellblutrothen Flüssigkeit, welche bei $+19^\circ$ siedet, dabei einen rothgelben Dampf gibt, in Wasser untersinkt und sich nach und nach darin auflöst, schon durch sehr gelinde Erwärmung oder Erschütterung explodirt. Auch das Gas zersetzt sich bei gelindem Erwärmen in seine Bestandtheile, Papier und manche andere organische Stoffe entzünden sich darin, es explodirt mit Schwefel, Selen, Phosphor, Kohle, Metallen etc. Vom Wasser wird das Gas sehr leicht aufgenommen; bei 0° nimmt es sein 200 faches Volum oder etwa $\frac{3}{4}$ seines eigenen Gewichts auf und stellt so eine Lösung von 1 Aeq. Säure und 6 Aeq. Wasser dar; die Auflösung besitzt eine goldgelbe Farbe, riecht stark chlorartig, schmeckt schrumpfend, nicht sauer; färbt die Haut braun, zerlegt sich beim Erwärmen sowie beim Aufbewahren in Chlor und Chlorsäure, bleicht und zerstört organische Materien unter Entwicklung von Chlor und Kohlensäure,

gibt an, brennbare Körper und Metalle sehr leicht ihren Sauerstoff ab (ist daher ein äusserst kräftiges Oxydationsmittel), wobei entweder das Chlor frei wird, oder neue Verbindungen eingeht. Mit Salzsäure bildet sich viel Chlor.

e. Anwendung. Für sich keine, aber mit den Alkalien und alkalischen Erden bildet sie die sogenannten Bleichsalze, welche in der Technik eine sehr wichtige Rolle spielen.

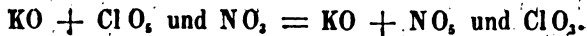
f. Verbindungen. Von den Salzen dieser Säure wird bei den einzelnen Metallen die Rede seyn.

Chlorige Säure. $\text{ClO}_2 = 743,7$. (In 100 Theilen: 59,67 Cl und 40,33 O).

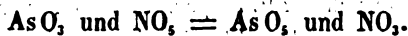
a. Entdeckung. Millon entdeckte diese Verbindung im Jahre 1842.

b. Vorkommen. Sie findet sich nirgends in der Natur.

c. Darstellung. Sie entsteht durch Einwirkung von salpeteriger Säure auf chloresures Kali.



Am besten verfährt man auf die Weise, dass man in einem Kolben 3 Theile arsenige Säure und 4 Theile chloresures Kali, beide gepulvert, mit Wasser zu einem Brei anrührt, diesem 12 Theile gewöhnliche Salpetersäure und 4 Theile Wasser zufügt, und den mit einer Gasleitungsröhre versehenen Kolben im Wasserbade erwärmt. Hierbei entstehen zunächst Arsensäure und salpeterige Säure, und letztere wirkt dann wie oben.



d. Eigenschaften. Ein gelbes Gas, welches durch eine Mischung von Eis und Kochsalz nicht flüssig wird; Wasser nimmt von dem Gase sein 5 bis 6faches Volum auf, färbt sich goldgelb, und färbt die Haut gelb. Sie unterscheidet sich von der ähnlichen Unterchlorsäure dadurch, dass sie mit Kali kein chloresures Salz gibt, und vom Chlor dadurch, dass ihre Bleichkraft durch eine Auflösung von arseniger Säure in Salzsäure nicht zerstört wird.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Verbindungen der chlorigen Säure sind noch wenig bekannt.

Unterchlorsäure (früher Chloroxyd genannt). $\text{ClO}_2 = 843,7$
(In 100 Theilen: 52,71 Cl und 47,29 O).

a. Entdeckung. Stadion entdeckte diese Säure im J. 1814,

und hielt sie für eine Verbindung von ClO_3 ; aber Davy (der diese Säure fast gleichzeitig mit Stadion entdeckte), sowie Gay-Lussac und Soubeiran erforschten ihre wahre Zusammensetzung.

b. Vorkommen. Findet sich nirgends in der Natur.

c. Darstellung. Geschmolzenes und wieder erkaltetes chlorsaures Kali erwärmt man vorsichtig mit concentrirter Schwefelsäure, und leitet das Gas in eine trockene Flasche. Hierbei wird zunächst ein Theil Chlorsäure des chlorsauren Kalis frei gemacht, zerfällt aber sogleich in Unterchlorsäure und Sauerstoff, und letzterer tritt mit der übrigen Chlorsäure zu Ueberchlorsäure zusammen, welche nun mit Kali verbunden zurückbleibt, während die Schwefelsäure einen andern Theil Kali als zweifach schwefelsaures Kali bindet.



d. Eigenschaften. Ein dunkelgelbes Gas von 2,74 specifischen Gewichtes, riecht nicht so erstickend als Chlor, einigermaßen gewürzhaft, zerstört schnell alle organischen Farben, lässt sich durch Kälte und Druck zu einer hellrothen Flüssigkeit verdichten, welche bei $+20^\circ$ siedet. Wasser löst von dem Gase sein 20faches Volum auf. Die Säure explodirt leicht mit grosser Heftigkeit, wenn sie erwärmt wird. In Berührung mit Basen zerlegt sie sich, und es entsteht ein chlorsaures und unterchlorigsaures Salz.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Sind fast noch ganz unbekannt.

Chlorsäure (Ueberoxydirte Salzsäure) $\text{ClO}_3 = 943,7$.

(In 100 Theilen: 47,02 Cl und 52,98 O).

a. Entdeckung. Berthollet entdeckte diese Säure 1786 in salziger Verbindung, aber erst Gay-Lussac stellte sie 1814 im freien Zustande dar und ermittelte ihre Zusammensetzung.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Sie entsteht durch anhaltende Einwirkung von Chlor auf ätzende und kohlen saure Alkalien und alkalische Erden, besonders in der Hitze, wobei zugleich viel Metallchlorid auftritt.



Das von dem Kaliumchloride durch Krystallisation getrennte chlorsaure Kali löst man dann in Wasser, zersetzt die Lösung durch Kieselfluorwasserstoffsäure:



filtrirt das ausgeschiedene Kieselfluorkalium ab, sättigt die Flüssigkeit (welche außer Chlorsäure noch überschüssig zugesetzte Kieselfluorwasserstoffsäure enthält) mit Baryt, wodurch unlösliches Kieselfluorbaryum niederfällt, zersetzt die, nun chlorsauren Baryt enthaltende Solution vorsichtig mit verdünnter Schwefelsäure, filtrirt den schwefelsauren Baryt ab, und concentrirt das Filtrat unter der Luftpumpe.

d. Eigenschaften. Eine farblose, klartige Flüssigkeit von 1,3 spec. Gewichte, riecht ähnlich wie Salpetersäure, schmeckt sauer, zusammenziehend; röthet Lackmuspapier, nach kurzer Zeit wird aber die Farbe zerstört, zersetzt sich über $+40^{\circ}$, wobei chlorige Säure oder Chlor und Sauerstoff entweichen, während Ueberchlorsäure zurückbleibt.



Wird durch das Sonnenlicht wenig zersetzt, wohl aber durch Salzsäure (ClO_2 und $5\text{HCl} = 6\text{Cl}$ und 5HO), phosphorige Säure, schwefelige Säure, Schwefelwasserstoff etc., indem sie Sauerstoff abgibt. Benetzt man Leinwand oder Papier mit Chlorsäure, und trocknet dasselbe in gelinder Wärme, so verbrennt es unter Funkensprühen.

e. Anwendung. Als reine Säure keine, wohl aber in ihren Salzen (s. chlorsaures Kali etc.).

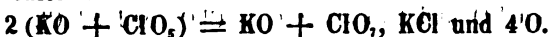
f. Verbindungen. Mit Basen bildet sie zahlreiche Salze, welche bei den Metallen vorkommen.

Ueberchlorsäure (Oxydirte Chlorsäure). $\text{ClO}_3 = 1143,7$
(In 100 Theilen: 38,80 Cl und 61,20 O).

a. Entdeckung. Stadion entdeckte dieselbe 1814 mit der Unterchlorsäure, Sérullas untersuchte sie später ebenfalls.

b. Vorkommen. Nirgends in der Natur.

c. Darstellung. Sie bildet sich, an Kali gebunden, auf die bei der Unterchlorsäure angegebene Weise; ferner beim Schmelzen des chlorsauren Kalis, bis die Masse anfängt, dick zu werden und sich aufzublähen. Bei letzterer Operation entweicht Sauerstoffgas und im Rückstände bleibt ein Gemenge von überchlorsaurem Kali und Kaliumchlorid.



Die auf die eine oder andere Weise erhaltene Salzmasse wird in ihrer 6fachen Menge kochenden Wassers aufgelöst und die Solution in die Kälte gestellt, worauf das schwerer lösliche überchlorsaure Kali größtentheils heraus krystallisirt, welches durch nochmaliges Umkrystallisiren gereinigt wird.

Um aus dem überchlorsauren Kali die Ueberchlorsture zu gewinnen, kann man es mit seiner doppelten Menge concentrirter Schwefelsäure destilliren, wobei aber ein grosser Theil der Säure in Folge der zu dieser Operation nöthigen hohen Temperatur zersetzt wird. Besser ist es daher, dieselbe auf die bei der Chlorsture angegebene Weise zu bereiten; doch kann das Abdampfen der Säure in der Wärme geschehen. Will man sie möglichst concentrirt haben, so erhitzt man sie in einer Glasretorte, wobei zu Anfang eine mehr wässrige Säure übergeht, bis die Temperatur in der Retorte auf 200° gestiegen ist, worauf eine Säure von 1,65 spec. Gewicht, destillirt.

d. Eigenschaften. Die Ueberchlorsture bildet eine farblose, geruchlose Flüssigkeit von starkem, aber angenehmem saurem, hinten nach süßlichem Geschmack; röthet das Lackmuspapier, ohne es später zu bleichen; ist nicht nur in der Wärme weit beständiger wie die Chlorsture, sondern auch in Berührung mit oxydirbaren Körpern, so z. B. wirkt sie in der Kälte nicht auf schwefelige Säure. Salpetersaures Silberoxyd trübt die Säure nicht.

e. Anwendung. Man hat sie zur Entdeckung des Kalis empfohlen, doch steht sie mehreren andern Reagentien auf dasselbe nach. Als Kalisalz wird sie zuweilen in der Luftfeuerwerkerei gebraucht; dasselbe detonirt nämlich mit verbrennlichen Körpern unter schöner violettrother Lichterscheinung.

f. Verbindungen. Wir werden einige derselben bei den Metallen kennen lernen.

Chlor und Wasserstoff.

Man kennt nur eine Verbindung des Chlors mit dem Wasserstoff, und dies ist eine starke Säure.

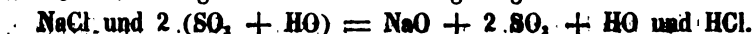
Chlorwasserstoffsäure (Salzsäure). $\text{HCl} = 456,2$.

(In 100 Theilen: 2,74 H und 97,26 Cl).

a. Entdeckung. Die Chlorwasserstoffsäure wurde zuerst von Basiléus Valentinus im 15. Jahrhunderte in flüssiger Form, von Priestley in der zweiten Hälfte des 18. Jahrhunderts als Gas dargestellt; von Davy, Gay-Lussac und Thénard ihrer Natur nach erkannt.

b. Vorkommen. Sie findet sich gasförmig in den aus Vulkanen aufsteigenden Dämpfen, auch frei in dem Wasser einiger vulkanischen Gegenden.

c. Darstellung. Chlor und Wasserstoff vereinigen sich im Dunkeln nicht direkt miteinander, wohl aber, wenn man das Gasgemisch dem Sonnenlichte aussetzt, oder wenn man ihm ein brennendes Hölzchen nähert, in welchen Fällen die Vereinigung unter Explosion stattfindet. Die Chlorwasserstoffsäure entsteht ferner durch Einwirkung des Chlors auf die meisten Wasserstoffverbindungen. — Man bereitet die gasförmige Säure durch Destillation von 7½ Theilen Kochsalz und 12 Theilen concentrirter Schwefelsäure, wobei zweifach-schwefelsaures Natrium im Rückstande bleibt. Das Gas wird in mit Quecksilber gefüllten Flaschen aufgefangen.



Würde man die Masse bis zum Glühen erhitzen, oder das Kochsalz vorher vollständig in Wasser auflösen, so hätte man, wie bei der Darstellung der Salpetersäure, auch hier nur 1 Aeq. Schwefelsäure auf ein Aeq. Kochsalz, also nur 6 Theile Säure auf 7½ Theil Salz nöthig; aber im erstern Falle bedürfte man einer sehr anhaltenden Hitze, und im zweiten erhielte man eine sehr wasserhaltige Säure, Es ist daher praktisch am besten, auf 1 Aeq. Kochsalz 2 Aeq. Schwefelsäure zu nehmen. — Soll die Säure im wasserhaltigen Zustande erhalten werden, so leitet man das Gas in Flaschen, welche zu ¾ mit Wasser gefüllt sind. In Fabriken bedient man sich als Destillationsgefäß häufig gusseiserner oder bleierner Gefäße und zum Aufangen der Säure grosser Flaschen von Steinzeug.

d. Eigenschaften. Die wasserfreie Chlorwasserstoffsäure ist ein farbloses Gas von stechend saurem Geruch und Geschmack, welches an der Luft dicke weisse Nebel bildet. Sie hat ein spec. Gewicht von 1,254; 1 Liter wiegt 1,629 Gramm oder 26 Gran; brennt weder, noch unterhält sie das Verbrennen anderer Körper; wird durch hohen Druck tropfbar flüssig. In Wasser ist sie sehr leicht löslich; bei 0° nimmt das Wasser sein 500faches, bei +20° sein 460faches Volum auf. Die im letztern Verhältniss erhaltene flüssige Säure hat ein spec. Gewicht von 1,21, einen Säuregehalt von 42,4 Proc., ist farblos, raucht an der Luft, wird erst unter —40° fest, siedet schon über +20°, der Siedepunkt erhöht sich aber, unter Zersetzung der Flüssigkeit in freies Gas und eine schwächere Säure, bis zu 110°, wobei dann die Säure constant, von 1,10 spec. Gew. und 20 Proc. Säuregehalt überdestillirt. Sie löst mehrere Metalle, die meisten Oxyde auf, und bildet mit letztern Metallchloride und Wasser.

Die käufliche Säure ist meistens durch Spuren organischer Stoffe, zuweilen auch durch Eisen gelb gefärbt, enthält auch wohl Schwefelsäure, schwefelige Säure, freies Chlor, Arsen, Blei. Die meisten dieser Verunreinigungen bleiben zurück, wenn man sie über ein wenig Kochsalz rectificirt. Ist schwefelige Säure zugegen, so muss diese zuvor durch Einleiten von Chlorgas in Schwefelsäure verwandelt werden; Chlor und schwefelige Säure können daher nicht zugleich in der Salzsäure vorhanden seyn. Ist Chlor allein da, so entweicht es beim Aufkochen der Säure zuerst. Am schwierigsten ist das Arsen zu beseitigen, denn es destillirt mit der Säure über; man muss es daher zuvor mit Schwefelwasserstoff ausfällen, oder die Säure über Kupfer oder Quecksilber destilliren.

e. Anwendung. Die Salzsäure wird zuweilen in der Medicin gebraucht, noch wichtiger aber ist sie dem Chemiker als Reagens- und Auflösungsmittel. In der Technik dient sie ebenfalls als Auflösungsmittel, zur Darstellung des Chlors, Chlorkalks, des Leims aus Knochen etc.

f. Verbindungen. Mit Basen bildet sie die Metallchloride, welche später, bei den Metallen, vorkommen.

Chlor und Stickstoff

Chlor und Stickstoff bilden nur eine Verbindung, den

Chlorstickstoff. $\text{NCl}_3 = 1506,1$.

(In 100 Theilen: 11,69 N und 88,31 Cl).

a. Entdeckung. Dulong entdeckte diese Verbindung im Jahre 1811.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Chlor und Stickstoff vereinigen sich nicht direkt miteinander, leicht aber auf indirektem Wege, wenn man durch eine Auflösung von Salmiak Chlor leitet, oder auch Ammoniak mit überschüssigem Chlor zusammenbringt, wobei Salzsäure und Chlorstickstoff auftreten.

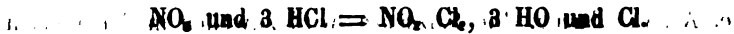
$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Cl}$ und $6 \text{Cl} = 4 \text{HCl}$ und NCl_3 .

NH_3 und $6 \text{Cl} = 3 \text{HCl}$ und NCl_3 .

d. Eigenschaften. Eine gelbe ölige Flüssigkeit von durchdringendem Geruche und scharfem Geschmacke, 1,653 spec. Gew., erstarrt noch nicht bei -40° , destillirt bei $+71^\circ$ unverändert, explodirt aber bei 93 — 100° mit furchbarer Gewalt. Dieselbe Ex-

plosion erfolgt auch in Berührung mit Phosphor, Oelen, Kalilauge, Ammoniak, nicht mit Schwefel, Schwefelkohlenstoff, Kohle, Metallen, Säuren, Wachs, Butter, Stärke, Gummi, Zucker, Aether, Alkohol etc. In Wasser löst sie sich nach und nach unter Zersetzung in HCl und NO₂, auch in Alkohol und Aether in geringer Menge.

Eine Verbindung von Stickstoff, Chlor und Sauerstoff enthält das sogenannte Königswasser, welches durch Vermischen von Salpetersäure und Salzsäure erhalten wird, und seinen Namen davon hat, dass es die Eigenschaft besitzt den König der Metalle (das Gold) aufzulösen. Beim Zusammenreiben der beiden genannten Säuren geht folgender Proceß vor:



Die Verbindung NO, Cl, kann man aus der Mischung abstrahiren und auffangen. Sie ist eine rothbraune Flüssigkeit, welche schon bei — 7° siedet. Im Verlaufe der Operation tritt später noch eine andere Verbindung = NO, Cl auf, indem sich ein Aeq. Chlor von der ersten abscheidet. Kommt ein Metall, z. B. Gold, in das Königswasser, so tritt das freie und gebundene Chlor sogleich in das Metall, während NO, entweicht, aber in Berührung mit der Luft sich zu rothbraunen Dämpfen von NO, oxydirt.

2. Brom. Br. = 97,88.

a. Entdeckung. Das Brom wurde 1826 von Balard in den Mutterlaugen der Salzen des mittelländischen Meeres entdeckt. — Seinen Namen hat es von βρωμος (Gestank) weil es sehr scharf, und widrig riecht.

b. Vorkommen. Frei nirgends, aber gebunden an Metalle, vorzüglich an Magnesium im Meerwasser, in einigen Meeralgeln, in allen Salzseen, mehreren Mineralwassern, im Wasser des todtten Meeres, u. s. w. stets in Begleitung von Chlor.

c. Darstellung. Man behandelt eine in Wasser gelöste Bromverbindung mit Chlor, und zieht das dadurch in Freiheit gesetzte Brom durch Schütteln mit Aether aus. Im Grossen erhitzt man die bromreichen Mutterlaugen der Salzseen mit etwas Braunstein und Salzsäure, und leitet die übergehenden dunkelrothen Dämpfe in eine stark abgekühlte Vorlage.



d. Eigenschaften. Eine dunkelbraune, in dünnen Schichten hyazinthrothe Flüssigkeit von 2,98 spec. Gewicht, riecht äusserst heftig, einigermaassen nach Chlor, schmeckt brennend und schrumpfend, färbt organische Stoffe (z. B. Stärkmehl) stark gelb, zerstört die Haut, erstarrt bei $-7,3^{\circ}$ zu einer krystallinischen, metallisch bleigrauen Masse, siedet bei $+63^{\circ}$, verdunstet aber schon bei gewöhnlicher Temperatur rasch in rothbraunen Dämpfen. Bringt man es bei 0° mit etwas Wasser in Berührung; so erstarrt es zu einem rothbraunen, krystallinischen Hydrate, $= \text{Br} + 20 \text{HO}$, welches sich erst bei $+15-20^{\circ}$ wieder zersetzt. Wasser löst $\frac{1}{33}$ Brom auf; weit leichter löst es sich in Alkohol und noch leichter in Aether. In allen seinen Verbindungen zeigt es die grösste Uebereinstimmung mit dem Chlor, aber eine geringere Verwandtschaft als letzteres, daher es auch durch Chlor aus seinen Verbindungen ausgetrieben wird.

e. Anwendung. Das Brom wird für sich, aber noch mehr in Verbindung mit Metallen arzneilich gebraucht; auch benutzt man es in der Daguerreotypie.

f. Verbindungen. Es geht mit dem Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff und Chlor Verbindungen ein.

Brom und Sauerstoff.

Das Brom verbindet sich mit dem Sauerstoff wahrscheinlich in mehreren Verhältnissen, doch ist nur eine mit Sicherheit bekannt, welche der Chlorsäure entspricht.

Bromsäure. $\text{BrO}_3 = 1478,8$.

(In 100 Theilen: 66,22 Br. und 33,78 O).

a. Entdeckung. Balard, 1826.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Die Bromsäure entsteht bei der Einwirkung des Broms auf Alkalien, ganz so wie die Chlorsäure unter ähnlichen Umständen aus dem Chlor. Das ausgeschiedene bromsaure Kali zerlegt man dann genau so wie das chlorsaure Kali und verdunstet die Bromsäure in ganz gelinder Wärme.

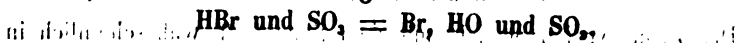
d. Eigenschaften. Die Bromsäure ist eine farblose sirupartige Flüssigkeit, röthet Lackmus, bleicht es aber später, schmeckt rein sauer, gewöhnlich etwas nach Brom, zerlegt sich durch Erhitzen grösstentheils in Brom und Sauerstoff, wird auch durch Schwefelsäure, schwefeliger Säure, phosphorige Säure, sowie durch Wasserstoffsäure zersetzt.

- e. Anwendung. Bis jetzt keine.
 f. Verbindungen. Ihre Verbindungen mit Basen kommen bei den Metallen vor.

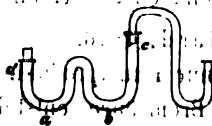
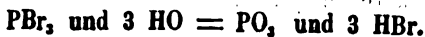
Brom und Wasserstoff.

Man kennt nur eine Verbindung dieser beiden Elemente, die Bromwasserstoffsäure. $\text{HBr} = 991,3$
 (In 100 Theilen: 1,26 H und 98,74 Br.)

- a. Entdeckung. Balard, 1826.
 b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.
 c. Darstellung. Brom und Wasserstoff verbinden sich weit schwieriger miteinander, als Chlor und Wasserstoff; ein Gemisch beider entzündet sich nicht durch einen brennenden Körper, bleibt auch am Sonnenlichte unverändert, leitet man es aber durch eine zum Rothglühen erhitzte Porcellanröhre, so entsteht Bromwasserstoff. Ferner erhält man sie durch Einwirkung von Brom auf Jod-, Schwefel- und Phosphorwasserstoff. Behandelt man Baryumbromid mit concentrirter Schwefelsäure, so tritt Bromwasserstoffgas auf, aber ein Theil des letzteren zerfällt gleichzeitig mit einer Portion Schwefelsäure in Brom, Wasser und schwefeliger Säure:



Rein erhält man die Säure durch Zersetzung von Bromphosphor mit Wasser:



Zu diesem Ende bringt man in b einige Stücke Phosphor, und füllt den Schenkel b c mit kleinen Stücken nassem Gls an; dann giesst man durch die Oeffnung d Brom, welches sich bei a sammelt, verschliesst die Oeffnung und nähert der Stelle a eine glühende Kohle, worauf das Brom zu dem Phosphor übergeht, und Bromphosphor bildet, der aber durch das Wasser sogleich in der oben angegebenen Weise wieder zersetzt wird. Die hierbei entstehende phosphorige

Säure bleibt in der Röhre, während die gasförmige Bromwasserstoffsäure entweicht und über Quecksilber aufgefangen wird. — Die wässrige Säure erhält man bequem durch Einleiten von Schwefelwasserstoff in mit Wasser übergossenes Brom bis zur Entfärbung, und Abfiltriren des ausgeschiedenen Schwefels.

d. Eigenschaften. Die Bromwasserstoffsäure ist ein farbloses, saures, an der Luft stark rauchendes, dem Chlorwasserstoffgas sehr ähnliches Gas von 2,731 spec. Gewicht, wird durch Chlor zersetzt, löst sich sehr leicht in Wasser. Die concentrirte wässrige Lösung ist farblos, raucht ebenfalls an der Luft, hat ein spec. Gewicht von 1,29, löst mehrere Metalle, mit Salpetersäure vermischt auch Gold und Platin auf.

e. Anwendung. Bis jetzt keine.

f. Verbindungen. Sie bildet mit Basen die Metallbromide, welche bei den Metallen vorkommen.

Brom und Stickstoff.

Eine dem Chlorstickstoff entsprechende Verbindung lässt sich nach Millon nicht auf analoge Weise wie jener erhalten, wohl aber, wenn man zu Chlorstickstoff, welcher mit einer Schicht Wasser bedeckt ist, Kaliumbromid setzt. — Ein dunkelrothes, schweres, flüchtiges, leicht detonirendes Oel, angeblich aus $\text{NH}_3 + \text{Br}$ bestehend.

Brom und Chlor.

Beide vereinigen sich sehr leicht mit einander und geben eine rothgelbe, sehr flüchtige Flüssigkeit, welche dunkelgelbe Dämpfe ausstösst, und mit Wasser ein hellgelbes krystallinisches Hydrat bildet, das aber schon bei $+ 7^\circ$ schmilzt.

3. Jod. J = 1578,8.

a. Entdeckung. Courtois entdeckte das Jod im J. 1811, und Gay-Lussac vorzüglich verdanken wir eine genauere Kenntniss desselben. Sein Name (von $\iota\omicron\delta\eta\varsigma$: veilchenblau) bezieht sich auf die violette Farbe seiner Dämpfe.

b. Vorkommen. Nirgends frei, sondern gebunden an Metalle, namentlich an Natrium; in den Seegewächsen, Seethieren, auch im Meerwasser, Mineralwassern, Salzsoolen, spurweise auch in Süßwassergewächsen, als Seltenheit im Mineralreiche mit Silber, auch mit Blei verbunden.

c. **Darstellung.** Hierzu dienen ausschliesslich die Seetange. Man äschert dieselben ein, laugt die Asche aus, befreit die Lauge durch Abdampfen und Krystallisiren von allen krystallisirbaren Salzen soviel als möglich, verdunstet die Mutterlauge zur Trockne, setzt die Hälfte vom Gewichte der trocknen Masse concentrirte Schwefelsäure hinzu, erwärmt gelinde, um Salzsäure und Hydrothionsäure zu verjagen, setzt dann noch gepulverten Braunstein hinzu und destillirt in einem bleiernen Apparate.

d. **Eigenschaften.** Das Jod bildet dunkelgraue, ähnlich dem Graphit metallglänzende Blätter oder hexagonale Pyramiden, ist in dünnen Schichten mit rothem Lichte durchscheinend, weich, zerreiblich, von 4,498 spec. Gewicht, riecht eigenthümlich dem Chlor ähnlich, schmeckt scharf kratzend, schmilzt bei 107° , kocht bei 175° und verflüchtigt sich in schönen violetten Dämpfen, deren spec. Gewicht = 8,695 ist. Es leitet die Elektrizität nicht, färbt organische Substanzen vorübergehend braungelb, das Stärkmehl blau, zerstört die Pflanzenfarben nur schwach, entzündet sich in Berührung mit Phosphor, löst sich in 7000 Theilen Wasser, aber schon in 10—12 Theilen Alkohol, sowie in Aether. In seinem chemischen Verhalten zeigt das Jod viel Aehnlichkeit mit dem Chlor und Brom, aber seine Verwandtschaftskraft ist noch schwächer, daher es auch durch Chlor oder Brom aus seinen Verbindungen abgeschieden wird.

e. **Anwendung.** In der Medicin; in der Chemie als Reagens auch Stärkmehl; zur Anfertigung von Lichtbildern.

f. **Verbindungen.** Das Jod geht mit jedem der bereits abgehandelten Elemente, Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff, Chlor und Brom, Verbindungen ein.

Jod und Sauerstoff.

Genauer bekannt sind nur folgende zwei Oxydationstufen des Jods:

1. Jodsäure = JO_2 ,
2. Ueberjodsäure = JO_3 .

Jodsäure. $\text{JO}_2 = 2078,8$.

(In 100 Theilen: 75,94 J und 24,06 O).

a. **Entdeckung.** Gay-Lussac, 1815.

b. **Vorkommen.** Soll sich nach Lembert, neben Natriumjodid, als Natronsalz zuweilen im Chilisalpeter finden.

c. **Darstellung.** Sie bildet sich beim Zusammenbringen von

Jod mit ätzenden Alkalien in ähnlicher Weise wie die Chlorsäure und Bromsäure; ferner wenn Jod mit Wasser und Quecksilberoxyd, oder wenn Chlorjod und Wasser mit Alkalien oder Alkohol zusammenkommen; beim Schmelzen von Kaliumjodid mit Salpeter oder chlorsaurem Kali; bei der Einwirkung von möglichst concentrirter Salpetersäure auf Jod in der Hitze, wobei, wenn alles Jod verschwunden ist, die Flüssigkeit in der Kälte den grössten Theil der Jodsäure in Krystallen absetzt. Aus dem jodsauren Kali scheidet man sie durch Fällen mit Baryumchlorid und Zersetzung des jodsauren Baryts mit Schwefelsäure.

d. Eigenschaften. Sie erscheint als feste weisse Masse oder als farblose Krystalle, ist geruchlos, luftbeständig, wasserfrei, schmeckt scharf, zusammenziehend sauer, röthet Pflanzenfarben und zerstört sie dann, schmilzt bei 300° und zerfällt dann in Jod und Sauerstoff, löst sich sehr leicht in Wasser, auch in Alkohol.

e. Anwendung. Bis jetzt keine.

f. Verbindungen. Mit Basen entstehen die jodsauren Salze, welche bei den Metallen abgehandelt werden.

Ueberjodsäure. $\text{JO}_2 = 2278,8$. (In 100 Theilen: 69,23 J und 30,73 O).

a. Entdeckung. Ammermüller und Magnus 1833.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man übergiesst 1 Theil Jod mit einer Auflösung von 7 Theilen trockenem kohlensauren Natron in 100 Theilen Wasser, erhitzt zum Kochen, und leitet so lange Chlor hinein, bis alles Jod verschwunden ist und sich kein weisser körniger Niederschlag mehr erzeugt. Dieser Niederschlag ist basisches überjodsaures Natron $= 2\text{NaO} + \text{JO}_2 + 3\text{HO}$, und entsteht auf folgende Weise. $9(\text{NaO} + \text{CO}_2)$, J und $7\text{Cl} = 7\text{NaCl}$, $2\text{NaO} + \text{JO}_2$, und 9CO_2 .

Zur Isolirung der Säure löst man das überjodsaure Natron in verdünnter Salpetersäure, fällt die Lösung mit salpetersaurem Bleioxyd, zerlegt das Bleisalz mit Schwefelsäure, filtrirt durch Asbest (Papier zersetzt die Säure), und dampft ab.

d. Eigenschaften. Die Säure erscheint in farblosen Blättern, schmilzt bei 130°, verliert bei 160° Wasser, zersetzt sich bei 190° zunächst in Sauerstoff und Jodsäure, und letztere zerfällt in höherer Hitze in Jod und Sauerstoff. Sie zerfliesst an feuchter Luft, löst sich in Wasser, Alkohol und Aether, oxydirt den Phosphor zu

Phosphorsäure, oxydirt organische Stoffe, verwandelt die Essigsäure in Ameisensäure, die Oxalsäure in Kohlensäure.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Mit Basen entstehen die überjodsauren Salze.

Jod und Wasserstoff.

Von diesen beiden Elementen ist nur eine Verbindung bekannt.

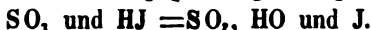
Jodwasserstoffsäure. $HJ = 1591,3$.

(In 100 Theilen: 0,79 H und 99,21 J.)

a. Entdeckung. Gay-Lussac 1814.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Jod und Wasserstoff verbinden sich unter keinen Umständen direkt mit einander. Erhitzt man Kaliumjodid mit concentrirter Schwefelsäure, so erhält man keine Jodwasserstoffsäure, sondern schwefelige Säure, Wasser und Joddampf, indem Schwefelsäure und Jodwasserstoff sich gegenseitig zerlegen



Die wasserfreie Säure stellt man auf die Weise dar, dass man in eine an dem einen Ende geschlossene Glasröhre abwechselnde Schichten von Phosphor, Jod und feuchtem Glas legt und gelinde erwärmt, wobei phosphorige Säure zurückbleibt. Man kann dieses Gas nicht über Quecksilber auffangen, weil es sich dadurch zersetzt, Jodquecksilber und freien Wasserstoff bildet, sondern muss sich einer trocknen Flasche mit engem Halse bedienen. — Die wässrige Säure erhält man leichter durch Einleiten von Schwefelwasserstoffgas in Wasser, worin Jod vertheilt ist, Abfiltriren des anageschiedenen Schwefels und gelindes Verdunsten des Filtrats.

d. Eigenschaften. Die wasserfreie Jodwasserstoffsäure ist ein farbloses, stechend sauer riechendes und schmeckendes, an der Luft stark rauchendes Gas von 4,42 specifischem Gewicht, wird bei -110° flüssig und weiterhin sogar fest, löst sich äusserst leicht in Wasser, zersetzt sich leicht durch Sauerstoff, Chlor, Brom, Salpetersäure, Schwefelsäure etc. unter Braunfärbung. Die wässrige Säure hat im concentrirtesten Zustande ein specifisches Gewicht von 1,71, siedet bei 128° , ist farblos, sehr sauer, raucht an der Luft, färbt sich durch dieselbe unter Zersetzung braun, und setzt endlich Jod in Krystallen ab.

e. Anwendung. In der Medicin.

f. Verbindungen. Sie bildet mit Basen die Metalljodide, welche bei den Metallen vorkommen.

Jod und Stickstoff.

Man kennt eine Verbindung, den

Jodstickstoff. $NJ_2 = 4911,4$. (In 100 Theilen. 3,20 Nu. 96,80 J.)

a. Entdeckung. Courtois 1842.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man übergießt gepulvertes Jod mit concentrirtem Ammoniakliquor, sammelt das Produkt nach $\frac{1}{4}$ Stunde auf einem Filter und wäscht es mit etwas Wasser aus.

d. Eigenschaften. Ein grauschwarzes Pulver, welches zuweilen schon im feuchten Zustande explodirt, wenn es mit einem harten Körper berührt wird. Nach dem Trocknen aber detonirt es sofort bei der leisesten Berührung.

Jod, Chlor und Brom.

Diese drei Elemente verbinden sich sehr leicht miteinander, doch sind die dabei entstehenden Verbindungen noch wenig untersucht.— Beim Einleiten von Chlor in Jod, erhält man Anfangs eine braune Flüssigkeit, welche bei fortgesetztem Zuströmen des Chlors sich in eine gelblichweiße krystallinische Masse verwandelt. Ähnlich verhält sich das Brom zum Jod. Die Produkte riechen stark nach den Bestandtheilen; lösen sich sehr leicht in Wasser zu dunkelgelben Flüssigkeiten auf, und werden in der Daguerreotypie angewendet, zu welchem Zwecke man sich auch oft einer vereinigten Auflösung von allen drei Salzbildern bedient.

4. Fluor. $F = 240,0$.

a. Entdeckung. Erst im Jahre 1836 gelang es den Engländern G. J. und Th. Knox, das Fluor, welches seit 1808 von den Chemikern als der elektronegative Bestandtheil des Flussspath etc. hypothetisch angenommen war, zu isoliren. Louyet bestätigte die Erfahrungen von Knox im Jahre 1847. Seinen Namen hat es von *fluere* (fließen), weil es ein Bestandtheil des Flussspaths ist, der bei metallurgischen Processen als Flussmittel angewandt wird.

b. Vorkommen. Es findet sich in der Natur in mehreren Mineralien mit Calcium, Aluminium, Yttrium, Cerium etc. verbunden, auch in geringer Menge mit Calcium in den thierischen Knochen.

c. Darstellung. Man zersetzt Silberfluorid mittelst trockenem Chlor. Die Operation muss in Gefässen von Flussspath geschehen.

d. Eigenschaften. Ein farbloses Gas, dessen Eigenschaften indessen noch sehr unvollständig erforscht sind. Es besitzt Geruch, bleicht die Pflanzenfarben angeblich nicht, zersetzt das Wasser bei gewöhnlicher Temperatur, greift das Glas und alle Metalle an.

e. Verbindungen. Unter den bereits abgehandelten Elementen O, H, N, Cl, Br, J ist es nur der Wasserstoff, von dem man eine Verbindung mit dem Fluor mit Sicherheit kennt.

Fluorwasserstoffsäure (Flusssäure, Phthorinsäure).

$\text{HF} = 252,5$. (In 100 Theilen: 4,95 H und 95,05 F).

a. Entdeckung. Die Anwendung der Flusssäure zum Aetzen des Glases war schon dem Nürnberger Schwanhard 1670 bekannt, aber erst Scheele erkannte 1771 die Eigenthümlichkeit dieser Säure und Gay-Lussac und Thénard stellten sie im wasserfreien Zustande dar.

b. Vorkommen. Nie frei, sondern stets als Fluormetall (s. Fluor).

c. Darstellung. Man erhitzt reinen Flussspath mit concentrirter Schwefelsäure in Platin oder Blei, und fängt die aufsteigenden Dämpfe in Vorlagen von denselben Metallen auf.

$\text{CaF} + \text{SO}_3 + \text{HO} = \text{CaO} + \text{SO}_2 + \text{HF}$.

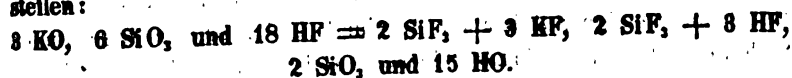
d. Eigenschaften. Eine farblose Flüssigkeit von durchdringend stechendem Geruche, 1,06 spec. Gewicht, raucht an der Luft, siedet schon bei $+30^\circ$, röthet Lackmus, färbt Fernambukpapier gelb, wirkt sehr ätzend, greift das Glas an, mischt sich in jedem Verhältniss mit Wasser unter starker Erwärmung und Zischen. Die Aetzung des Glases durch die Flusssäure beruhet auf der Bildung von Kieselfluor, Kieselfluorwasserstoff, Kieselfluormetall (welche Verbindungen später beschrieben werden) und Wasser. Um diesen Process zu verstehen, denke man sich ein Glas, welches aus 3 Aeq. Kali und 6 Aeq. Kieselsäure $= 3 \text{KO} + 6 \text{SiO}_2$ besteht.

1. 6SiO_2 und $18 \text{HF} = 6 \text{SiF}_4$ und 18HO .

2. 6SiF_4 und $6 \text{HO} = 2 (2 \text{SiF}_4 + 3 \text{HF})$ und 2SiO_2 .

3. 3KO und $2 \text{SiF}_4 + \text{HF} = 2 \text{SiF}_4 + 3 \text{KF}$ und 3HO .

Das Endresultat der Reaction ist also: Kieselfluorkalium ($2 \text{ SiF}_6 + 3 \text{ KF}$), Kieselfluorwasserstoff ($2 \text{ SiF}_6 + 3 \text{ HF}$), Kieselsäure (2 SiO_2) und Wasser (15 HO) und lässt sich in einer Gesamtformel also darstellen:



Das gewöhnliche Glas enthält aber ausser kieselurem Kalk (oder Natron) auch kieselurem Kalk, mithin muss sich auch Kieselcalcium = $2 \text{ SiF}_6 + 3 \text{ CaF}_2$ bilden; um indessen die Anschauung des Processes nicht zu verwickelt zu machen, wurde der Kalk unberücksichtigt gelassen. Die Aetzung des Glases sieht matt aus, wenn die Flusssäure dampfförmig einwirkt, weil das gebildete (schwerlösliche) Kieselfluorkalium und die (unlösliche) freie Kieselsäure in den gebildeten Vertiefungen haften bleiben. Bei Anwendung flüssiger Flusssäure werden diese beiden Körper aufgelöst und weggeschwemmt, und die geätzten Stellen erscheinen dann durchsichtig wie die nicht geätzten.

e. Anwendung. Zum Aetzen des Glases, sowie zur Aufschliessung alkalihaltiger Kieselverbindungen, welche von Säuren nicht angegriffen werden.

f. Verbindungen. Die Fluorwasserstoffsäure bildet mit den Basen die Metallfluoride, welche bei den Metallen vorkommen.

Dritter Abschnitt.

Die Erzbilder.

1. Schwefel. S = 200,0.

a. Entdeckung. Der Schwefel ist schon seit den ältesten Zeiten bekannt.

b. Vorkommen. Er findet sich häufig in der Natur, vorzüglich im Mineralreiche theils gediegen, theils mit Sauerstoff verbunden als schwefelige Säure und Schwefelsäure, frei und an Basen gebunden; mit Wasserstoff als Schwefelwasserstoffsäure; am häufigsten mit Metallen, als Kiese, Blenden etc. Im organischen Reiche ist er in weit geringerer Menge vorhanden, aber sowohl in den Pflanzen wie in den Thieren.

c. **Darstellung.** Den gedlogenen Schwefel reinigt man von der Bergart durch Destillation in irdenen oder eisernen Geschirren, oder man erhitzt den Schwefelkies in besondern Oefen, und giesst den ausgetriebenen Schwefel in hölzerne Formen aus (Stangenschwefel). Durch nochmalige Sublimation gereinigt bildet er die sogenannten Schwefelblumen, ein zartes lockeres gelbes Pulver, dem gewöhnlich etwas Schwefelsäure anhängt, die man durch Abwaschen entfernt.

d. **Eigenschaften.** Der Schwefel ist bei gewöhnlicher Temperatur fest, durchsichtig, durchscheinend bis undurchsichtig, von hellgelber Farbe, krystallisirt (aus seiner Lösung in Schwefelkohlenstoff oder Chlorschwefel) in spitzen rhombischen Pyramiden, nach dem Schmelzen und Erkalten in schiefrhombischen Säulen, hat ein spec. Gewicht von 2,00, ist spröde, zerreiblich, knistert beim Erwärmen in der Hand, wobei er öfters zerspringt und stark negativ elektrisch wird, und verbreitet dabei einen besondern Geruch, sonst fast geruch- und geschmacklos. Er schmilzt, ohne vorher weich zu werden, bei $+111^{\circ}$ zu einer hellgelben öartigen Flüssigkeit, bildet bei 143° im verschlossenen Raume einen orangegelben Dampf, verbrennt aber schon bei 150° an der Luft mit blauer Flamme zu schwefeliger Säure unter Verbreitung eines erstickenden Geruchs; wird bei 160° dicklich und braun, bei 200° so zähe, dass man das Gefäss umkehren kann, ohne dass etwas ausfließt. Steigert man die Temperatur, so wird die Masse wieder dünner, bleibt aber braun, und giesst man sie nun in einem feinen Strahle in kaltes Wasser, so erhält man eine braune, weiche und elastische Masse, die einige Zeit weich bleibt, aber nach einigen Tagen, einer Temperatur von 100° ausgesetzt, plötzlich wieder hart wird. Bei 400° siedet er und destillirt über; sein Dampf hat ein spec. Gewicht von 6,654. Er löst sich nicht in Wasser, in geringer Menge in Alkohol, Aether, mehr in Oelen, am reichlichsten in Schwefelkohlenstoff, in fixen Alkalien und alkalischen Erden, vereinigt sich mit vielen Metallen unter Feuererscheinung.

e. **Anwendung.** Der Schwefel dient zu Schwefelfäden, Schwefelhölzern, zur Erzeugung schwefeliger Säure, zum Schwefeln der Wolle, Seide, des Stroh's etc., zur Fabrikation des Schiesspulvers, der Schwefelsäure, zur Bereitung mehrerer Schwefelmetalle; in der Medicin, zum Kitten, zum Vulkanisiren des Kautschuks und der Gutta Percha etc.

f. **Verbindungen.** Unter den bereits abgehandelten Elementen-

ten ist es nur das Fluor, von dem man noch keine Schwefelverbindung kennt.

Niedergeschlagener Schwefel (Schwefelmilch).

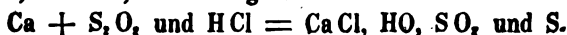
Darstellung. Man erhält ihn durch Kochen von Kalkmilch mit überschüssigem Schwefel in einem eisernen Kessel, Filtriren und Fällen der dunkelgelben, mit viel Wasser verdünnten Flüssigkeit durch verdünnte Salzsäure. Bei dem Kochen bildet sich Fünffach-Calciumsulfid und unterschwefeligsaurer Kalk:



Durch die Salzsäure wird zunächst nur das Calciumsulfid zersetzt, wobei sich der meiste Schwefel niederschlägt, während ein geringerer Theil als Schwefelwasserstoff entweicht:



Ist die Salzsäure im Ueberschuss vorhanden, so übt sie auch ihre Einwirkung auf den unterschwefeligsauren Kalk aus, wodurch Calciumchlorid, Wasser, schwefelige Säure und Schwefel entstehen:



Trifft aber die nun gebildete schwefelige Säure freien Schwefelwasserstoff, so entstehen Wasser und Schwefel:



Der Niederschlag wird wiederholt mit kaltem Wasser ausgewaschen und in gelinder Wärme getrocknet.

Eigenschaften. Ein blassgelbes, zartes, geruch- und geschmackloses Pulver, entwickelt beim Schmelzen in gelinder Hitze ein wenig Wasser und Schwefelwasserstoff, und kommt dann in allen Beziehungen mit dem gewöhnlichen Schwefel überein.

Anwendung. In der Medicin innerlich.

Schwefel und Sauerstoff.

Man kennt bis jetzt sieben Verbindungen des Schwefels mit dem Sauerstoff, welche sämmtlich den Charakter von Säuren besitzen, nämlich:

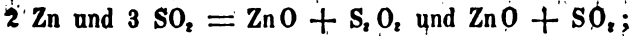
- | | |
|--|---------------------------|
| 1. Unterschwefelige Säure (Dithionige Säure) | S_2O_2 |
| 2. Pentathionsäure | S_5O_{10} |
| 3. Tetrathionsäure | S_4O_8 |
| 4. Trithionsäure | S_3O_6 |
| 5. Schwefelige Säure (Monothionige Säure) | SO_2 |
| 6. Unterschwefelsäure (Dithionsäure) | S_2O_4 |
| 7. Schwefelsäure (Monothionsäure) | SO_3 |

Unterschwefelige Säure. $S_2O_3 = 800,0$.
(In 100 Theilen: 66,67 S. und 33,33 O.)

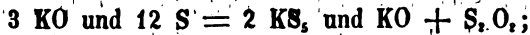
a. Entdeckung. Sie wurde 1800 von Vauquelin entdeckt, 1817 von Gay-Lussac näher untersucht.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Sie bildet sich beim Auflösen von Zink oder anderer leicht oxydirbaren Metalle in schwefeliger Säure:



beim Kochen von schwefeligsauren Salzen mit Schwefel; beim Auflösen des Schwefels in Alkalien, z. B.:



beim gelinden Schmelzen eines Alkalis mit Schwefel, endlich auch beim Stehen der Auflösungen alkalischer Schwefelmetalle an der Luft. Im isolirten Zustande ist sie unbekannt, denn wenn man versucht, sie aus ihren Salzen durch eine stärkere Säure abzuscheiden, so zerfällt sie in Schwefel und schwefelige Säure.

d. Eigenschaften. Die Charakteristik der unterschwefeligen Salze wird bei den Metallen ihren Platz finden.

Pentathionsäure. $S_5O_3 = 1500,0$.
(In 100 Theilen: 66,67 S und 33,33 O.)

a. Entdeckung. Wackenroder 1846.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Sie bildet sich bei der Einwirkung von Schwefelwasserstoff oder auch Chlorschwefel auf schwefelige Säure. Zu ihrer Darstellung sättigt man schwefelige Säure mit Schwefelwasserstoff, filtrirt den ausgeschiedenen Schwefel ab und verdunstet das Filtrat anfangs in gelinder Wärme, später unter der Luftpumpe.

d. Eigenschaften. Eine farb- und geruchlose, sehr sauer und bitter schmeckende, selbst durch längeres Stehen sich nicht verändernde Flüssigkeit, welche in gelinder Wärme bis zu einem spec. Gewicht von 1,37 gebracht werden kann, sich aber in stärkerer Hitze zersetzt, wobei Schwefelwasserstoff, dann schwefelige Säure entweichen und ein Gemenge von Schwefel und Schwefelsäure zurückbleibt. Durch verdünnte Schwefelsäure und Salzsäure wird sie nicht zersetzt, wohl aber durch concentrirte Schwefelsäure, Chlor und Salpetersäure. Quecksilbersalze erzeugen darin einen gelben, nach und nach schwarz werdenden Niederschlag.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Die Pentathionsäure sättigt die Basen vollständig; doch sind die dadurch entstehenden Salze nur wenig bekannt.

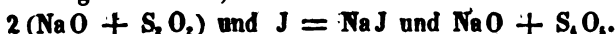
Tetrathionsäure. $S_4O_8 = 1300,0$.

(In 100 Theilen: 61,53 S und 38,47 O.)

a. Entdeckung. Fordos und Gélis 1843.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Sie entsteht durch Einwirkung von Jod auf unterschwefeligsaurer Salze, z. B.:



Man isolirt sie aus dem Baryt- oder Bleisalze durch Schwefelsäure, und verdunstet die Flüssigkeit.

d. Eigenschaften. Sie ist eine farb- und geruchlose, sauer schmeckende Flüssigkeit, lässt sich im verdünnten Zustande kochen, ohne eine Veränderung zu erleiden, zerfällt aber bei einem gewissen Concentrationsgrade in Schwefel, schwefelige Säure und Schwefelsäure; wird von verdünnter Salz- und Schwefelsäure nicht zersetzt, von Quecksilberoxydsalzen, Silberoxydsalzen weis, von Quecksilberoxydsalzen gelblich, nach und nach schwarz werdend niederschlagen, Zinnchlorür gibt einen weissen, die meisten übrigen Metallsalze keinen Niederschlag.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Die tetrathionsauren Salze sind noch wenig bekannt.

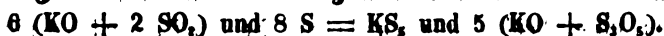
Trithionsäure. $S_3O_8 = 1100$.

(In 100 Theilen: 54,54 S und 45,45 H.)

a. Entdeckung. Langlois 1840.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Sie entsteht bei gelindem Erwärmen einer Auflösung vom zweifach-schwefeligen Kali mit Schwefel:



Das trithionsaure Kali wird durch Krystallisation ausgeschieden, wieder im kalten Wasser gelöst, mit Ueberchloräure zersetzt und die vom überchlorsauren Kali abfiltrirte Flüssigkeit im Vacuo verdunstet.

d. Eigenschaften. Eine farblose, sirupdicke Flüssigkeit, ohne Geruch, von zusammenziehend saurem, etwas bitterem Geschmacke; zerfällt bei längerem Stehen, schneller in einer Wärme von 80° in

Schwefel, schwefelige Säure und Schwefelsäure, aber es scheidet sich dabei nur halb so viel Schwefel aus, als bei der Zersetzung der Tetrathionsäure. Quecksilberoxydsalze werden davon schwarz (HgS), Quecksilberoxydsalze weiss ($\text{HgO} + \text{SO}_2$), Silbersalze gelbweiss, bald schwarz werdend gefällt.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Die trithionsauren Salze sind noch wenig bekannt.

Schwefelige Säure (Schwefelgeist) $\text{SO}_2 = 400$.

(In 100 Theilen: 50,0 S und 50,0 O).

a) Entdeckung. Sie ist schon sehr lange bekannt, weil sie sich beim Verbrennen des Schwefels erzeugt, aber erst Stahl 1780 und Scheele 1770 erkannten sie als eigenthümliche Säure, Priestley stellte 1774 sie zuerst als Gas dar, Berzelius und Gay-Lussac untersuchten sie genauer.

b. Vorkommen. Sie findet sich in der Nähe von Vulkanen.

c. Darstellung. Die schwefelige Säure bildet sich auf mehrfache Weise, nämlich: beim Verbrennen des Schwefels in atmosphärischer Luft oder in Sauerstoffgas, beim Erhitzen des Schwefels mit vielen Metalloxyden, bei der freiwilligen oder durch Säuren bewirkten Zersetzung der vorhergehenden 4, sowie der folgenden Oxydationsstufe des Schwefels, beim Erhitzen der Schwefelsäure mit Kohle, Metallen und andern verbrennlichen Substanzen, beim Rösten der Schwefelmetalle. — Ihre Darstellung im reinen Zustande geschieht durch Erhitzen von concentrirter Schwefelsäure mit Kupfer oder Quecksilber, und Auffangen des Gases über Quecksilber.

$\text{Hg} + 2 \text{SO}_3 = \text{HgO} + \text{SO}_2$ und SO .

Will man eine wässrige Lösung der Säure bereiten, so kann man sich statt des Kupfers oder Quecksilbers auch der grob gepulverten Holzkohle bedienen; es treten dabei zwar ausser der schwefeligen Säure auch noch Kohlenoxydgas und Kohlensäure auf, doch bringen diese beiden letztern keinen Nachtheil, weil sie nicht im Wasser bleiben.

d. Eigenschaften. Ein farbloses Gas von erstikendem Gerüche nach brennendem Schwefel, nicht athembar, nicht brennbar und die Verbrennung nicht unterhaltend, von 2,247 spec. Gewicht; 1 Liter wiegt 2,673 Gramme oder 46 Gran. Es wird unter gewöhnlichem Drucke bei einer Temperatur von -18° tropfbarflüssig und

ist dann eine wasserhelle, sehr bewegliche und flüchtige Flüssigkeit von 1,45 spec. Gewicht, die bei -10° siedet, bei ihrer Verdunstung einen sehr hohen Kältegrad hervorbringt und dadurch selbst fest wird. Die schwefelige Säure röthet Lackmus, im Uebermaasse aber zugesetzt, bleicht sie dasselbe; überhaupt verändert und entfärbt sie die meisten organischen Farbestoffe, indem sie den ihr beigemischten Sauerstoff (der Luft) auf die Farbestoffe überträgt, dieselben dadurch oxydirt und zerstört (z. B. Indigo, Seidengelb, Cactuaroth); oder indem sie, wie in den meisten Fällen, sich mit dem Farbestoff zu einer farblosen Verbindung vereinigt. Im letztern Falle also wird der Farbestoff nicht zerstört, und kann wieder hergestellt werden, z. B. bei den Rosenblättern, die, nachdem sie durch schwefelige Säure entfärbt sind, durch Eintauchen in verdünnte Schwefelsäure ihre ursprüngliche Farbe wieder annehmen. Wie die Rosen, verhalten sich die meisten übrigen rothen und blauen Farben der Pflanzen, während die gelben durch die schwefelige Säure keine Veränderung erleiden. — Wasser nimmt von der gasförmigen Säure sein 50faches Volum oder $\frac{1}{5}$ seines Gewichtes auf, und zeigt dann ein spec. Gewicht von 1,04; Alkohol absorbirt sogar sein 115faches Volum. Setzt man die concentrirte wässrige Lösung der Säure einer Temperatur von 0° aus, so scheiden sich Krystalle aus, welche 26 Proc. Säure enthalten und nach der Formel $SO_2 + 10 HO$ zusammengesetzt sind, bei $+4^{\circ}$ schmelzen und sich wieder zersetzen.

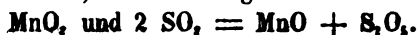
e. Anwendung. Zum Bleichen von Stroh, Seide und Wolle, zu welchem Behufe man die befeuchteten Stoffe in einer verschlossenen Kammer aufhängt, in welcher man Schwefel auf einer Schüssel abbrennen lässt. (Baumwolle und Leinen werden mittelst Chlor gebleicht; dieses kann man aber bei den drei erstgenannten Stoffen nicht anwenden, weil dieselben bedeutend davon angegriffen werden). Ferner zum Bleichen der feinen Badeschwämme, welche man erst einige Zeit in verdünnter Salzsäure liegen lässt, um ihnen die anhängenden Kalktheile zu entziehen, darn mit Wasser gut auswäscht, in reines Wasser legt und nun in dieses Wasser das schwefeligsäure Gas leitet. Zum Ausmachen der Flecken von rothen Früchten im Tischzeug, zu welchem Behufe man die befeuchteten Stellen über brennenden Schwefel hält. Im grössten Maassstabe benutzt man aber die schwefelige Säure zur Darstellung der Schwefelsäure.

f. Verbindungen. Die schwefeligsäuren Salze kommen bei den Metallen vor.

Unterschwefelsäure. $S_2O_3 = 900$.

(In 100 Theilen: 44,44 S und 55,56 O).

- a. Entdeckung. Gay-Lussac und Welter 1819.
 b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.
 c. Darstellung. Sie entsteht bei der Einwirkung von wässriger schwefeliger Säure auf Mangansuperoxyd. Geschieht die Operation in der Kälte, so findet folgender Process statt:



In der Wärme hingegen tritt auch Schwefelsäure auf:



Um die Unterschwefelsäure zu isoliren, setzt man darauf der Flüssigkeit eine Auflösung von Baryt hinzu, filtrirt den aus Manganoxydul und schwefelsaurem Baryt bestehenden Niederschlag ab, fällt aus dem Filtrate den an die Unterschwefelsäure gebundenen Baryt vorsichtig mittelst Schwefelsäure aus, und verdunstet die Flüssigkeit unter der Luftpumpe.

d. Eigenschaften. Eine farb- und geruchlose, sehr sauer schmeckende Flüssigkeit von 1,347 spec. Gewicht, zerfällt durch gelindes Erhitzen in schwefelige Säure und Schwefelsäure, löst Eisen und Zink unter Entwicklung von Wasserstoffgas auf, wird in der Kälte von Chlor und Salpetersäure nicht verändert.

e. Anwendung. Bis jetzt keine.

f. Verbindungen. Die unterschwefelsauren Salze kommen bei den Metallen vor.

Schwefelsäure (Vitriolöl). $SO_3 = 500$.

(In 100 Theilen: 40,0 S und 60,0 O).

a. Entdeckung. Basilius Valentinus bereitete sie zuerst aus dem Eisenvitriol; die Entdeckung ihrer Darstellung aus dem Schwefel soll bereits im Jahre 1697 in England, doch ohne Bestimmung des Namens des Erfinders, geschehen seyn, Lefevre und Lemery erwähnen dieser Bereitungsart zu Anfang des 18. Jahrhunderts, und Roebuk errichtete 1746 die erste Bleikammer in Birmingham. Lavoisier lehrte die Zusammensetzung der Schwefelsäure. Die wasserfreie Schwefelsäure (nämlich den rauchenden Antheil der aus dem Eisenvitriol bereiteten Säure) hielt man lange für eine nicht vollkommen oxydirte Säure, bis Vogel in Baireuth 1812 ihre wahre Natur erkannte.

b. Vorkommen. Die Schwefelsäure findet sich frei bei Vulka-

nen und in vulkanischen Gewässern; an Basen, besonders Baryt, Kalk, Magnesia, auch an Kali, Natron, Ammoniak, Eisen, Zink, Kupfer etc., gebunden, häufig im Mineralreiche, in geringerer Menge im organischen Reiche.

c. Darstellung. Sie bildet sich durch Einfluss der feuchten Luft auf Schwefelmetalle, schwefelige Säure; bei der Einwirkung der Salpetersäure, des wässrigen Chlors auf Schwefel, beim Verpuffen des Schwefels und der Schwefelmetalle mit Salpeter u. s. w. — Die wasserfreie Schwefelsäure erhält man durch Destillation von trockenem, wasserfreiem basischschwefelsaurem Eisenoxyd oder zweifachschwefelsaurem Natron, oder durch gelindes Erhitzen von rauchendem Vitriöl. — Die rauchende (oder Nordhäuser) Schwefelsäure erhält man durch Destillation von calcinirtem Eisenvitriol in irdenen Gefässen. Bei der Calcination dieses Vitriols verliert derselbe 6 Aeq. Wasser, nimmt $\frac{1}{2}$ Aeq. Sauerstoff aus der Luft auf und verwandelt sich in basischschwefelsaures Eisenoxyd von schmutzig gelber Farbe.

$2, (\text{FeO} + \text{SO}_3 + 7 \text{HO})$ und $1 \text{O} = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{SO}_3 + 2 \text{HO}$ und 12HO .

Durch stärkeres Erhitzen des basischschwefelsauren Eisenoxyds in Destillationsgefässen geht Anfangs Wasser mit wenig Schwefelsäure über, und dann folgt die rauchende starke Säure in dicken weissen Dämpfen, welche man besonders auffängt. Der Rückstand in den Retorten bildet eine braunrothe Masse, welche nach dem Auswaschen mit Wasser, zur Entfernung der noch anhängenden Schwefelsäure, *Caput mortuum vitrioli* oder Englisch Roth genannt und als Malerfarbe benutzt wird. Das basischschwefelsaure Eisenoxyd ist gewöhnlich nicht so vollständig calcinirt, dass es nicht noch Antheile von schwefelsaurem Eisenoxydul enthielte; beim Glühen verwandelt sich dann letzteres in Eisenoxyd und schwefelige Säure, und aus diesem Grunde ist die rauchende Schwefelsäure meistens mit schwefeliger Säure verunreinigt.

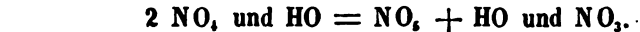
Die concentrirte, nicht rauchende oder englische Schwefelsäure wird auf die Weise bereitet, dass man Schwefel auf einem Heerde verbrennt, unmittelbar über der Flamme eine mit Thon beschlagene eiserne Schale anbringt, worin sich Salpeter (1 Pfund auf 18 Pfund verbrennenden Schwefel) und Schwefelsäure befinden, und die durch die Hitze des brennenden Schwefels aus letzterer Mischung entwickelte Salpetersäure sammt der aufsteigenden schwefeligen Säure in einen grossen, aus Balken gezimmerten, inwendig mit

genau aneinander gelötheten Bleiplatten ausgelegten Raum (Bleikammer) leitet, in welchem sich auf dem Boden einige Zoll hoch Wasser befindet, und in welchem man beständig Wasserdampf und atmosphärische Luft leitet. Durch die Salpetersäure wird, bei Gegenwart von Feuchtigkeit, die schwefelige Säure rasch zu Schwefelsäure oxydirt, welche sich in dem Wasser auflöst, das dadurch gebildete Stickstoffoxyd nimmt aber wieder Sauerstoff aus der Luft an, und so erneuert sich derselbe Process immer wieder. Genauer gesagt, finden bei dieser Bereitung der Schwefelsäure folgende Reactionen statt:

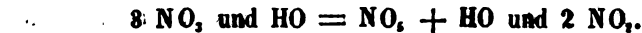
1. die schwefelige Säure wird, unter Vermittlung des Wassers, durch Salpetersäurehydrat in Schwefelsäurehydrat übergeführt, wobei die Salpetersäure sich in Untersalpetersäure verwandelt:



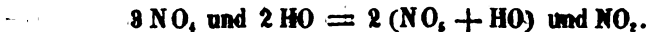
2. Die Untersalpetersäure verwandelt sich in Berührung mit etwas Wasser in Salpetersäurehydrat und salpeterige Säure:



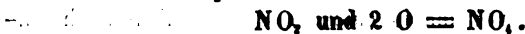
3. Die salpeterige Säure verwandelt sich beim Zusammenkommen mit viel Wasser in Salpetersäurehydrat und in Stickstoffoxyd:



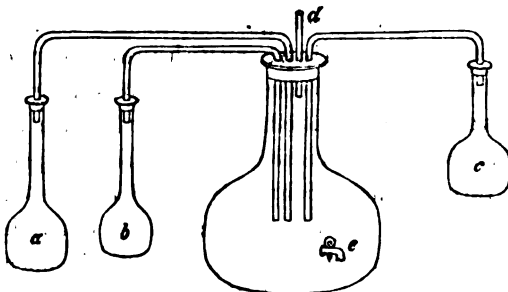
- Die Untersalpetersäure geht demnach mit viel Wasser in Salpetersäurehydrat und Stickstoffoxyd über:



4. Das Stickstoffoxyd geht in Berührung mit überschüssiger Luft in Untersalpetersäure über:



Der folgende Versuch zeigt alle diese Reactionen in umgekehrter Reihenfolge.

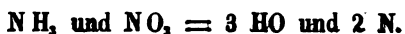


Ans a wird durch Kupfer und concentrirte Schwefelsäure schwefelige Säure entwickelt, aus b durch Kupfer und Salpetersäure: Stickstoffoxyd, aus c Wasserdampf. Die kleine Röhre d und der Tubus e dienen zum Zuleiten von Luft. Hier geht also zunächst das Stickstoffoxyd durch den Sauerstoff der Luft in Untersalpetersäure über; die Untersalpetersäure zerfällt durch den Wasserdampf in Salpetersäure und Stickstoffoxyd; die gebildete Salpetersäure führt die schwefelige Säure in Schwefelsäure über, und verwandelt sich hierbei wieder in Untersalpetersäure, welche mit Wasser sogleich in Salpetersäure und Stickstoffoxyd übergeht. Das neu entstandene Stickstoffoxyd nimmt abermals Sauerstoff aus der Luft an, und diese Reactionen setzen sich in derselben Weise fort, so dass durch eine verhältnissmässig geringe Menge Stickoxyd eine sehr grosse Menge Schwefelsäure erzeugt werden kann. Die Menge der letztern würde im Vergleiche zu derjenigen des Stickstoffoxyds unbegrenzt seyn, wenn nicht durch das zuweilen nothwendige Erneuern der Luft in der Bleikammer ein Antheil des Stickoxyds mit der ausströmenden, ihres Sauerstoffs beraubten Luft verloren ginge. Es versteht sich, dass in obigem Versuche das Stickstoffoxyd durch jede andere höhere Oxydationsstufe des Stickstoffs ersetzt werden kann, wie z. B. durch Untersalpetersäure, Salpetersäure. — Zu allen diesen Zersetzungen ist aber, wie erwähnt, die Gegenwart des Wassers nothwendig; man muss daher fortwährend viel Wasserdampf hinzutreten lassen. Ist kein Wasser vorhanden, so wirken schwefelige Säure und Untersalpetersäure nur schwierig aufeinander; beträgt die Menge des Wassers nur wenig, so entsteht eine krystallinische Verbindung von $\text{NO}_2 + 2 \text{SO}_2$ mit Wasser, welche sich auf die Wände des Apparats absetzt und sich, wenn sie nicht alsbald mit mehr Wasser in Berührung kommt, in der Schwefelsäure auflöst, wodurch nicht allein letztere verunreinigt wird, sondern auch eine gewisse Quantität salpeteriger Säure verloren geht.

Wir kehren nun wieder zu der fabrikmässigen Darstellung der Schwefelsäure zurück. Wenn das Wasser in der Bleikammer so viel Schwefelsäure enthält, dass sein spec. Gewicht 1,35 beträgt (Säuregehalt = 37 Pc.), so zapft man es ab und dunstet in grossen bleiernen Pfannen weiter ein. Wollte man die Säure früher, wenn sie noch verdünnter ist, ablassen, so würde dadurch der Bedarf an Brennmaterial, behufs des Abdampfens, gesteigert werden; auch enthält eine verdünntere Säure nicht selten noch unveränderte schwe-

felige Säure, welche nun, nach dem Austritt der Flüssigkeit aus der Kammer, verloren geht. Die abzuzapfende Säure soll aber auch kein merklich höheres spec. Gewicht besitzen als das angegebene; denn sonst bindet sie eine gewisse Menge salpeteriger Säure, welche bei der weitem Concentration nicht ausgetrieben wird. Das Verdunsten (Concentriren) der Säure in den bleiernen Pfannen kann nur so lange fortgesetzt werden, bis sie ein spec. Gewicht von 1,70 hat (Säuregehalt = 65 Pc.), weil von da an die Temperatur der kochenden Säure so hoch steigt, dass das Blei schmelzen würde. Man bedient sich daher zur weitem Concentration gläserner Retorten oder einer Destillirblase aus Platin; hierbei geht jedoch nicht reines Wasser, sondern eine sehr wasserhaltige Säure über, welche daher aufgefangen und zur Speisung der Bleikammern verwendet wird. Man beendigt die Arbeit, wenn die in dem Destillirgefäße befindliche Säure 66° Beaumé zeigte, was einem spec. Gewicht von 1,84 entspricht.

Um chemisch-reine Schwefelsäure zu erhalten, muss die fabrikmässig erzeugte Säure einer Rectification unterworfen werden, zu welchem Zwecke stets die aus dem Schwefel bereitete dient. Man setzt ihr zuvor $\frac{1}{2}$ Pc. schwefelsaures Ammoniak hinzu, um die etwa vorhandene Verbindung von $\text{NO}_2 + 2 \text{SO}_2$ zu zerstören; das Ammoniak setzt sich nämlich mit der salpeterigen Säure in Wasser und Stickstoff um:



Um das beim Kochen der Säure stattfindende Stossen zu vermeiden, legt man einige Stücke Platindraht hinein.

d. Eigenschaften. Die wasserfreie Schwefelsäure bildet lange, weisse, asbestartige Nadeln, hat ein spec. Gewicht von 1,97; schmilzt bei + 25° und siedet bei + 30 bis 35°; ihre Dämpfe sind farblos, verdichten sich aber in Berührung mit feuchter Luft zu dicken weissen Nebeln. Sie ist höchst ätzend sauer, verkohlt schnell organische Substanzen, indem sie ihnen die Elemente des Wassers entzieht und kohlenstoffreichere Materien zurücklässt. Mit wenig Wasser in Berührung verbindet sie sich unter Feuererscheinung zu einer durchscheinenden weissen krystallinischen Masse; in mehr Wasser löst sie sich unter Zischen und starker Erhitzung auf. Streuet man Schwefel auf wasserfreie Schwefelsäure, so entsteht eine indigoblaue Verbindung, deren Natur noch unbekannt ist. Mit Wasser bildet die Schwefelsäure 4 bestimmte Hydrate.

α. Erstes Hydrat = $2 \text{SO}_2 + \text{HO}$ (mit 10 Pc. Wasser). Dies ist die oben erwähnte durchscheinende krystallinische Masse, welche bei Berührung der wasserfreien Schwefelsäure mit wenig Wasser entsteht. Es befindet sich in grosser Menge in der rauchenden Schwefelsäure, und krystallisirt aus derselben, wenn man sie auf 0° erkaltet, in grossen wasserhellen Blättern, welche an der Luft weisse Dämpfe verbreiten. Durch Erhitzen zerfällt es in wasserfreie Schwefelsäure und in das zweite Hydrat.

Die rauchende Schwefelsäure ist ein Gemisch des ersten Hydrats mit dem zweiten in wechselnden Verhältnissen; sie ist bei gewöhnlicher Temperatur flüssig, öllartig, von 1,86 — 1,89 spec. Gew., meist mehr oder weniger bräunlich gefärbt, raucht an der Luft, gefriert schon einige Grade über 0° , kocht bei $+ 40$. bis 50° , und zerfällt dabei in wasserfreie Säure und das zweite Hydrat, wobei der Kochpunkt nach und nach immer höher steigt. Sie ist das Auflösungsmitel für den Indigo.

β. Zweites Hydrat = $\text{SO}_2 + \text{HO}$ (mit 18,2 Pc. Wasser), die sogenannte englische, concentrirte, nicht rauchende Schwefelsäure*), ist wasserhell, öllartig, geruchlos, nicht rauchend, von 1,852 spec. Gewicht, wird erst bei $- 35^\circ$ fest, siedet bei 325° und destillirt unverändert (d. h. ohne in eine wasserärmere und wasserreichere Säure zu zerfallen) über, zerstört und verkohlt die meisten organischen Substanzen, löst beim Erhitzen viele Metalle auf, vertreibt die meisten übrigen Säuren aus ihren Verbindungen, und weicht nur in der Hitze der Phosphorsäure, Borsäure, zum Theil auch der Kieselsäure, weil diese 3 Säuren nicht flüchtig sind. Sie ist die aus dem Schwefel bereitete und am meisten gebräuchliche Säure. 1 Theil derselben mit 5 Theilen Wasser vermischt, gibt die sogenannte verdünnte Schwefelsäure von 1,125 spec. Gewicht, bei deren Anfertigung man, wie überhaupt bei jeder Vermischung einer starken Saure mit Wasser u. dgl., wohl zu beachten hat, die Säure nach und nach in das Wasser zu giessen und nicht umgekehrt zu verfahren, weil dabei sonst eine so starke Erhitzung eintritt, dass ein Spritzen entsteht und Glas- und Porcellangefässe leicht springen können.

*) Ich muss hier hervorheben, dass die im Handel vorkommende Säure von 66° Baumé nicht das reine zweite Hydrat ist, sondern $1\frac{1}{2}$ Aeq. oder $25\frac{1}{2}$ Pc. Wasser enthält.

γ. Drittes Hydrat = $\text{SO}_2 + 2 \text{HO}$ (mit 31 Pc. Wasser), entsteht beim Vermischen von 100 Theilen des zweiten Hydrats mit 18,3 Theil Wasser, hat ein spec. Gewicht von 1,78, schießt bei $+ 4^\circ$ in grossen Krystallen an, verliert bei 187° kein Wasser, wird aber bei 200° zerlegt, indem ein Hydrat mit 3 Aeq. Wasser übergeht und das erste Hydrat zurückbleibt.

δ. Viertes Hydrat = $\text{SO}_2 + 3 \text{HO}$ (mit 40 Pc. Wasser), erhält man beim Vermischen von 100 Theil des zweiten Hydrats mit 36,6 Theil Wasser, hat ein spec. Gewicht von 1,632, siedet bei 163 bis 170° , zersetzt sich aber unter Erhöhung des Siedepunkts, gibt bei 193° 1 Aeq. Wasser ab und wird zum dritten Hydrate, welches dann, wie unter **γ** angegeben, weiter zersetzt wird.

Setzt man der Schwefelsäure noch mehr Wasser hinzu, als die Formel $\text{SO}_2 + 3 \text{HO}$ enthält, so findet keine Volumverminderung (keine Contraction) mehr statt; d. h. wenn man concentrirte Schwefelsäure mit Wasser vermischt, so beträgt die Summe der Volume der gemischten Flüssigkeiten so lange mehr als das Volum der Mischung, oder: das Volum der Mischung ist so lange kleiner als die Volume der gemischten Flüssigkeiten, bis die Säure 3 Aeq. Wasser enthält. Aus diesem Grunde betrachtet man $\text{SO}_2 + 2 \text{HO}$ und $\text{SO}_2 + 3 \text{HO}$ noch als chemische Verbindungen, während man jede weiter hinzukommende Quantität von Wasser als nicht chemisch gebunden annimmt.

Zu den allermeisten Anwendungen ist die käufliche Schwefelsäure hinreichend rein. Sie enthält aber mitunter Arsen, Blei oder andere Metalle, salpeterige Säure, und ist dann zu manchen chemischen Zwecken nicht brauchbar; man befreit sie davon durch Rectification auf die oben angegebene Weise, wobei die Metalle und sonstige fixe Materien zurückbleiben.

e. Anwendung. Die Schwefelsäure findet eine ausserordentlich grosse Anwendung, z. B. zur Darstellung vieler andern Säuren aus deren Salzen, des Glaubersalzes, Alauns, Kupfer-, Zink- und Eisenvitriols, Chlors, Aethers, in der Färberei, Kattundruckerei, zur Bereitung der Stearinkerzen, des Phosphors, Stärkezuckers, zum Beizen der Metalle, zur Reinigung der Oele, zur Darstellung des Wasserstoffgases etc.

f. Verbindungen. Die schwefelsauren Salze kommen bei den Metallen vor.

Schwefel und Wasserstoff.

Diese beiden Elemente verbinden sich nicht direkt miteinander, aber man kennt doch zwei Verbindungen derselben, welche sich auf indirektem Wege bilden:

1. Schwefelwasserstoff = HS
2. Doppelschwefelwasserstoff = HS, (?)

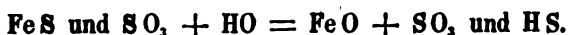
Schwefelwasserstoff (Schwefelwasserstoffsäure, Hydrothionsäure, Schwefelleberluft). HS = 212,5.

(In 100 Theilen: 5,81 H und 94,19 S).

a. **Entdeckung.** Der Schwefelwasserstoff wurde 1772 von Scheele als besondere Gasart unterschieden, 1785 von Kirwan als Säure, 1796 von Berthollet als eine Verbindung von Schwefel und Wasserstoff erkannt, von Gay-Lussac und Thénard genauer analysirt.

b. **Vorkommen.** Er findet sich in der Natur an Wasser gebunden in den Schwefelwässern.

c. **Darstellung.** Er bildet sich bei der Fäulniss schwefelhaltiger thierischer Stoffe, z. B. der Eier, der Excremente, in Kloaken etc., ferner beim Lösen einfacher Metallsulphide in Wasser oder beim Zusammenbringen mehrerer Metallsulphide mit wässrigen Säuren. Man erhält ihn leicht und rein aus dem Schwefeleisen durch Uebergiessen mit verdünnter Schwefel- oder Salzsäure in einer Entwicklungsflasche und Auffangen des Gases über warmem Wasser. Auf 1 Theil Schwefeleisen sind 7 Theile verdünnte Schwefelsäure erforderlich.



d. **Eigenschaften.** Ein farbloses Gas vom Geruch und Geschmack nach faulen Eiern, hat ein spec. Gewicht von 1,191, 1 Liter wiegt 1,53 Gramm oder 24 $\frac{1}{2}$ Gran; kann durch starken Druck tropfbar flüssig werden und ist dann eine farblose, äusserst bewegliche Flüssigkeit von 0,90 spec. Gewicht, welche bei — 50° fest wird und krystallinisch erstarrt. Der Schwefelwasserstoff färbt feuchtes Lackmuspapier weinroth, ist nicht athembär, giftig (bestes Gegenmittel: Chlor), brennt an offener Luft mit blauer Flamme unter Bildung von schwefeliger Säure und Wasser, wird durch Hitze in seine Bestandtheile zerlegt, zersetzt sich auch durch Chlor, Brom, Jod, indem diese den Wasserstoff binden, ebenso durch den Sauerstoff der Luft; schlägt aus den meisten Metallsalzen die Metalle als un-

lösliche Sulphide, häufig mit charakteristischen Farben, nieder.— Wasser nimmt bei gewöhnlicher Temperatur sein 2½, bis 3faches Volum von dem Schwefelwasserstoffgas auf, und bildet das Schwefelwasserstoffwasser (aus 1 Loth Schwefeleisen kann man 1 Liter gesättigtes Schwefelwasserstoffwasser erhalten). Es ist farblos, vom Geruch und Geschmack des Gases, reagirt schwach sauer, zersetzt sich an der Luft, wird milchig und scheidet den Schwefel aus. — Alkohol nimmt von dem Gase noch einmal so viel auf als Wasser.

e. Anwendung. Der Schwefelwasserstoff ist ein sehr wichtiges Reagens auf Metalle, er dient ferner in der Kattundruckerei, Seidenfärberei, um mittelst Cadmiumsalz oder arseniger Säure Gelb auf dem Zeuge zu entwickeln.

f. Verbindungen. Mit Basen bildet der Schwefelwasserstoff die Metallsulphide, welche bei den Metallen vorkommen.

Doppelt - Schwefelwasserstoff (Wasserstoffschwefel, Hydrothionige Säure) HS_2 (?).

Diese ebenfalls 1772 von Scheele entdeckte Verbindung wird erhalten, wenn man eine concentrirte wässrige Lösung von Mehrfach-Schwefelcalcium oder Schwefelkalium in Salzsäure giesst, wobei sich neben Schwefel eine gelbe öartige wiederlich riechende und schwackende Flüssigkeit vom 1,77 spec. Gewicht abscheidet, welche das Lackmus bleicht, sich aber bald von selbst in Schwefel und Schwefelwasserstoff zerlegt. Wegen ihrer leichten Zersetzbarkeit konnte die Zusammensetzung noch nicht genau ermittelt werden.

Schwefel und Stickstoff

Auch diese beiden Elemente verbinden sich nicht direkt miteinander. Wenn man aber nach Gregory Chlorschwefel = S_2Cl mit wässrigem Ammoniak zusammenbringt, so erhält man eine Ausscheidung, welche aus Schwefelstickstoff und freiem Schwefel besteht, und aus der man den erstern durch kochenden Weingeist ausziehen kann. Aus der geistigen Lösung setzt sich die neue Verbindung beim Erkalten in feinen weissen Nadeln ab. Ihre Eigenschaften und Zusammensetzung sind noch nicht hinreichend studirt.

Schwefel und Chlor.

Chlor und Schwefel vereinigen sich in verschiedenen Verhältnissen miteinander; einige dieser Verbindungen kennt man nur in Verbin-

dung mit andern Körpern, zwei dagegen im isolirten Zustande und diese sind:

1. Der Halb-Chlorschwefel = S_2Cl .

2. Der Einfach-Chlorschwefel = S_2Cl_2 .

Halbchlorschwefel. S_2Cl = 843,7.

(In 100 Theilen: 47,40 S und 52,60 Cl).

a. Entdeckung. Hagemann 1782. Berthollet, Bucholz, Thomson, Dumas und H. Rose stellten nähere Untersuchungen darüber an.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man leitet trocknes Chlorgas in Schwefelblumen oder geschmolzenen Schwefel und fängt die im letztern Falle überdestillirende Flüssigkeit auf; der darin enthaltene überschüssige Schwefel bleibt bei der Rectification in gelinder Wärme zurück.

d. Eigenschaften. Eine röthlichgelbe Flüssigkeit von 1,70 spec. Gewicht, unangenehmem Geruch, saurem erwärmendem, bitterem Geschmack, raucht an der Luft, reagirt sauer, siedet bei 138° , zersetzt sich durch Wasser allmählig in Chlorwasserstoffsäure, Schwefel, schwefelige Säure und Schwefelsäure.

Einfach-Chlorschwefel. S_2Cl_2 = 643,7.

(In 100 Theilen: 31,07 S und 68,93 Cl).

a. Entdeckung. Dumas.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man leitet in die vorhergehende Verbindung Chlor bis zur Sättigung, und erwärmt gelinde zur Entfernung des überschüssigen Chlors.

d. Eigenschaften. Eine tief rothgefärbte Flüssigkeit, welche ein spec. Gewicht von 1,62 hat und bei $+64^\circ$ siedet.

Der Doppelt-Chlorschwefel = S_2Cl_2 , existirt nach H. Rose in Verbindung mit verschiedenen elektronegativen Metallsulphiden.

Der Dreifach-Chlorschwefel = S_2Cl_2 , wird nach H. Rose als Verbindung mit Schwefelsäure = $S_2Cl_2 + 5 SO_2$ erhalten, wenn man zu mit Chlor gesättigtem Chlorschwefel rauchende Schwefelsäure setzt und das Gemisch destillirt. Dieser Körper ist farblos, flüchtig, hat ein spec. Gewicht von 1,818, siedet bei 145° und zersetzt sich in Wasser unter Bildung von Schwefelsäure und Salzsäure.

Schwefel und Brom

bilden nach Balard zwei ähnliche Verbindungen, S_2Br und S_2Br_2 , wie Schwefel und Chlor.

Schwefel und Jod

lassen sich in jedem Verhältnisse durch Schmelzen miteinander vereinigen, aber diess sind keine chemischen Verbindungen, denn durch Erhitzen kann das Jod wieder vom Schwefel getrennt und verflüchtigt werden.

Schwefel und Fluor.

Eine Verbindung dieser beiden Elemente ist zur Zeit noch unbekannt.

2. Selen. Se = 491,2.

a. Entdeckung. Berzelius 1817. Der Entdecker hielt diesen Körper anfangs für Tellur, mit welchem er viel Aehnlichkeit hat; da nun das Tellur von *tellus* (Erde) abgeleitet, und der Mond ein Trabant der Erde ist, so legte B. den griechischen Namen des Mondes: *σεληνη* dem neuen Stoffe bei.

b. Vorkommen. Das Selen findet sich nur sehr sparsam in der Natur, angeblich gediegen mit etwas Schwefelselenquecksilber, Selencadmium und Seleneisen als Riolith in Mexico, verbunden mit Silber und andern Metallen ebendasselbst, vormals mit Kupfer und Silber als Eukairit in Schweden, mit Tellur und Wismuth in Norwegen, mit Tellur und Gold in Siebenbürgen, mit Blei, Kupfer und Quecksilber am Harz, mit Kupfer und Eisen im Schwefelkies an mehreren Orten, mit Schwefel und Salmiak auf den Liparischen Inseln. Als Bestandtheil der meisten Schwefelkiese geht es auch in den daraus bereiteten Schwefel und die Schwefelsäure über.

c. Darstellung. Man digerirt die fein gepulverten Selenmetalle oder Selenschwefel mit Kalilauge, filtrirt und stellt die Auflösung an offener Luft in die Wärme, wo sich nach und nach das Selen als grauschwarzes Pulver abscheidet, welches durch Zusammenschmelzen in eine feste Masse verwandelt werden kann.

d. Eigenschaften. Das Selen ist im compacten Zustande dunkelbleigrau oder rothbraun, in dünnen Lagen rubinroth durchsichtig, fast metallglänzend, spröde, von muscheligem Bruche, 4,2 — 4,8 spec. Gewicht, als Pulver dunkelroth (aus rauchender Schwefelsäure setzt es sich beim Verdünnen mit Wasser als cinnoberrothes Pulver ab, aus heissen Lösungen scheidet es sich in grauschwarzen Flocken), geruch- und geschmacklos, wird bei etwa 100° weich und zähe, schmilzt bei 217° und geht in noch höherer Temperatur in gelbe Dämpfe über, welche sich zu schwärzlichen Tropfen, an der Luft

zu einem cinnoberrothen Pulver condensiren, verbrennt in höherer Temperatur an der Luft bei Annäherung eines brennenden Körpers (nicht von selbst wie der Schwefel) mit azurblauer Flamme unter Verbreitung eines Geruchs nach faulem Rettig zu einem gasförmigen Oxyde. Es leitet, wie der Schwefel, Wärme und Electricität nicht, wird durch Reiben negativ elektrisch. Es löst sich in Kalilauge, nicht in Salzsäure, langsam in Salpetersäure und Königswasser; letztere beiden Lösungen enthalten das Selen als selenige Säure. Auch von fetten Oelen wird es gelöst, nicht von ätherischen.

e. Anwendung. Eine praktische Anwendung hat das Selen bis jetzt noch nicht gefunden, woran wohl zunächst sein hoher Preis Schuld ist.

f. Verbindungen. Vom Selen kennt man Verbindungen mit den bereits abgehandelten Elementen Sauerstoff, Wasserstoff, Chlor, Brom, Jod und Schwefel. Ob es sich auch mit dem Stickstoff und Fluor vereinigt, ist unbekannt.

Selen und Sauerstoff.

Das Selen bildet mit dem Sauerstoff zwei bestimmte Oxydationsstufen, welche Säuren sind:

1. Selenige Säure = SeO_2 ,
2. Selensäure = SeO_3 .

Ausserdem nimmt man noch ein gasförmiges Selenoxyd (SeO) an, welches die Ursache des üblen Geruchs ist, der entsteht, wenn das Selen an der Luft erhitzt, oder verbrannt wird. Seine sonstigen Eigenschaften sind noch nicht erforscht.

Selenige Säure. SeO_2 = 691,2.

(In 100 Theilen: 71,06 Se und 28,94 O).

a. Entdeckung. Berzelius, 1817.

b. Vorkommen. Findet sich, gemengt mit Schwefelselen und Salmiak, unter den vulkanischen Produkten der Liparischen Inseln.

c. Darstellung. Sie entsteht beim Verbrennen des Selens im Sauerstoffgase, bei der Einwirkung von Salpetersäure oder Königswasser auf Selen. Am besten bedient man sich zu ihrer Bereitung des Königswassers; nachdem die Auflösung des Selens erfolgt ist, verdunstet man zur Trockne.

d. Eigenschaften. Eine weisse Masse oder lange KrySTALLNADeln, riecht nicht, schmeckt brennend sauer, verdampft leichter als

Schwefelsäure und gibt einen gelben, stechend sauren Dampf, wird an der Luft leicht feucht, löst sich leicht in Wasser und Alkohol, wird durch schwefelige Säure und einige Metalle reducirt, wobei sich das Selen in der Kälte als einberrothtes, in der Hitze als schwarzgraues Pulver absetzt.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Sie bildet mit Metalloxyden die selenigsauren Salze.

Selensäure. $\text{SeO}_3 = 791,2$.

(In 100 Theilen: 62,08 Se und 37,92 O).

a. Entdeckung. Mitscherlich 1827.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Sie bildet sich nur auf trockenem Wege, wenn man Selen oder ein Selenmetall oder selenigsaures Kali (oder Natrium) mit Salpeter glüht. Das entstandene selenisaure Kali löst man in Wasser, fällt die Lösung mit salpetersaurem Bleioxyd, wäscht den Niederschlag aus, zerlegt ihn mit Schwefelwasserstoff, und dampft das Filtrat so weit ein, bis die Temperatur auf 280° gestiegen ist.

d. Eigenschaften. Eine farblose, wasserhaltende, geruchlose, sehr sauer und ätzend schmeckende Flüssigkeit von 2,60 spec. Gewicht, wird in stärkerer Hitze (von 290° anfangend) in selenige Säure und Sauerstoff zerlegt, verändert sich nicht durch schwefelige Säure und durch Schwefelwasserstoff, Salzsäure bildet aber damit selenige Säure, Chlor und Wasser; sie löst selbst Gold, aber nicht Platin auf.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Mit Metalloxyden bildet sie die selenigsauren Salze.

Selen und Wasserstoff.

Selenwasserstoff. (Selenwasserstoffsäure). $\text{HSe} = 403,7$.

(In 100 Theilen: 2,48 H und 97,52 Se).

a. Entdeckung. Berzelius 1817.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Sowie der Schwefel verbindet sich auch das Selen nicht direkt mit dem Wasserstoffe; man erhält aber Selenwasserstoff, wenn man Selenmetalle mit wässrigen Säuren (z. B. Selenkalium mit Salzsäure) zerlegt.

d. Eigenschaften. Ein farbloses Gas vom Geruche des Schwe-

Selenwasserstoffes, erregt in allen Theilen des Körpers, welche es berührt, heftige Schmerzen, heftiges Husten, ist brennbar, röthet frisches Lackmuspapier, löst sich reichlich in Wasser, die Lösung versetzt sich an der Luft und lässt das Selen als rothes Pulver fallen, färbt die Haut bleibend rothbraun, erzeugt in vielen Metallösungen Niederschläge, die meist dunkelgefärbt sind.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Mit Basen bildet der Selenwasserstoff die Metallselenide.

Selen mit Chlor, Brom, Jod.

Das Selen verhält sich gegen diese drei Salzbilder ähnlich wie der Schwefel, doch sind die dadurch entstehenden Verbindungen nicht so genau studirt.

Selen und Schwefel.

Selenschwefel findet sich, gemengt mit Sakniak und seleniger Säure, unter den vulkanischen Produkten der Liparischen Inseln. Das Selen lässt sich mit Schwefel in allen Verhältnissen vereinigen, und gibt gelbe, orangerothe, dunkelrothe und braune Gemische. — Eine bestimmte Verbindung erhält man durch Füllen von seleniger Säure mit Schwefelwasserstoff als einen citronengelben Niederschlag, der sich in der Wärme zu einem feuerrothen Körper vereinigt und aus SSe , besteht.

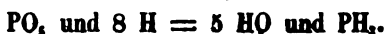
3. Phosphor. P = 400,0.

a. Entdeckung. Brandt in Hamburg 1669. Sein Name ist gebildet aus $\varphi\omega\varsigma$: Licht und $\varphi\omega\pi\omega\varsigma$: Träger, weil er im Dunkeln leuchtet.

b. Vorkommen. Der Phosphor findet sich ziemlich häufig in der Natur, aber nie isolirt, sondern stets gebunden, meist an Sauerstoff als Phosphorsäure und diese an Basen gebunden in allen drei Reichen; in eigenthümlichem, wie es scheint nicht oxydirtem Zustande im Eiweiss, Fibrin, Gehirnfett; als Wasserstoffverbindung (?) in den aus Stämmen aufsteigenden Gasen.

c. Darstellung. Anfänglich bereitete man den Phosphor nur aus dem Harne, jetzt wird er ausschliesslich aus den Knochen dargestellt. Dieselben werden calcinirt, gepulvert und 6 Theile dieses Pulvers mit einer Mischung von 5 Theilen concentrirter Schwefel-

säure und 30 Theilen Wasser 24 Stunden lang in der Wärme digerirt; hierauf kolirt man die Masse durch Leinwand, wäscht den rückständigen Gypsbrei aus, dampft die sauren (sauren phosphorsauren Kalk enthaltenden) Flüssigkeiten anfänglich in bleiernen, bei weiterer Concentration in kupfernen Gefässen zur starken Sirupdicke ein, setzt dem Sirup $\frac{1}{2}$ seines Gewichts Kohlenpulver hinzu, erhitzt weiter bis zum Rothglühen, bringt die trockne Masse in irdene Retorten, kittet an dieselben ein knieförmiges kupfernes Rohr, welches einige Linien tief unter das Wasser der Vorlage taucht, verschlieset die letztere mit einem Korke, durch den noch eine Glasröhre zur Ableitung der Gase geht, und erhitzt nach und nach bis zum Weissglühen, so lange noch etwas überdestillirt. Der Phosphor sammelt sich unter dem Wasser, während Kohlensäure, Kohlenoxyd, Wasserstoffgas, Kohlenwasserstoffgas, selbst- und nicht selbstentzündliches Phosphorwasserstoffgas fortgehen.



In der Retorte bleibt basischphosphorsaurer Kalk, gemengt mit der überschüssig zugesetzten Kohle. Der Phosphor wird hierauf unter Wasser geschmolzen, in mit langen Röhren versehene Trichter gegossen, nach dem Erkalten herausgestossen und unter Wasser aufbewahrt.

d. Eigenschaften. Der Phosphor ist bei gewöhnlicher Temperatur fest, von der Härte und Zähigkeit des Wachses, von 1,77 spec. Gew., farblos oder gelblichweiss, wird am Lichte gelb bis roth und verwandelt sich dadurch in eine allotropische Modification, die unlöslich in Schwefelkohlenstoff ist, aber bei 264° wieder in den gewöhnlichen Zustand zurückkehrt; überzieht sich unter Wasser nach und nach mit einer weissen matten Kruste, die ebenfalls nichts als eine allotropische Modification ist; krystallisirt tesseral, ist an sich geruchlos, bildet aber in Berührung mit der Luft phosphorige Säure in weissen Dämpfen, welche knoblauchartig riechen, und im Dunkeln leuchten (Ursache des Leuchtens der Phosphorstangen im Dunkeln); schmeckt an sich nicht, aber im gelösten Zustande scharf, widrig, wirkt sehr giftig (Gegengift: Magnesia in reinem Wasser oder noch besser in Chlorwasser vertheilt); schmilzt bei $+ 45^\circ$, siedet bei 290° und destillirt bei Abschluss der Luft in farblosen Dämpfen über; entzündet sich an der Luft schon bei 00° , ja selbst durch starkes Rei-

ben, und brennt mit leuchtender Flamme unter Ausstossung eines dicken weissen Rauchs von wasserfreier Phosphorsäure, welche sich an kältere Körper als eine schneeartige Masse anlegt, während im Rückstande ein Gemenge von rothem Phosphoroxyd mit etwas unverbranntem Phosphor bleibt. Im Sauerstoffgase verbrennt er mit blendend weisser Flamme vollständig zu Phosphorsäure. In Wasser ist er unlöslich, aber beim Aufbewahren darunter bildet sich durch die Einwirkung der in dem Wasser enthaltenen Luft etwas phosphorige Säure und das Wasser erhält dadurch eine saure Reaction und einen knoblauchartigen Geruch; Alkohol nimmt geringe Mengen, etwas mehr der Aether und die ätherischen und fetten Oele auf; am reichlichsten wird er vom Schwefelkohlenstoff aufgelöst. Salpetersäure löst ihn in der Hitze und verwandelt ihn in Phosphorsäure. Beim Kochen mit Alkalien bildet sich unterphosphorigsaures Alkali und entweichendes Phosphorwasserstoffgas. Man kann den Phosphor in ein Pulver verwandeln, wenn man ihn in einer Flasche unter Wasser schmilzt, dann die Flasche verschliesst und bis zum Erkalten anhaltend schüttelt; nimmt man statt Wasser Alkohol, so wird der Phosphor noch feiner vertheilt, und bei Anwendung von Harn erhält man ihn als feinsten Staub. — Der Phosphor enthält mitunter Arsen, welches auf die bei der Phosphorsäure angegebene Weise ermittelt wird.

e. Anwendung. In der Medicin, Chemie, zu Feuerzeugen, Reibzündhölzchen, als Rattengift, zur Bereitung der Phosphorsäure etc.

f. Verbindungen. Der Phosphor geht mit allen bereits abgehandelten Elementen Verbindungen ein.

Phosphor und Sauerstoff.

Man kennt 4 Oxydationstufen des Phosphors, von denen die 3 höhern saurer Natur sind:

1. Phosphoroxyd P_2O
2. Unterphosphorige Säure PO
3. Phosphorige Säure PO_2
4. Phosphorsäure PO_3

Phosphoroxyd. $P_2O = 900,0$.

(In 100 Theilen: 88,88 P und 11,12 O).

a. Entdeckung. Das Phosphoroxyd wurde, obwohl schon lange bekannt, doch erst 1835 von Leverrier gründlich untersucht.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Es bildet sich beim Verbrennen des Phosphors an der Luft, und bleibt, gemengt mit Phosphorsäure und etwas Phosphor, zurück. Behandelt man diesen braunrothen Rückstand erst mit Wasser zur Entfernung der Phosphorsäure, dann mit Schwefelkohlenstoff zur Entfernung des Phosphors, so bleibt das Oxyd als ein braunrothes Pulver zurück. Es ist übrigens nicht durch Versuche entschieden, ob dieser braunrothe Körper nicht etwa die rothe allotropische Modification enthält, oder ganz daraus besteht, wie mir am wahrscheinlichsten ist. — Phosphoroxyd in reinem Zustande, von bestimmter Zusammensetzung und in grösserer Menge erhält man, wenn man Phosphorstücke unter einer Schicht flüssigen Phosphorchlorürs $= \text{PCl}_3$ der Luft aussetzt, nach 1—2 Tagen die durch Wasserversetzung salzsäurehaltig gewordene Flüssigkeit von der entstandenen gelben Substanz, welche eine Verbindung von Phosphorsäure mit Phosphoroxyd ist, abgiesst, die Substanz in Wasser auflöst, den eingemengten Phosphor abfiltrirt, und die gelbe Substanz erhitzt. Es fällt dadurch das Oxyd als Hydrat in gelben Flocken nieder, welches nach dem Auswaschen und Trocknen im *Vacuo* alles Wasser verliert.

d. Eigenschaften. Das auf die angegebene Weise dargestellte Oxyd ist ein zeisiggelbes Pulver, unlöslich in Wasser, Alkohol, Aether und Salzsäure (das Hydrat löst sich ein wenig in Wasser), geruch- und geschmacklos, unveränderlich an trockner Luft, nicht im Dunkeln leuchtend, zieht aber an feuchter Luft Wasser an, säuert sich langsam und riecht dann schwach nach Phosphorwasserstoff. Bis zu 300° erhitzt erleidet es keine Zersetzung, wird aber roth; über 360° zersetzt es sich rasch in Phosphor und Phosphorsäure. Mit chlorsaurem Kali verpufft es schon in der Kälte. Salpetersäure verwandelt es rasch in Phosphorsäure.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Mit Basen verbindet es sich zu schwarzen Körpern; oben unter o. wurde auch einer Verbindung mit Phosphorsäure gedacht. Ja selbst mit Aether verbindet es sich, wenn man sich zu seiner Darstellung, statt des Phosphorchlorürs, des Aethers bedient; diese Verbindung ist orangegelb und sehr beständig.

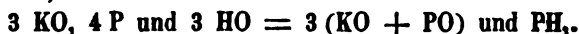
Unterphosphorige Säure. $\text{PO} = 500,0$.

(In 100 Theilen: 89 P und 10 O.)

a. Entdeckung. Dulong 1816; H. Rose untersuchte sie 1826 genauer.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Sie bildet sich beim Kochen von Phosphor mit wässrigen Alkalien, wobei unter Wassersetzung unterphosphorigsaures Alkali und (selbstentzündliches) Phosphorwasserstoffgas auftreten, z. B.



Wendet man Baryt an, so erhält man unterphosphorigsauren Baryt, den man mit Schwefelsäure zerlegt; die vom schwefelsauren Baryt getrennte Flüssigkeit wird zum Sirup verdunstet.

d. Eigenschaften. Eine farblose, zähe, nicht krystallisirbare Flüssigkeit, schmeckt beissend scharf und sauer, zerlegt sich in höherer Temperatur in (selbstentzündliches) Phosphorwasserstoffgas und Phosphorsäure.



Sie reducirt viele Metalle, auch selbst die Schwefelsäure.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Mit den Basen bildet sie die unterphosphorigsauren Salze, welche bei den Metallen vorkommen.

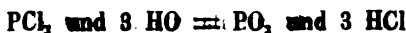
Phosphorige Säure. $\text{PO}_2 = 700,0.$

(In 100 Theilen: 57,14 P und 42,86 Q).

a. Entdeckung. Von Dulong 1816 entdeckt, auch von Davy, Berzelius und H. Rose untersucht.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

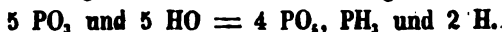
c. Darstellung. Sie entsteht bei der langsamen Oxydation des Phosphors an der Luft. Wasserfrei erhält man sie, wenn man Phosphor in einer Glasröhre verbrennen lässt; wasserhaltig, wenn man Phosphorchlorür durch Wasser zersetzt:



und die Flüssigkeit im Vacuo verdunstet, oder: wenn man Chlorgas auf unter Wasser schmelzenden Phosphor leitet, wobei anfangs Phosphorchlorür entsteht, welches sich dann wie oben durch Wasser zerlegt.

d. Eigenschaften. Die wasserfreie Säure ist ein weisses, flockiges, voluminöses, flüchtiges Pulver von knoblauchartigem Geruch und stechend saurem Geschmack, sehr giftig (Gegenmittel: Magnesia in Wasser oder in Chlorwasser vertheilt); die krystallisirte bildet farblose Blätter und Säulen, enthält 3 Aeq. HO, zieht aus der Luft Wasser und Sauerstoff an, reducirt die edlen Metalloxyde, zer-

setzt sich in der Hitze in Phosphorsäure, (meist selbstentzündliches) Phosphorwasserstoffgas und freies Wasserstoffgas:



e. Anwendung. Man bedient sich derselben zuweilen in der analytischen Chemie als Reductionsmittel für aufgelöste Oxyde der edlen Metalle.

f. Verbindungen. Mit den Basen bildet sie die phosphorig-sauren Salze, welche bei den Metallen vorkommen.

A n h a n g.

Mit dem Namen phosphatige Säure bezeichnet man zuweilen die saure Flüssigkeit, welche man erhält, wenn man Phosphor in offenen Glasröhren in einen Trichter stellt, diesen auf ein Glas setzt, welches auf einem flachen Teller steht, dann eine offene Glasglocke darüberstürzt und diese Vorrichtung in einem Keller dem Einflusse der Luft und Feuchtigkeit aussetzt. Das Produkt ist ein veränderliches Gemisch von phosphoriger Säure und Phosphorsäure.

Phosphorsäure (Knochensäure). $\text{PO}_3 = 900,0$.

(In 100 Theilen: 44,44 P und 55,56 O).

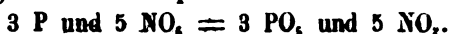
a. Entdeckung. Sie scheint schon Boyle um die Mitte des 17. Jahrhunderts bekannt gewesen zu seyn, Homberg lehrte sie 1712 aus dem Phosphor durch Verbrennen, Marggraf 1740 aus dem Harnsalze, Scheele 1769 aus dem Knochen (worin er sie entdeckt hatte), Lavoisier 1780 durch Oxydation des Phosphors mit Salpetersäure darstellen, und letzterer ermittelte auch ihre Zusammensetzung.

b. Vorkommen. Sie findet sich in allen drei Naturreichen, aber nie frei, sondern stets an Basen, namentlich an Blei, Kupfer, Eisen, Mangan, Kalk, Magnesia, Ammoniak, Natron und Kali gebunden; das am meisten vorkommende Salz ist der phosphors. Kalk.

c. Darstellung. Wasserfrei erhält man die Phosphorsäure durch Verbrennen des Phosphors in trockner atmosphärischer Luft oder in reinem Sauerstoffgas unter einer mit Quecksilber gesperrten Glasglocke; es entstehen dicke weisse Nebel, welche sich als schneeähnliche Flocken absetzen und sofort in ein gut zu verschliessendes Glas gebracht werden müssen.

Die wasserhaltige kann entweder direkt aus dem Phosphor oder (minder rein) durch Trennung der Säure von ihren Basen

gewonnen werden. *a. Aus dem Phosphor.* 1 Theil Phosphor wird in einer Retorte mit 12 Theilen Salpetersäure von 1,20 spec. Gew. übergossen, eine Vorlage lose angelegt, und die Retorte so lange gelinde erhitzt, bis aller Phosphor verschwunden ist.



Das dabei erzeugte Stickstoffoxyd entweicht, geht aber bei Berührung mit der Luft in NO_2 über; zugleich wird auch stets eine geringe Menge Phosphor mechanisch mit übergerissen. Sammelt sich in der Vorlage viel fester Phosphor an, so muss ihr ganzer Inhalt in die Retorte zurückgegeben und nochmals erhitzt werden. Man giesst darauf die in der Retorte befindliche Säure in eine Porcellan- oder Platinschale, verdunstet sie zur starken Sirupdicke, d. h. bis zur Entfernung aller Salpetersäure, und verdünnt den Sirup mit Wasser zu dem verlangten specifischen Gewichte, oder erhitzt ihn, wenn man glasige (trockne) Säure haben will, in einem Platintiegel so lange, bis eine herausgenommene Probe beim schnellen Erkalten fest wird, giesst auf ein Platinblech aus, und verschliesst die Masse sogleich nach dem Erhärten in ein Glas. — *β. Aus den Knochen.* Man verfährt anfangs ebenso, wie bei der Bereitung des Phosphors angegeben ist, verdampft die den sauren phosphorsauren Kalk enthaltenden Flüssigkeiten in einem bleiernen Kessel so weit, bis sie das Doppelte vom Gewichte der angewandten Knochenerde betragen, stellt 1 Tag lang in die Ruhe, filtrirt, verdünnt das Filtrat mit Wasser, übersättigt es mit Ammoniak, filtrirt den Niederschlag, verdampft die klare Flüssigkeit zur Trockne, erhitzt die Salzmasse in einem Platintiegel so lange, bis sich kein Geruch nach Ammoniak mehr zeigt, und giesst die Masse auf Platinblech aus. Durch Auflösen in Wasser erhält man die flüssige Säure.

d. Eigenschaften. Die wasserfreie Phosphorsäure ist eine weisse, lockere, schneeartige, geruchlose, sehr sauer, aber nicht ätzend schmeckende Masse, welche äusserst leicht Feuchtigkeit anzieht und sich in einen zähen Sirup verwandelt, in Wasser gebracht wie glühendes Eisen zischt und sich darin, sowie in Alkohol und Aether leicht löst. — Die glasige Säure = $\text{PO}_5 + \text{HO}$ (mit 11,2 Proc. Wasser) bildet ein farbloses, amorphes, sprödes Glas, welches sich ruhig, aber unter starkem Erwärmen auflöst und sich übrigens wie die wasserfreie Säure verhält. Beide Säuren vertragen eine ziemlich starke Hitze ohne sich zu verflüchtigen, und treiben die Schwefelsäure aus ihren Verbindungen; setzt man sie aber in einem

offenen Gefässe einer starken Rothglühhitze aus, so verdampfen sie langsam. — Die liquide Säure ist eine farblose Flüssigkeit von angenehm saurem Geschmack; verdunstet man sie bis zum Sirup und lässt diesen mehrere Tage in Vacuo über Schwefelsäure stehen, so schießt daraus ein Hydrat mit 3 Aeq. Wasser, in farblosen, sehr zerfliesslichen Krystallen an; erhitzt man dieses Hydrat eine Zeit lang bis auf 212° , so verliert es 1 Aeq. Wasser, und bildet nun einen zähen Sirup, doch hat man diese Verbindung $PO_3 + 2 HO$ auch schon als krümelige Masse beobachtet; in der Rothglühhitze entweicht abermals 1 Aeq. Wasser, und man hat nun wieder die gläserne Säure $= PO_3 + HO$, die in stärkerer Hitze ihr Wasser nicht fahren lässt, ohne sich mit zu verflüchtigen. Umgekehrt lässt sich die wasserfreie Säure durch Berührung mit Wasser nach und nach in das erste, zweite und dritte Hydrat überführen. Das Verhalten dieser drei Hydrate gegen Reagentien ist sehr verschieden, und diess veranlasste, besondere Namen für dieselben, worin das Wasser die Rolle einer Basis spielt, aufzustellen.

α) Einbasische oder Metaphosphorsäure, wozu auch die wasserfreie Säure gehört (*Phosphorsäure). Sie coagulirt die Auflösung des Eiweiss in dicken weissen Flocken, fällt die Silbersalze weiss, pulverig (der Niederschlag klebt unter kochendem Wasser zusammen), die Barytsalze opalweiss, flockig.

β) Zweibasische, Para- oder Pyrophosphorsäure (bPhosphorsäure). Sie trübt weder Eiweiss, noch Silber- und Barytsalze; mit einem Alkali neutralisirt fällt sie Silber- und Barytsalze weiss; der Silberniederschlag klebt aber in der Hitze nicht zusammen.

γ) Dreibasische oder gewöhnliche Phosphorsäure (cPhosphorsäure), Sie verhält sich wie die vorige, ausgenommen, dass sie mit einem Alkali neutralisirt, in Silbersalzen einen gelben Niederschlag erzeugt.

Die Phosphorsäure darf durch Alkohol keine Trübung erleiden, widrigenfalls sie Kalksalze enthält. Gibt sie mit Barytsalzen einen feinen weissen Niederschlag, so ist Schwefelsäure darin. Ein Gehalt von Salpetersäure wird durch Indigolösung, welche sich dadurch entfärbt, entdeckt. Ist phosphorige Säure darin, so reducirt sie das Quecksilberoxyd zu grauem Quecksilber. Arsenige Säure gibt sich an dem durch Einleiten von Schwefelwasserstoff entstehenden gelben Niederschlage zu erkennen.

e. Anwendung. In der Medizin, Chemie.

f. Verbindungen. Mit den Basen bildet sie die phosphorsäuren Salze, welche bei den Metallen vorkommen.

Phosphor und Wasserstoff.

Man kennt drei Verbindungen dieser Elemente, die aber sämmtlich weder saure noch basische Eigenschaften haben.

1. Fester Phosphorwasserstoff P_2H_4
2. Flüssiger Phosphorwasserstoff PH_3 ,
3. Gasförmiger Phosphorwasserstoff PH_3 .

Fester Phosphorwasserstoff. $P_2H_4 = 812,5$.

(In 100 Theilen: 98,46 P und 1,54 H).

a. Entdeckung. Dieser Körper ist fast so lange bekannt wie der gasförmige Phosphorwasserstoff, aber erst 1835 ermittelte **Leverrier** seine wahre Natur.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Er scheidet sich nach und nach aus dem selbstentzündlichen Phosphorwasserstoffgas ab, entsteht auch beim Auflösen von Phosphorkalium in Wasser, von Phosphorcalcium in starker Salzsäure, wird aber am besten durch Einleiten des selbstentzündlichen Gases in Salzsäure bereitet.

d. Eigenschaften. Ein gelbliches Pulver, zerlegt sich über 112° in Phosphor und Wasserstoffgas, löst sich nicht in Wasser und Alkohol, oxydirt sich langsam in Wasser.

Flüssiger Phosphorwasserstoff. $PH_3 = 425,0$.

(In 100 Theilen: 94,11 P und 5,89 H).

a. Entdeckung. **P. Thénard** 1844.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt; wenn aber das selbstentzündliche Phosphorwasserstoffgas die Ursache der Irrlichter ist, wie man annimmt, so befindet sich der flüssige Phosphorwasserstoff in diesem Gase, denn nur durch letztern erhält das Gas seine Selbstentzündlichkeit.

c. Darstellung. Er setzt sich ab, wenn man das selbstentzündliche Phosphorwasserstoffgas (am besten durch Einwirkung von Wasser auf Phosphorcalcium erhalten) durch eine stark abgekühlte U förmige Röhre leitet.

d. Eigenschaften. Eine farblose Flüssigkeit, wird bei -10° noch nicht fest, ist sehr flüchtig, entzündet sich äusserst leicht an

der Luft und brennt mit weisser, stark leuchtender Flamme. Im Sonnenlichte zersetzt er sich schnell in festen und gasförmigen Phosphorwasserstoff, langsamer im zerstreuten Lichte. Auch Säuren zersetzen ihn rasch; daher bekommt man bei der Behandlung von Phosphorcalcium mit Salzsäure immer das nichtselbstentzündliche Gas. *Schon sehr geringe Mengen dieses Körpers ertheilen allen brennbaren Gasen, also auch dem gasförmigen Phosphorwasserstoffe, die Eigenschaft, sich an der Luft von selbst zu entzünden*, d. h. der flüssige Phosphorwasserstoff fängt an der Luft Feuer und dieses entzündet dann das andere Gas.

Gasförmiger Phosphorwasserstoff. $\text{PH}_3 = 437,5$.

(In 100 Theilen: 91,42 P und 8,58 H).

a. Entdeckung. Gengembre entdeckte dieses Gas 1783, aber in unreinem (selbstentzündlichem) Zustande; erst Davy erhielt 1812 das Gas rein und später beschäftigten sich noch verschiedene Chemiker damit, in neuester Zeit P. Thénard.

b. Vorkommen. Man nimmt an, dass die Irrlichter brennendes Phosphorwasserstoffgas sind, also selbstentzündliches oder flüssigen Phosphorwasserstoff enthaltendes.

c. Darstellung. Man erhält den gasförmigen Phosphorwasserstoff stets rein (d. h. nicht selbstentzündlich), wenn man Phosphorcalcium in starke Salzsäure bringt, wobei sich gleichzeitig viel fester Phosphorwasserstoff ausscheidet. Oder man erhitzt geistige Kalilösung mit etwas Phosphor.

Will man das Gas selbstentzündlich haben, so erhitzt man Phosphor mit wässriger Kalilösung. Zu diesem Behufe füllt man einen kleinen Glaskolben zu $\frac{3}{4}$ mit der Kalilösung an, bringt etwas Phosphor hinein und erwärmt. Man lässt einen Theil des Gases verloren gehen, bevor man die Gasleitungsröhre befestigt, damit die Luft aus dem Kolben vollständig verdrängt wird. Ohne diese Vorichtsmaassregel würde das Gas, wenn es mit der Luft in dem Kolben in Berührung kommt, in dem abgeschlossenen Raum eine gefährliche Explosion bewirken. Das Gas selbst wird unter Wasser geleitet; jede Gasblase entzündet sich, sobald sie an die Luft kommt, und erzeugt einen Ring von weissen Nebeln.

Den bei der Bildung dieses Gases vorgehenden Process haben wir bereits bei der unterphosphorigen Säure kennen gelernt; es ist hier nur noch zu bemerken, dass das Gas häufig freies Wasserstoffgas beigemischt enthält, dadurch dass das gebildete unterphosphorige

Kali bei Gegenwart von überschüssigem Kali in der Wärme das Wasser zersetzt, und sich in phosphorsaures Kali verwandelt.

d. **Eigenschaften.** Ein farbloses Gas von unangenehmem Geruche nach faulen Fischen, 1,846 spec. Gewicht, reagirt neutral, entzündet sich bei gewöhnlicher Temperatur nicht an der Luft, wohl aber wenn es auf 100° erhitzt, oder wenn ihm eine Flamme genähert wird. Spuren beigemischten flüssigen Phosphorwasserstoffs ertheilen ihm die Eigenschaft, sich bei gewöhnlicher Temperatur von selbst zu entzünden. In verschiedenen Metallsolutionen bringt es braune bis schwarze Niederschläge hervor, z. B. in der des Quecksilberchlorids.

Phosphor und Stickstoff.

Phosphorstickstoff. N,P = 750. (In 100 Theilen: 46,67 N und 53,33 P).

a. **Entdeckung.** H. Rose 1834.

b. **Vorkommen.** Ist nur Kunstprodukt.

c. **Darstellung.** Man leitet in Phosphorchlorür = PCl_3 , Ammoniak im Ueberschuss, wodurch ein weisser krystallinischer Körper = $\text{PCl}_3 + 4 \text{NH}_3$ entsteht, der beim Erhitzen in einer Retorte verschiedene Gase und viel Salmiak ausgibt, und den Phosphorstickstoff zurücklässt.

d. **Eigenschaften.** Ein blendend weisses, sehr lockeres Pulver, bei Abschluss der Luft feuerbeständig und unschmelzbar, unveränderlich beim Glühen mit Schwefel und in Chlorgas, zerfällt beim Glühen in Wasserstoff in Phosphor und Ammoniak, wird von verdünnten Säuren und Alkalien nicht angegriffen, wohl aber beim Erhitzen mit concentrirter Schwefelsäure oder Kalihydrat.

Phosphor und Chlor.

Diese beiden Elemente vereinigen sich in zwei Verhältnissen direkt miteinander.

Phosphorchlorür. $\text{PCl}_3 = 1731,1$.

(In 100 Theilen: 23,18 P und 76,82 Cl).

a. **Entdeckung.** Gay-Lussac und Thénard 1808.

b. **Vorkommen.** Ist nur Kunstprodukt.

c. **Darstellung.** Man leitet trockenes Chlor auf in einer Retorte zum Schmelzen und fast zum Sieden erhitzten Phosphor, und fängt das übergehende Produkt in einer abgekühlten Vorlage auf.

Um die Bildung des folgenden Körpers zu vermeiden, beendigt man die Arbeit bevor noch aller Phosphor verschwunden ist. Das Produkt wird zur Entfernung beigemengten Phosphors rectificirt.

d. Eigenschaften. Eine farblose sehr flüchtige Flüssigkeit von 1,45 spec. Gewicht, siedet bei 78°, zerfällt mit Wasser in phosphorige Säure und Salzsäure.



Phosphorchlorid. $PCl_2 = 2618,5$.
(In 100 Theilen: 15,27 P und 84,73 Cl).

a. Entdeckung. H. Davy 1810.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Die vorige Verbindung wird mit überschüssigem Chlor behandelt.

d. Eigenschaften. Ein weisses krystallinisches Pulver, sehr flüchtig, raucht an der Luft, riecht durchdringend scharf, schmilzt und siedet bei 148°, zerfällt mit Wasser in Phosphorsäure und Salzsäure.



Phosphor und Brom.

Gegen Brom verhält sich nach Balard der Phosphor ganz ähnlich wie gegen Chlor. Das Bromür = PBr_2 ist eine farblose Flüssigkeit, das Bromid = PBr_3 ein citrongelbes kryst. Pulver; beide verhalten sich wie die Chlorverbindungen.

Phosphor und Jod.

Beide vereinigen sich in der Wärme leicht miteinander, aber es ist schwer, auf diese Weise die Verbindung krystallisirt zu erhalten. Löst man dagegen 1 Aeq. Phosphor in Schwefelkohlenstoff und setzt 2 Aeq. Jod hinzu, so erhält man eine Flüssigkeit, aus der hellorange-rothe Krystalle anschiessen. Mit 3 Aeq. Jod bekommt man dunkelrothe Krystalle, die leicht zerfliessen und sich zersetzen.

Phosphor und Fluor.

Dumas erhielt 1826 durch Erhitzen von Fluorblei mit Phosphor eine farblose, sehr rauchende Flüssigkeit = PF_3 .

Phosphor und Schwefel

Beide vereinigen sich in der Wärme leicht miteinander. Da die

dabei stattfindende Reaction so heftig ist, dass häufig eine Explosion erfolgt, so stellt man den Versuch am besten auf die Weise an, dass man Phosphor unter Wasser schmilzt und allmählig kleine Stücke Schwefel hinzusetzt. Die Masse bleibt in der Wärme flüssig, und beim Erkalten krystallisirt Schwefel oder Phosphor heraus, je nachdem man von dem einen oder andern einen Ueberschuss angewandt hatte. Gleiche Aeq. P und S bilden eine noch bei $+ 5^{\circ}$ flüssige Verbindung. Durch die neuern Untersuchungen von Berzelius sind 5 bestimmte Verbindungen des Phosphors mit dem Schwefel bekannt geworden.

Phosphor und Selen.

Beide vereinigen sich ebenfalls leicht miteinander beim Erwärmen.

Vierter Abschnitt.

Die Edelsteinbilder.

1. Bor. B = 136,2.

a. Entdeckung. Es wurde im Jahre 1808 gleichzeitig von Davy, sowie von Gay-Lussac und Thénard entdeckt. Seinen Namen hat es vom Borax, dessen Name aus Asien stammt.

b. Vorkommen. Es kommt in der Natur nur oxydirt als Borsäure, sowohl frei als auch an Basen gebunden vor.

c. Darstellung. Man erhitzt geschmolzene Borsäure mit Kalium in einer an einem Ende geschlossenen Glasröhre, behandelt die Masse nach dem Erkalten mit kaltem Wasser, sammelt das ausgeschiedene Pulver auf einem Filter und trocknet es. Statt der Borsäure wendet man auch wohl Borfluorkalium an.

d. Eigenschaften. Ein dunkelgrünlich-braunes, stark abfärbendes, geruch- und geschmackloses Pulver, unschmelzbar, feuerbeständig, verändert sich nicht an der Luft, entzündet sich aber bei 320° und verbrennt zu Borsäure. Vom Wasser wird es selbst bei 100° nicht verändert, ebenso nicht von mehrern Säuren und wässrigen Alkalien, aber von Salpetersäure, Chlor zu Borsäure oxydirt.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Unter den bereits abgehandelten Ametallen

sind es der Sauerstoff, Stickstoff, das Chlor, Brom, Fluor, der Schwefel, von denen man weiss, dass sie mit dem Bor Verbindungen eingehen.

Bor und Sauerstoff.

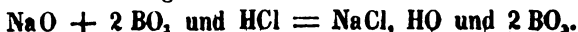
Die einzige Oxydationsstufe des Bors ist die

Borsäure. $\text{BO}_3 = 436,2$. (In 100 Theilen: 31,22 B und 68,78 O).

a. Entdeckung. Homberg 1702.

b. Vorkommen. Frei, wie im Toskanischen, am Krater von Vulkanen, oder mit Basen, als: Natron, Ammoniak, Magnesia, Kalk vereinigt im rohen Borax, Boracit, Datolith etc.

c. Darstellung. Im Toskanischen gewinnt man die Borsäure im Grossen durch Einleiten der aus Erdspalten dringenden, mit der Säure und andern fremdartigen Theilen beladenen Wasserdämpfe in Wasser und Eindampfen der Solution zur Krystallisation. Dieses Produkt ist gelblichgrau, enthält etwa nur $\frac{1}{4}$ reine krystallisirte Borsäure (das übrige $\frac{1}{4}$ besteht in schwefelsaurem Ammoniak und andern schwefelsauren Salzen), und muss durch Umkrystallisiren gereinigt werden. — Im Kleinen bereitet man die Borsäure durch Auflösen von 4 Theilen Borax in 10 Theilen kochendem Wasser, Zusatz von 3 Theilen Salzsäure, Pressen der beim Erkalten herauskrystallisirten Säure und Umkrystallisiren; das gebildete Kochsalz bleibt in der Mutterlauge.



d. Eigenschaften. Sie krystallisirt mit 3 Aeq. Wasser (43,6 Pc.) in weissen, durchscheinenden, perlmutterglänzenden, biegsamen, fettig anzufühlenden Blättchen, deren Form in das schiefrhomboidische System gehört, ist geruchlos, schmeckt kaum sauer, etwas bitterlich, reagirt schwach sauer, färbt aber auch zugleich das Curcumapapier braun, verliert bei 100° die Hälfte ihres Krystallwassers, schmilzt in der Glühhitze unter Abgabe des übrigen Wassers zu einem klaren, nach dem Erkalten harten, durchsichtigen Glase, ohne sich zu verflüchtigen. Sie löst sich in 25 Theilen kaltem und in 3 Theilen kochendem Wasser, in 6 Theilen Alkohol, und letztere Solution brennt mit grüner Flamme; kocht man die wässrige oder geistige Solution, so verflüchtigt sich ein Theil der Säure mit den Wasser- oder Weingeistdämpfen. Sie ist eine der schwächsten Säuren und wird daher von den meisten übrigen Säuren aus ihren Verbindungen

abgeschieden; doch treibt sie, wegen ihrer Feuerbeständigkeit, in der Glühhitze die stärksten Säuren aus.

e. Anwendung. Zur Darstellung des Borax, zum Färben des Goldes, zur Darstellung von Glasflüssen, zum Glasiren gewisser Porcellanarten, zum Tränken der Dochte bei der Darstellung der Stearinkerzen, zu grünen Flammen.

f. Verbindungen. Mit Basen bildet sie die borsäuren Salze, welche bei den Metallen vorkommen.

Bor und Stickstoff

Borstickstoff. BN = 311,2 (In 100 Theilen: 43,76 B und 56,24 N).

a) Entdeckung. Balmain 1843; Wöhler stellte 1850 weitere Untersuchungen darüber an.

b. Vorkommen. Da die Borsäure in vulkanischen Gegenden (Toskana) stets in Begleitung von Ammoniak auftritt, so liesse sich die Bildung dieser beiden Körper durch ein in der Erde befindliches Lager von Borstickstoff = BN erklären, auf welchen Wasser einwirkte.

BN und 3 HO = BO₃ und NH₃.

c. Darstellung. Man glühet Borsäure mit Cyankalium oder mit Cyanquecksilber und Schwefel oder mit Melon = C₄N₄, oder Borax mit Salmiak. Die geglühete Masse wird mit heissem Wasser ausgewaschen und der Rückstand getrocknet.

d. Eigenschaften. Ein weisses Pulver, leicht wie Magnesia, unsmelzbar und feuerbeständig, verbrennt vor dem Löthrohre mit grüner Farbe, wird an der Luft feucht, zersetzt sich und bildet Ammoniak und Borsäure. Durch Glühen mit leicht reducirbaren Metalloxyden bildet es, unter Reduktion derselben, Stickstoffoxyd und salpeterige Säure. Durch Glühen mit kohlensaurem Kali entsteht borsäures und cyansäures Kali ohne sonstige Produkte. — Auf die angegebene Weise dargestellt enthält der Borstickstoff stets noch einige P_c. Borsäure, welche ihm durch die gewöhnlichen Lösungsmittel nicht entzogen werden können.

Bor und Chlor.

Borchlorid: BCl₃ = 1467,3. (In 100 Theilen: 9,28 B und 90,72 Cl).

a. Entdeckung. Berzelius 1823.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man leitet trocknes Chlorgas über erhitztes

Bor oder besser über ein glühendes Gemenge von Borsäure und Kohle, und fängt das Gas (welches im letztern Falle noch Kohlenoxyd enthält) über Quecksilber auf.

d. Eigenschaften. Ein farbloses Gas von stechend saurem Geruch, 4,060 spec. Gewicht, raucht an der Luft, zersetzt sich durch Wasser in Borsäure und Salzsäure, bildet mit Ammoniak ein weißes krystallinisches Pulver = $2 \text{ BCl}_3 + 3 \text{ NH}_3$.

Bor und Brom.

Borbromid. $\text{BBr}_3 = 3072,6$. (In 100 Theilen: 4,43 B und 95,57 Br).

Poggiale erhielt 1845 diese Verbindung auf die bei dem vorigen Präparate angegebene Weise, dem sie auch völlig analog ist.

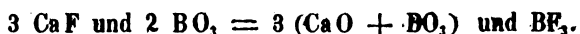
Bor und Fluor.

Borfluorid. $\text{BF}_3 = 856,2$. (In 100 Theilen: 15,90 B und 84,10 F).

a. Entdeckung. Gay-Lussac und Thénard 1810; Berzelius stellte 1823 gleichfalls Untersuchungen darüber an.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man erhitzt ein Gemenge von 2 Theilen Flussspath und 1 Theil geschmolzener Borsäure in einem Flintenlaufe zum Weissglühen, und fängt das Gas über Quecksilber auf. Im Rückstande bleibt borsaurer Kalk.



d. Eigenschaften. Ein farbloses Gas von erstickendem Geruch und sehr saurem Geschmack, 2,37 spec. Gewicht, greift das Glas nicht an, raucht an der Luft, und zieht das Wasser so begierig an, dass es, ähnlich der Schwefelsäure, organische Substanzen verkohlt. Wasser absorbiert sein 7—800faches Volum von dem Gase. Diese Auflösung wird beim Verdünnen mit mehr Wasser zersetzt, es scheidet sich Borsäure aus, und es bildet sich eine eigenthümliche Säure, die Borfluorwasserstoffsäure = $\text{BF}_3 + \text{HF}$.



Man erhält diese Säure leicht auf die Weise, dass man gleiche Theile Flussspath und Borax zusammenschmilzt, die erkaltete Masse pulvert und mit concentrirter Schwefelsäure erhitzt. Die übergegangene Flüssigkeit hat ein spec. Gewicht von 1,77, raucht an der Luft, wirkt sehr ätzend, greift aber das Glas bei gewöhnlicher Temperatur nicht an.

Bor und Schwefel.

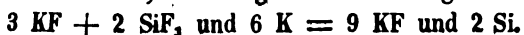
Wird Bor in Schwefelgas bis zum Weissglühen erhitzt, so verbrennt es nach Berzelius mit rothem Lichte zu einer weissen Masse, die sich durch Wasser in Borsäure und Schwefelwasserstoff zersetzt und aus BS_2 besteht.

2. Kiesel (Silicium). $Si = 266,7$.

a. Entdeckung. Berzelius stellte denselben im Jahre 1823 zuerst rein dar.

b. Vorkommen. Nur mit Sauerstoff verbunden als Kieselsäure, frei und als Salze.

c. Darstellung. Durch Erhitzen von Kieselsäure mit Kalium erhält man nur schwierig reinen Kiesel; nimmt man aber statt derselben Kieselfluorkalium, so erfolgt die Zersetzung vollständig.



Die Masse wird nach dem Erkalten mit kaltem Wasser behandelt, wodurch man das Fluorkalium entfernt.

d. Eigenschaften. Ein dunkelnussbraunes, stark abfärbendes Pulver, schwerer als Schwefelsäure, unschmelzbar, verändert sich bei gewöhnlicher Temperatur nicht an der Luft, verbrennt auch nach dem Glühen weder in der Luft noch im Sauerstoffgase, wohl aber, wenn es nicht zuvor für sich geglühet war, wird von Säuren nicht angegriffen, ausgenommen von einer Mischung der Flusssäure mit Salpetersäure, oxydirt sich aber leicht beim Erhitzen mit Alkalien.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Der Kiesel verbindet sich mit dem Sauerstoff, Chlor, Brom, Fluor, Schwefel.

Kiesel und Sauerstoff.

Wie das Bor bildet der Kiesel nur eine Oxydationsstufe, die

Kieselsäure (Kieselerde). $SiO_2 = 566,7$.

(In 100 Theilen: 47,06 Si und 52,94 O).

a. Entdeckung. Sie wurde zuerst 1747 von Pott als eine eigenthümliche Erdart erkannt, und besonders von Berzelius 1823 genau untersucht.

b. Vorkommen. Findet sich sehr verbreitet in der Natur, fast chemisch rein als Bergkrystall, Quarz, Feuerstein u. s. w., dann

als Sand, in den meisten Mineralien (theils frei, theils gebunden), macht überhaupt den quantitativ grössten Bestandtheil unserer Erdrinde aus; ferner in allen Pflanzen (namentlich reichlich in den Gräsern, *Equisetum* etc.), in geringerer Menge im Thierreiche (Federn), im Quell- und Brunnenwasser.

c. Darstellung. Um chemisch reine Kieselsäure zu erhalten, schmilzt man fein gepulverten Quarzsand mit seinem dreifachen Gewichte kohlen säurem Kali, weicht die Masse in Wasser auf, übersättigt mit Salzsäure, verdunstet die Gallerte zur Trockne, behandelt den Rückstand mit salzsäurehaltigem Wasser, wäscht das Ungelöste mit Wasser, trocknet und glühet.

d. Eigenschaften. Die natürliche, möglichst reine Kieselsäure, der Bergkrystall, bildet farblose, hexagonale Krystalle von 2,66 spec. Gewichte, ritzt Glas, ist unschmelzbar (nur das Knallgasgebläse vermag ihn zu schmelzen), wird von keinem flüssigen Reagens, ausgenommen von Fluorwasserstoffsäure, angegriffen, verbindet sich aber mit Kalihydrat in höherer Temperatur. — Die auf die angegebene Weise aus dem Quarzsande dargestellte reine Kieselsäure ist ein weisses, rauh anzuführendes Pulver, welches sich in seinem chemischen Verhalten von dem Bergkrystall dadurch unterscheidet, dass es schon in ätzender und kohlen saurer Kalilauge bei anhaltendem Kochen löslich ist. Ehe dieselbe geglühet ist, bildet sie ein Hydrat = $3 \text{ SiO}_2 + 2 \text{ HO}$ (Wassergehalt: 11 P.), welches im frisch gefällten Zustande sich in Wasser und Säuren ein wenig auflöst, aber schon durch Trocknen diese Eigenschaft gänzlich verliert. Mit Soda schmilzt die Kieselsäure zu einem nach dem Erkalten klar bleibenden Glase zusammen.

e. Anwendung. Der Bergkrystall dient zu Luxusgegenständen, Brillengläsern, Glasflüssen; der Amethyst, Opal als Schmuckstein; der Quarz zur Bereitung der bessern und feinem Glassorten, des Porcellans, Steinguts, der Smalte, als Baumaterial, Mühlstein; der Feuerstein als Flintonstein, zur Glasbereitung, zu Reibschalen, als Pulver zum Schleifen von Glas; der Sand zur Glas- und Smaltfabrikation, Mörtelbereitung, zum Schleifen, Scheuern, Putzen etc. Die chemisch reine Kieselsäure hat man auch als Arzneimittel anzuwenden angefangen.

f. Verbindungen. Die Verbindungen der Kieselsäure, die Silicate, kommen bei den Metallen vor.

Kiesel und Chlor.

Kieselchlorid. $\text{SiCl}_2 = 1597,8$. (In 100 Theilen: 16,69 Si u. 83,31 Cl).

a. Entdeckung. Berzelius 1823.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Der Kiesel verbrennt beim Erhitzen in Chlorgas lebhaft zu einem flüssigen Produkte. Leichter erhält man dasselbe, wenn man trocknes Chlorgas über ein glühendes Gemenge von Kieselsäure und Kohle leitet. Dem Produkte anhängendes freies Chlor wird durch Schütteln mit Quecksilber entfernt.

d. Eigenschaften. Eine farblose, sehr bewegliche Flüssigkeit von erstickendem, dem Cyan ähnlichem Geruche, 1,52 spec. Gewicht, raucht an der Luft, siedet bei $+ 59^\circ$, wird durch Wasser rasch in Salzsäure und Kieselsäure zersetzt.

Kiesel und Brom.

Kiesalbromid. $\text{SiBr}_2 = 3203,1$. (In 100 Theilen: 8,32 Si u. 91,68 Br).

Serullas erhielt diese Verbindung 1827 auf die bei dem vorigen Präparate angegebene Weise, dem sie auch ganz analog ist; doch ist sie noch schwerer als Schwefelsäure, und siedet erst bei 148° ; bei $- 12$ bis 15° wird sie fest.

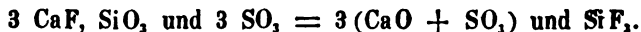
Kiesel und Fluor.

Kieselfluorid. $\text{SiF}_2 = 986,7$. (27,02 Si und 72,98 F).

a. Entdeckung. Scheele beobachtete diese Verbindung schon 1774, Gay-Lussac und Thénard, Berzelius untersuchten sie näher.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man erhitzt ein Gemenge von gleichen Theilen Flussspath und Quarzsand mit 6 Theilen concentrirter Schwefelsäure in einem Kolben oder einer Retorte, und fängt das Gas über Quecksilber auf. Im Rückstande bleibt schwefelsaurer Kalk.



d. Eigenschaften. Ein farbloses Gas von erstickendem Geruche und saurem Geschmacke, 2,57 spec. Gewicht, greift das Glas nicht an, raucht an der Luft, zersetzt sich beim Zusammentritt mit Wasser unter Abscheidung von gallertartiger Kieselsäure und Bildung einer eigenthümlichen Säure, Kieselfluorwasserstoffsäure $= 2 \text{ SiF}_2 + 3 \text{ HF}$.



Leitet man das Kieselfluorgas unmittelbar in Wasser, so entsteht durch die Ausscheidung der Kieselsäure in Gallertform bald eine so dicke Masse, dass die Glasröhre verstopft wird. Um diess zu verhüten, giesst man unter das Wasser etwas Quecksilber, und lässt das Gas erst durch letzteres hindurch in das Wasser treten. Die Masse wird dann kolirt und die Flüssigkeit filtrirt.

Die Kieselfluorwasserstoffsäure ist eine farb- und geruchlose Flüssigkeit von angenehmem saurem Geschmack, specifisch schwerer als Wasser (hat man auf 1 Theil Flussspath 4 Theile Wasser vorgeschlagen, so beträgt das spec. Gewicht 1,062 und der Wassergehalt 94 Proc.), greift das Glas bei gewöhnlicher Temperatur nicht an, wohl aber in der Hitze, indem sie dem Glase Kieselsäure entzieht und als Fluorkiesel entweicht.



Dieselbe Reaction erfolgt, wenn die Säure mit der gallertartigen Kieselsäure, welche sich bei der Bildung derselben ausgeschieden hat, erhitzt wird. In diesem Falle wird das Glasgefäss, worin die Verdampfung geschieht, natürlich nicht angegriffen. — Diese Säure gebraucht man in der analytischen Chemie zur Entdeckung des Kalis, auch zur Unterscheidung des Baryt von Strontion.

Kiesel und Schwefel.

Berzelius zeigte im Jahre 1823, dass der Kiesel in der Glühhitze im Schwefeldampf unter lebhaftem rothem Lichte zu einem weissen erdigen Körper verbrennt, welcher aus SiS_2 besteht und sich in Wasser mit Heftigkeit unter Bildung von Schwefelwasserstoff und Kieselsäure zersetzt.

3. Kohlenstoff. C = 75,0.

a. Entdeckung. Lavoisier stellte zuerst 1788 den Kohlenstoff als chemisches Element auf.

b. Vorkommen. Der Kohlenstoff ist in der Natur sehr verbreitet, aber selten rein; am reinsten als Diamant, mit Eisenoxyd und Kieselerde vermengt als Graphit, Anthracit, mit etwas Wasserstoff, Sauerstoff, auch Stickstoff verbunden und mit verschiedenen mineralischen Substanzen vermengt als Steinkohlen, Braunkohlen, mit Sauerstoff verbunden als Kohlensäure; er ist endlich der Hauptbestandtheil aller organischen Stoffe.

c. Darstellung. Möglichst rein erhält man den Kohlenstoff durch heftiges Glühen von Lampenruss in verschlossenen Gefässen, durch Hinüberleiten von Leuchtgas über glühendes Eisen, durch Ankochen von Graphit mit Königswasser und Kallauge; er bildet sich ferner in dem Schachte der Hohofen, in den Gasretorten, beim Erhitzen kohlenaurer Salze mit Kalium; mehr oder weniger mit mineralischen Stoffen verunreinigt beim Glühen organischer Körper in verschlossenen Gefässen.

d. Eigenschaften. Der Diamant ist meist farblos, doch mitunter auch durch Spuren von Metalloxyden etc. gefärbt, hat ein spec. Gewicht von 3,50 und besitzt unter allen Materien die grösste Härte. Der Graphit bildet dünne, metallisch graue, weich anzufühlende Blättchen von 2,2 spec. Gewicht, färbt leicht ab, und gibt auf Papier einen bleigrauen Strich. Das spec. Gewicht der Coaks (des Rückstandes von der Destillation der Steinkohlen) ist 1,6 bis 2,00. Die Holzkohle schwimmt wegen ihrer Porosität in ganzen Stücken auf dem Wasser, aber ihr Pulver sinkt darin unter. — Der künstlich gereinigte Kohlenstoff ist entweder ein mattes schwarzes Pulver, oder erscheint in bleigrauen metallglänzenden, blätterigen oder haarförmigen Massen, färbt ab, fühlt sich weich an, ist undurchsichtig, geruch- und geschmacklos, ein schlechter Leiter für die Wärme und Elektrizität (doch leitet stark geglühte Kohle die Elektrizität gut), unerschmelzbar (?), verändert sich in verschlossenen Gefässen durch die stärkste Hitze nicht, löst sich in keinem der gewöhnlichen Lösungsmittel, verbindet sich bei gewöhnlicher Temperatur nicht mit dem Sauerstoff, verbrennt aber (auch der Diamant) beim Erhitzen an der Luft vollständig zu Kohlensäure (bei nicht hinreichendem Luftzutritt entsteht Kohlenoxyd), noch lebhafter in Sauerstoffgas. Auch entzieht er beim Glühen mit Metalloxyden diesen den Sauerstoff, ist daher ein wichtiges Reductionsmittel.

Die durch Glühen organischer Körper in verschlossenen Gefässen erhaltene Kohle, welche von thierischen (stickstoffhaltigen) Stoffen gewonnen auch stickstoffhaltig ist und Thierkohle heisst, von vegetabilischen Stoffen gewonnen Holzkohle genannt wird, ist sehr porös und besitzt in Folge dessen ein merkwürdiges Absorptionsvermögen. Gase werden von ihr in beträchtlicher Menge aufgenommen; so z. B. verschluckt 1 Vol. Holzkohle 9 Vol. Sauerstoff, 35 Vol. Kohlensäure und 90 Vol. Ammoniakgas. Sie absorbiert ausserdem in Wasser etc. gelöste Farbstoffe (Wein, Indigo); viele riechende

Stoffe, macht daher faules Wasser trinkbar und schützt das noch nicht faul gewordene vor dem Verderben, wesshalb man die Fässer, in welchen man das Trinkwasser auf Seereisen aufbewahrt, im Innern schwach verkohlt. Endlich schlägt sie auch viele Metalle, Bitterstoffe etc. aus ihren Auflösungen nieder.

e. Anwendung. Der Diamant dient als Schmuckstein, zum Schneiden des Glases; der Graphit zur Verfertigung von Bleistiften, Schmelztiiegeln, zum Anstreichen von Eisen (Oefen), theils trocken und theils mit Fett zur Verminderung der Reibung an Maschinen. Die Steinkohlenarten dienen zum Brennen, Reduciren, ebenso die porösen Kohlen, letztere aber ausserdem noch zum Entfärben, Klären, Desinficiren d. h. zur Zerstörung fauliger Materien und Schützung leicht faulender von dem Verderben, auch als Tusche zum Schreiben und Zeichnen.

f. Verbindungen. Der Kohlenstoff verbindet sich unter den bisher abgehandelten Elementen mit dem Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff, Chlor, Brom, Jod, Schwefel, Phosphor, Bor.

Kohlenstoff und Sauerstoff.

Man kennt bis jetzt sieben verschiedene Verbindungen dieser beiden Elemente, von denen sechs die Eigenschaften der Säuren besitzen.

1. Honigsteinsäure C_6O_8 .
2. Krokonsäure C_5O_6 .
3. Rhodizonsäure C_7O_8 .
4. Kohlenoxyd CO .
5. Mesoxalsäure C_3O_4 .
6. Oxalsäure C_2O_3 .
7. Kohlensäure CO_2 .

Drei dieser Verbindungen, nämlich die Honigsteinsäure, Mesoxalsäure und Oxalsäure gehören zwar eigentlich in das Gebiet der organischen Natur, sollen jedoch des Zusammenhangs wegen hier nicht ganz übergangen werden. Auf die wichtigere unter ihnen, die Oxalsäure, werden wir aber in demjenigen Theile der zweiten Hauptabtheilung dieses Buches, welcher von der Pflanzenchemie handelt, noch einmal zurückkommen.

Honigsteinsäure. $C_6O_8 = 600,0$.

(In 100 Theilen: 50 C und 50 O).

a. Entdeckung. Sie wurde 1800 von Klaproth entdeckt,

später von Vauquelin, Wöhler, Liebig und Pelouze, Erdmann und Marchand untersucht.

b. Vorkommen. Findet sich in einem einzigen, seltenen Minerale, dem Honigstein, welcher in einigen Braunkohlenlagern, besonders bei Artern in Thüringen, vorkommt.

c. Darstellung. Der Honigstein, eine Verbindung der Honigsteinsäure mit Alaunerde und Wasser = $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{C}_2\text{O}_3 + 18\text{HO}$, wird mit einer concentrirten Auflösung von kohlensaurem Ammoniak digerirt, filtrirt, das Filtrat verdunstet, das Ammoniaksalz mit essigsaurem Bleioxyd gefällt und der Niederschlag mit Schwefelwasserstoff zersetzt.

d. Eigenschaften. Sie bildet weisse, seidenglänzende, geruchlose, sehr sauer schmeckende luftbeständige Nadeln, welche 1 Aeq. Wasser enthalten, das sich nicht anders als durch Ersetzung mittelst einer Basis entfernen lässt (basisches Wasser), löst sich leicht in Wasser und Alkohol, auch in heisser Schwefelsäure und Salpetersäure ohne Zersetzung, schmilzt erst über 200° , verflüchtigt sich bei abgehaltener Luft zum Theil unzersetzt, verbrennt an der Luft mit heller, russender Flamme.

Krokonsäure. $\text{C}_2\text{O}_4 = 775$.

(In 100 Theilen: 48,38 C und 51,62 O).

a. Entdeckung. L. Gmelin 1824; Liebig und Heller untersuchten sie ebenfalls.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Das krokonsaure Kali, dessen Bildung in dem folgenden Artikel „Rhodizonsäure“ beschrieben ist, wird in Wasser gelöst, die Lösung mit Kieselfluorwasserstoffsäure zersetzt, zur Trockne verdunstet, und aus dem trocknen Rückstande die Krokonsäure mittelst Wasser oder Weingeist ausgezogen.

d. Eigenschaften. Sie krystallisirt in safrangelben Nadeln, welche 1 Aeq. basisches Wasser enthalten, ist geruchlos, schmeckt sauer, zusammenziehend, löst sich leicht in Wasser und Weingeist mit citronengelber Farbe, wird in der Hitze bei Luftzutritt zerstört, wobei Kohlensäure entsteht und Kohle zurückbleibt.

Rhodizonsäure. $\text{C}_2\text{O}_4 = 1225,0$.

(In 100 Theilen: 42,85 C und 57,15 O).

a. Entdeckung. L. Gmelin 1824; Heller, sowie Thaulow untersuchten sie näher.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Bei der Bereitung des Kaliums bildet sich eine graue pulverige Materie, welche aus Kohlenoxyd und Kalium besteht und nach der Formel $3 K + 7 CO$ zusammengesetzt ist. Lässt man dieselbe an der Luft liegen, so zieht sie bald Sauerstoff und Feuchtigkeit an, färbt sich rosenroth, und ist nun das Kalisalz einer eigenthümlichen Säure, $3 KO + C_2O_3$, welche sich jedoch nur schwierig ohne Zersetzung von ihrer Base trennen lässt.

d. Eigenschaften. Das rhodizonsaure Kali verliert bei längerem Verweilen an der Luft seine eigenthümliche Farbe, wird gelb und verwandelt sich dabei in krokonsaures Kali, oxalsaures Kali und freies Kali.



Mesoxalsäure. $C_2O_3 = 625$.

(In 100 Theilen: 36,0 C und 64,0 O).

a. Entdeckung. Liebig und Wöhler 1838.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Wenn man Salpetersäure von 1,4 spec. Gewicht in der Kälte auf Harnsäure = $C_{10}H_4N_2O_6$ einwirken lässt, so entsteht unter Entwicklung von Kohlensäure und salpeteriger Säure ein neuer farbloser krystallinischer Körper, der Alloxan heisst und nach der Formel $C_8H_4N_2O_{10}$ zusammengesetzt ist. Setzt man eine wässrige Lösung des Alloxans tropfenweise zu einer kochenden Lösung von Bleizucker, so zerfällt dasselbe in 1 Aeq. Harnstoff und 2 Aeq. Mesoxalsäure.



Die Mesoxalsäure fällt mit dem Bleioxyd als schwerer körniger Niederschlag heraus, und wird aus demselben durch Digestion mit Schwefelsäure abgeschieden.

d. Eigenschaften. Sie ist krystallisirbar, stark sauer, fällt, mit Ammoniak neutralisirt, Baryt-, Kalk- und Silbersalze; der letztere Niederschlag ist gelblich und zerfällt bei gelinder Wärme unter heftigem Brausen und Abscheidung von Metall.

Oxalsäure (Sauerkleesäure). $C_2O_3 (\bar{O}) = 450$.

(In 100 Theilen: 33,33 C 66,67 O).

a. Entdeckung. Scheele 1776; Döbereiner und Berzelius ermittelten ihre Zusammensetzung.

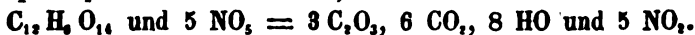
b. Vorkommen. Sie ist ziemlich verbreitet in der Natur;

mit Eisenoxydal verbunden im Mineralreiche; in sehr vielen Pflanzen, besonders aus der Familie der Polygoneen, Oxalideen, in den Stängeln und Blättern als saures Kalisalz, in den Wurzeln als neutrales Kalksalz; in vielen Flechten, Cactusarten, wie auch in manchen Harnsteinen ebenfalls als Kalksalz; ist ferner ein Zersetzungsprodukt der Harnsäure, und eines der allgemeinsten Oxydationsprodukte stickstofffreier organischer Körper durch Salpetersäure.

c. Darstellung. Am besten gewinnt man sie aus dem Zucker mittelst Salpetersäure. 1 Theil weisser Zucker in ganzen Stückchen wird in einer Retorte mit 8 Theilen Salpetersäure von 1,4 spec. Gewichts übergossen, eine Vorlage lose angelegt, nachdem die erste heftige Einwirkung aufgehört hat, Feuer untergelegt und so lange erhitzt bis etwa $\frac{7}{8}$ der angewandten Säure übergegangen sind. Der Rückstand erstarrt beim Erkalten krystallinisch und wird zur Entfernung der noch anhängenden Salpetersäure umkrystallisirt. — Die erste Einwirkung der Salpetersäure auf den Zucker = $C_{12}H_{11}O_{11}$ besteht darin, dass sie ihm 3 Aeq. Wasserstoff entzieht und diese in 3 Aeq. Wasser verwandelt, dafür aber an die übrigen Elemente des Zuckers 3 Aeq. Sauerstoff abgibt, wodurch eine neue Säure, die sogenannte Zuckersäure = $C_{12}H_8O_{14}$ entsteht, welche sehr leicht löslich und zerfließlich ist.



Die Zuckersäure verwandelt sich aber durch Einwirkung weiterer 5 Aeq. Salpetersäure in Oxalsäure, Kohlensäure und Wasser.



Das gebildete Stickstoffoxyd geht in Berührung mit der Luft sogleich in Untersalpetersäure über, erscheint daher in braungelben Dämpfen.

d. Eigenschaften. Die Oxalsäure krystallisirt mit 3 Aeq. Wasser (42,8 Proc.) in wasserhellen schieferhombischen Prismen und Tafeln, ist geruchlos, schmeckt und reagirt stark sauer, wirkt giftig (Gegenmittel: Kreide in Wasser vertheilt), verwittert in gelinder Wärme und verliert bis zu 100° 2 Aeq. oder 28 Proc. Wasser, schmilzt bei raschem Erhitzen auf 180° und sublimirt, ohne das letzte Aeq. Wasser abzugeben, in reizenden Dämpfen, welche sich krystallinisch an kalte Körper anlegen. Sie löst sich in 10 Theilen kaltem, in gleichen Theilen kochendem Wasser, in 4 Theilen kaltem, leichter in beissem Alkohol. Durch Erwärmen mit concentrirter Schwefelsäure zerfällt sie in gleiche Aeq. oder Volumina Kohlensäure und Kohlenoxyd.



Mit Kalk bildet sie eine in schwachen Säuren unlösliche Verbindung, wodurch sie sich von vielen andern Säuren, namentlich den übrigen organischen, unterscheidet.

e. Anwendung. Die Oxalsäure dient als Reagens auf Kalk, in der Kattundruckerei als Aetzbeize bei eisen- und alauerdehaltigen Fonds.

f. Verbindungen. Die oxalsauren Salze werden später abgehandelt.

Kohlenoxyd. $\text{CO} = 175$.

(In 100 Theilen: 42,85 C und 57,15 O).

a. Entdeckung. Priestley entdeckte dasselbe 1799, hielt es aber für Kohlenwasserstoff; erst Cruikshank erkannte 1801 seine wahre Natur.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Es entsteht beim Verbrennen der Kohlen unter nicht hinreichendem Luftzutritt*), beim Hinüberleiten von Kohlensäure über glühende Kohlen, beim Glühen von Metalloxyden und fixen kohlensauren Alkalien in verschlossenen Gefässen, beim Erhitzen von Ameisensäure oder Oxalsäure mit concentrirter Schwefelsäure, bei der trocknen Destillation organischer Körper.— Sehr rein erhält man es durch Erhitzen von Kaliumeisencyanür mit concentrirter Schwefelsäure, wobei schwefelsaures Kali, schwefelsaures Eisenoxydul und schwefelsaures Ammoniumoxyd zurückbleiben.

$$2(\text{K} + \text{C}_2\text{N}) + (\text{Fe} + \text{C}_2\text{N}), 6\text{SO}_2 \text{ und } 12\text{HO} = 2(\text{KO} + \text{SO}_2), \text{FeO} + \text{SO}_2, 3(\text{NH}_4\text{O} + \text{SO}_2) \text{ und } 6\text{CO}.$$

Ebenso durch Erhitzen von Milchsäure oder einem milchsauren Salze mit concentrirter Schwefelsäure, wobei $\frac{1}{2}$ des Kohlenstoffs der Milchsäure = $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_2$ in Kohlenoxyd verwandelt wird, der übrige Kohlenstoff als schwarze, ulminartige Masse zurückbleibt, und der meiste Wasserstoff und Sauerstoff der Säure als Wasser auftreten. Am bequemsten ist aber die Darstellung des Kohlenoxyds durch Er-

*) Anmerkung. In Kohlenöfen bildet die eintretende Luft erst Kohlensäure; diese wird beim Durchgange durch die Schicht glühender Kohlen zu Kohlenoxyd reducirt und letzteres verbrennt oben wieder zu Kohlensäure. In den Schachtöfen, welche fortwährend von oben gespeist werden, ist aber die Hitze meist zu schwach, um das Kohlenoxyd zu verbrennen, das man daher durch Zuführung eines brennenden Körpers entzünden kann.

hitzen der krystallisirten Oxalsäure mit dem doppelten Gewichte concentrirter Schwefelsäure, wobei sie wie schon oben erwähnt, in Kohlensäure und Kohlenoxyd zerfällt. Die beigemischte Kohlensäure lässt sich vollständig entfernen, wenn man das Gas in mit Kalilauge gefüllten Flaschen auffängt.

d. **Eigenschaften.** Ein farb-, geruch- und geschmackloses Gas von 0,972 spec. Gewichte, reagirt weder sauer noch alkalisch, ist entzündlich, verbrennt mit hellblauer Flamme zu Kohlensäure, taugt nicht zum Athmen, wirkt direkt als Gift (veranlasst daher häufig Unglücksfälle, insoferne es in geheizten und schlecht ventilirten Zimmern auftritt); löst sich zu $\frac{1}{10}$ Vol. in Wasser auf, wird nicht durch die stärksten Säuren, wohl aber durch Kalium und Natrium zersetzt, verbindet sich mit Phosphor, Chlor etc. und verhält sich in seinen meisten Verbindungen als einfacher Stoff oder Radical. Bis jetzt konnte es weder verflüssigt, noch fest erhalten werden.

e. **Anwendung.** Keine.

f. **Verbindungen.** Unter diesen verdient hier nur die von Davy 1806 entdeckte mit Chlor Erwähnung, welche Chlorkohlenoxyd- oder Phosgengas heisst, und erhalten wird, wenn man ein Gemisch von gleichen Raumtheilen Kohlenoxyd und Chlor den Sonnenstrahlen aussetzt. Es hat die Formel $\text{CO} + \text{Cl}$, ist farblos, von erstickendem Geruch, 3,438 spec. Gewicht, löst sich zu 12 Vol. in 1 Vol. Alkohol ohne Zersetzung auf, zerfällt aber durch Wasser in Kohlensäure und Salzsäure.

Kohlensäure (Luftsäure, fixe Luft). $\text{CO}_2 = 275$.

(In 100 Theilen: 27,27 C und 72,73 O).

a. **Entdeckung.** Diese Luftart wurde zuerst im 16. Jahrhundert von Paracelsus und van Helmont von der atmosphärischen Luft unterschieden; Keir erkannte zuerst ihre Natur; Boyle und Wren untersuchten sie 1664; Hales, Black, Bergmann beschäftigten sich mit ihren Verbindungen; Priestley entdeckte sie als Bestandtheil der atmosphärischen Luft und Lavoisier ermittelte 1776 ihre Zusammensetzung.

b. **Vorkommen.** Als Gas macht sie einen steten Bestandtheil der atmosphärischen Luft aus, etwa $\frac{1}{1000}$ dem Raume nach; in grösserer Menge dringt sie in vulkanischen Gegenden aus der Erde (bei Neapel, Pymont), sammelt sich auch in Schächten, in denen kein guter Luftwechsel ist, und veranlasst die bösen Wetter oder

Schwaden. Aufgelöst in Wasser findet sie sich in mehreren Mineralwassern, welche daher den Namen Sauerlinge führen (zu Selters, Fachingen, Geilnau, Pyrmont, Driburg, Wildungen, Karlsbad, Töplitz etc.). An Basen, besonders Kalk, gebunden bildet sie ganze Gebirgslager.

c. Darstellung. Sie erzeugt sich bei jedem Verbrennen von Kohlenstoff und kohlehaltigen Körpern, wenn eine hinreichende Menge Sauerstoff zugegen ist, bei der Zerlegung sauerstoffhaltiger Verbindungen durch Kohle (z. B. beim Kochen von Kohle mit Schwefelsäure oder Salpetersäure, beim Verpuffen salpeter- oder chlorsaurer Salze mit Kohle, bei der Reduction vieler Metalloxyde durch Kohle), ferner bei der trocknen Destillation organischer Materien, bei der geistigen Gährung, beim Athmen der Thiere. — Man bereitet sie am besten durch Zerlegung kohlensaurer Salze (kohlensaurer Kalk) mittelst verdünnter Salzsäure und Auffangen des Gases über Quecksilber oder warmem Wasser.

d. Eigenschaften. Ein farbloses Gas von eigenthümlichem, stechend säuerlichem Geruch und Geschmack, röthet feuchtes Lackmuspapier, die Röthung verschwindet aber an der Luft wieder, hat ein spec. Gewicht von 1,529; 1 Liter wiegt 1,977 Gramm oder $31\frac{1}{2}$ Gran; es ist also 505mal leichter als das Wasser. Es brennt weder, noch ist es fähig das Verbrennen zu unterhalten, unathembar, giftig (Gegenmittel: verdünnter Ammoniakliquor), wird durch einen Druck von 40 Atmosphären tropfbar flüssig, und stellt dann eine farblose, leichtbewegliche Flüssigkeit von 0,83 spec. Gewicht dar, nicht mischbar mit Wasser und fetten Oelen, sehr leicht löslich in Alkohol, Aether, ätherischen Oelen, Schwefelkohlenstoff. Lässt man die liquide Kohlensäure durch eine enge Röhre strömen, so wird sie in Folge der dabei eintretenden Verdunstungskälte fest, und stellt dann eine schneeartige Masse dar, welche nach und nach wieder Gasform annimmt. Wasser verbindet sich bei gewöhnlicher Temperatur mit dem kohlensauren Gase zu gleichem Volum, bei niedriger Temperatur aber und beim stärkern Drucke kann es das 2—3, ja — 6fache Volum aufnehmen (künstliche Sauerlinge); ein solches Wasser schmeckt und riecht angenehm stechend säuerlich, röthet das Lackmuspapier vorübergehend, verliert aber beim Stehen an der Luft das Gas beinahe gänzlich wieder, indem dieses in kleinen Bläschen entweicht. Wirft man in kohlensaures Wasser einen festen Körper mit rauher Oberfläche, z. B. ein Stück Brot, so entweicht sogleich viel Gas, und

um den Körper herum findet ein lebhaftes Aufbrausen statt; diese Erscheinung beruht darauf, dass die Moleküle der Kohlensäure von den Wassermolekülen fester gehalten werden als von den Molekülen eines festen Körpers, daher denn auch die Bläschen am reichlichsten an den Wänden des Gefässes sichtbar werden, wo die Säuremoleküle schon an einer Seite von einem festen Körper begrenzt sind, wozu nun noch von der andern Seite ein anderer fester Körper kommt.

e. Anwendung. Man benutzt die Kohlensäure zur Bereitung von Bleiweiss aus basisch-essigsäurem Bleioxyd, zur Darstellung doppelt kohlensaurer Salze, kohlensaurer Wassers; sie ist ferner ein nothwendiges Nahrungsmittel der Pflanzen.

f. Verbindungen. Die kohlensaurer Salze werden bei den Metallen abgehandelt.

Kohlenstoff und Wasserstoff.

Direkt vereinigt sich der Kohlenstoff mit dem Wasserstoff nicht, dagegen treten auf indirektem Wege Verbindungen beider Elemente sehr häufig und in den mannigfachsten Verhältnissen auf. Hieher gehört auch die Holzkohle, welche stets noch geringe Antheile Wasserstoff, jedoch in veränderlicher Menge, enthält. Die nach festen stöchiometrischen Verhältnissen erfolgenden Verbindungen des Kohlenstoffs mit dem Wasserstoffe bieten alle 3 Aggregatzustände dar, d. h. es gibt feste, tropfbarflüssige und gasförmige Kohlenwasserstoffe in zum Theil sehr merkwürdig abweichender Form bei gleicher Zusammensetzung; sie reagiren sämmtlich neutral, fungiren aber oft als Basen, sind flüchtig, sehr verbrennlich, und gehören, bis auf zwei gasförmige, ausschliesslich dem organischen Reiche an. Diese zwei, jetzt näher zu betrachtenden, sind

1. Einfach - Kohlenwasserstoff CH
2. Doppelt - Kohlenwasserstoff CH₂.

Einfach-Kohlenwasserstoff (schwerer Kohlenwasserstoff, Leuchtgas, ölbildendes Gas). CH = 87,5.

(In 100 Theilen: 85,71 C und 14,29 H.)

a. Entdeckung. Dieses Gas wurde im Jahre 1794 von den holländischen Chemikern Bondt, Deiman, Troostwyk und Louwrenburgh entdeckt.

b. Vorkommen. Findet sich nicht fertiggebildet in der Natur.

c. Darstellung. Es entsteht mit dem folgenden, sowie mit

Kohlenoxyd und Kohlensäure gemischt bei der trocknen Destillation organischer Körper (Fette, Steinkohlen, Torf etc.). Rein erhält man es durch Erhitzen von 1 Theil Alkohol mit 6 Theilen concentrirter Schwefelsäure; der Alkohol zerfällt dabei wesentlich in Wasser und das Gas CH



doch treten dabei auch gleichzeitig Kohlensäure und schwefelige Säure auf, indem die Schwefelsäure oxydirend auf einen Antheil Alkohol einwirkt. Will man daher das Gas ganz rein haben, so muss man es durch Kalkmilch leiten. Auf das im Grossen aus Steinkohlen etc. durch Destillation in eisernen Cylindern erhaltene Gas wird durch Kalkmilch geleitet, um ihm die beigemischte Kohlensäure, den Schwefelwasserstoff, die schwefelige Säure, welche der Leuchtkraft des Gases hinderlich sind, zu entziehen.

d. Eigenschaften. Ein farbloses Gas von starkem, unangenehmem Geruche, 0,978 spec. Gewichte, ist sehr brennbar mit stark leuchtender Flamme (daher seine Anwendung zur Beleuchtung), löst sich in Wasser zu $\frac{1}{6}$ bis $\frac{1}{4}$ Volum auf, wirkt giftig, verpufft, mit Sauerstoff gemischt und entzündet, heftig, zersetzt sich in der Rothglühhitze in Kohle und das folgende Gas, verbrennt beim Erhitzen in Chlorgas unter Abscheidung von Kohle und Bildung von Salzsäure, vereinigt sich aber in der Kälte mit dem Chlor zu einer flüchtigen, ölartigen, schweren Flüssigkeit von angenehmem, ätherartigem Geruche. Dieser letzteren Eigenschaft verdankt das Gas den Namen ölbildendes Gas.

e. Anwendung. Zur Beleuchtung.

Doppelt - Kohlenwasserstoff (leichter Kohlenwasserstoff, Sumpfgas). $CH_2 = 100,0$.
(In 100 Theilen: 75,0 C und 25 OH).

a. Entdeckung. Priestley 1776.

b. Vorkommen. Findet sich in Sümpfen und Morästen in Folge der Fäulniss organischer Substanzen, ferner in Kohlenbergwerken (schlagende Wetter, feurige Schwaden; über die Davy'sche Sicherheitslampe).

c. Darstellung. Es bildet sich gemeinschaftlich mit dem vorigen bei der trocknen Destillation organischer Körper, auch beim Auflösen kohlehaltigen Eisens in verdünnter Salz- oder Schwefelsäure, reiner beim Durchleiten von Steinkohlengas durch glühende

Röhren. Fängt man das aus Sümpfen sich entwickelnde Gas in mit Wasser gefüllten Flaschen (in deren Hals man einen Trichter gesteckt hat) auf, so erhält man ein mit Stickstoff und Kohlensäure verunreinigtes Kohlenwasserstoffgas. Um ein reines Gas zu bekommen, erhitzt man ein Gemenge von gleichen Theilen essigsaurem Natron und Kalihydrat in einer kleinen Retorte (statt Kali kann man auch Kalk oder ein Gemenge von Kali und Kalk anwenden). Die Essigsäure = $C_2H_3O_2$, wird in der Hitze durch die Einwirkung der starken Basen unter Aufnahme von 1 Aeq. Wasser in Kohlensäure, welche an die Basen tritt, und in Kohlenwasserstoffgas, welches entweicht, zersetzt:



d. Eigenschaften. Ein farbloses, unangenehm riechendes Gas von 0,559 spec. Gewicht, ist brennbar mit blauer Farbe zu Wasser und Kohlensäure, wird von Wasser zu $\frac{1}{27}$ Volum verschluckt, wirkt giftig, verpufft, mit Sauerstoff gemischt und entzündet heftig, auch mit Chlorgas gemischt lässt es sich entzünden, wobei unter Absatz von Kohle Salzsäure entsteht, doch verbindet es sich in der Kälte nicht mit dem Chlor.

e. Anwendung. Man hat es, statt des Wasserstoffs, zur Füllung der Luftballons vorgeschlagen; doch steht es diesem, wie die Vergleichung der spec. Gewichte dieser beiden Gase leicht ergibt, in der Wirkung sehr nach.

Kohlenstoff und Stickstoff.

Wie mit dem Wasserstoffe, vereinigt sich der Kohlenstoff auch mit dem Stickstoffe nicht direkt; auf indirektem Wege entstehen aber mehrere Verbindungen dieser beiden Elemente. Hieher gehören besonders: die thierische Kohle, das Cyan und das Melon = C_2N_2 . Die beiden letztern werden gewöhnlich zu den organischen Körpern gezählt; doch bildet sich das Cyan auch ohne Concurrenz organischer Materien, und wir wollen es daher sogleich näher in Betracht ziehen.

Cyan (Blaustoff. C_2N (Cy) = 325,0.

(In 100 Theilen: 46,15 C und 53,85 N).

a. Entdeckung. Gay-Lussac 1815.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Es bildet sich beim Glühen stickstoffhaltiger

Materien mit Alkalien, beim Erhitzen von ameisensaurem Ammoniak, beim Hinüberleiten von Ammoniak über ein glühendes Gemenge von kohlensaurem Kali und Kohle, oder über weissglühende Kohle. Rein erhält man es durch Erhitzen von Cyanquecksilber in einer Retorte; das übergelassene Gas wird über Quecksilber aufgefangen.

d. Eigenschaften. Ein farbloses, sehr giftiges Gas von starkem Geruch nach bitteren Mandeln, 1,86 spec. Gewicht, ist brennbar mit purpurröthlicher Flamme, wird durch starken Druck zu einer Flüssigkeit von 0,9 spec. Gewicht, welche beim Verdunsten selbst krystallinisch erstarrt. Wasser nimmt bei gewöhnlicher Temperatur sein 4—5faches Volum auf, diese Auflösung zersetzt sich aber bald, wird braun, setzt eine braune Substanz ab, und enthält nun Cyanammonium, kohlensaures Ammoniak, Harnstoff und noch einen nicht näher untersuchten krystallisirten Körper aufgelöst. Aether nimmt sein 5faches, Alkohol sein 23faches Volum vom Cyan auf. In seinem chemischen Verhalten spielt das Cyan die Rolle eines Elementes, wird daher meistens durch Cy ausgedrückt, und schliesst sich an die Salzbilder.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Mit den Metallen bildet es die Metallcyanide, welche zu den Haloidsalzen gezählt und später abgehandelt werden. Ausserdem kennt man Verbindungen des Cyans mit dem Sauerstoff, Wasserstoff, Chlor, Brom, Jod, Schwefel, Phosphor; von diesen wollen wir hier nur noch die mit Sauerstoff, Wasserstoff und Schwefel abhandeln.

Cyansäure. C_2NO (CyO) = 425,0.

(In 100 Theilen: 35,29 C, 41,17 N oder 76,46 Cy und 23,54 O).

a. Entdeckung. Vauquelin vermuthete 1818 die Existenz dieser Säure, Wöhler wies sie 1822 bestimmt nach, und Liebig stellte sie 1827 im freien Zustande dar.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Sie bildet sich nicht durch unmittelbare Oxydation des freien Cyans, dagegen in mehreren andern Fällen, z. B. durch Einwirkung des Cyans auf ätzende Alkalien, durch Schmelzen der alkalischen Metalloyanide an der Luft für sich oder mit Sauerstoff leicht abgehenden Oxyden u. s. w. Rein konnte sie bis jetzt nur durch Erhitzen der getrockneten Cyanursäure*) in

*) Die Cyanursäure = $3 CyO + 3 HO + 4 Aq$, also polymer mit

einer Retorte, wobei sie sich in der Vorlage ansammelt, erhalten werden.

d. Eigenschaften. Eine farblose, dünne Flüssigkeit von höchst durchdringend stechendem, der Essigsäure ähnlichem Geruche, reagirt stark sauer, wirkt sehr ätzend. Sie enthält in diesem Zustande 1 Aeq. Wasser (21 Pc.). Bei gewöhnlicher Temperatur fängt sie bald nach ihrer Darstellung an trübe zu werden, zu kochen, sich zu verdicken, und verwandelt sich unter heftigen Explosionen in eine weisse, amorphe, porcellanartige, geruch- und geschmacklose, in Wasser, Alkohol, Aether und verdünnten Säuren unlösliche Masse, die beim Erhitzen wieder zu liquider Cyansäure wird. Vom Wasser wird der Dampf der Cyansäure leicht aufgenommen, zersetzt sich aber sogleich damit in Kohlensäure und Ammoniak; ein Theil des letztern sättigt sich mit der nachfolgenden Cyansäure, und durch Abdampfen der Flüssigkeit erhält man Harnstoff.



e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Mit Basen bildet sie die cyansäuren Salze.

Eine merkwürdige isomerische Modification der Cyansäure ist die

Knallsäure.

a. Entdeckung. Gay-Lussac und Liebig 1824.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Sie entsteht, wenn salpetersaures Silberoxyd oder salpetersaures Quecksilberoxydul mit einem Ueberschuss von Salpetersäure und Alkohol erwärmt werden; es entbinden sich dabei Aldehyd = $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$, und Salpeteräther = $\text{C}_2\text{H}_4\text{O} + \text{NO}_2$, und es schlägt sich aus der Flüssigkeit weisses krystallinisches knallsaures Silberoxyd oder — Quecksilberoxydul nieder. Isoliren lässt sich die Knallsäure nicht, denn sie zerlegt sich in dem Momente, wo sie

der Cyansäure, wurde 1781 von Scheele bei der trocknen Destillation der Harnsäure erhalten, aber für Bernsteinsäure gehalten, und erst 1820 erkannten Chevalliere und Lassaigue ihre Eigenthümlichkeit. Leichter erhält man sie aus dem Harnstoff, den man so lange schmilzt, als sich Ammoniak entbindet, worauf man die rückständige weissliche Masse in Kalilauge auflöst, die Lösung mit Salzsäure übersättigt und zum Krystallisiren hinstellt. Sie bildet farblose, geruchlose, schwach säuerlich schmeckende Krystalle, welche in gelinder Wärme 21,66 Pc. (4 Aeq.) Wasser verlieren.

durch eine andere Säure ausgeschieden wird, in Blausäure und andere Produkte.

Die beiden genannten knallsauren Salze explodiren durch Reibung, Stoss, Berührung mit concentrirter Schwefelsäure mit äusserster Heftigkeit, sind daher sehr gefährliche Körper. Das Quecksilbersalz wird zu Zündhütchen verwendet.

Cyanwasserstoffsäure (Hydrocyansäure, Blausäure).

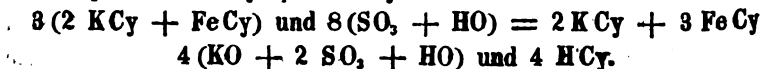


(In 100 Theilen: 3,70 H, 44,44 C und 51,86 N oder 96,30 Cy).

a. Entdeckung. Sie wurde 1782 von Scheele entdeckt, 1809 von Ittner wasserfrei dargestellt, 1815 von Gay-Lussac genauer untersucht.

b. Vorkommen. Sie präexistirt nicht in der Natur.

c. Darstellung. Sie entsteht nicht durch direktes Zusammenbringen von Cyan und Wasserstoff, aber indirekt nebst andern Produkten, aus amygdalinhaltigen Pflanzenstoffen, z. B. bittern Mandeln, durch Einwirkung des Wassers; ferner durch Behandlung von Metallcyaniden mit Chlorwasserstoffsäure. Wasserfrei erhält man sie durch Zersetzung des Cyanquecksilbers mit concentrirter Salzsäure; das entwickelte Gas wird, zur Reinigung von mitübergerissener Salzsäure und Wasser, durch eine Röhre geleitet, welche zur Hälfte mit kohlensaurem Kalk und zur Hälfte mit Chlorcalcium gefüllt ist, dann in einer U förmigen stark abgekühlten Röhre verdichtet. Die wässrige Säure bereitet man gewöhnlich durch Destillation des Kaliumeisencyanürs (gelben Blutlaugensalzes) mit seinem gleichen Gewichte Schwefelsäure, welche noch mit ihrem 2—6fachen Gewichte Wasser verdünnt ist; hierbei bleibt saures schwefelsaures Kali und ein Körper = $2 \text{KCy} + 3 \text{FeCy}$ zurück.



d. Eigenschaften. Die wasserfreie Blausäure ist eine farblose, leichtbewegliche Flüssigkeit von 0,697 spec. Gewicht, 0,947 Dampfdichte, riecht sehr stark betäubend und schmeckt, mit Wasser verdünnt, nach bittern Mandeln, ist das stärkste Gift (Gegenmittel: Uebergiessungen mit kaltem Wasser, innerliche Anwendung von frisch gefälltem Eisenoxydulhydrat), wird bei -15° fest, siedet bei $+26\frac{1}{2}^\circ$, entzündet sich leicht und brennt mit heller, weisser Flamme, mischt sich mit Wasser, Alkohol und Aether in jedem Ver-

hältniss, reagirt schwach sauer. Sie zersetzt sich bald von selbst, wobei sie sich röthlichbraun färbt und eine kohlige stickstoffhaltige Masse absetzt. Die wässrige Blausäure besitzt alle diese Eigenschaften natürlich in geringerem Grade.

e. Anwendung. In der Medicin.

f. Verbindungen. Mit den Basen entstehen die Metallcyanide.

Cyansulphid (Schwefelcyan). C_7NS_2 (CyS_2) = 725,0.
(In 100 Theilen: 20,89 C, 24,13 N oder 45,02 Cy und 54,98 S).

a. Entdeckung. Im verbundenen Zustande war es seit 1820 durch Berzelius bekannt; Liebig stellte es aber erst 1828 rein dar.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt; in Verbindung mit Kalium findet es sich im menschlichen Speichel.

c. Darstellung. Es bildet sich beim Glühen von Metallcyaniden mit Schwefel, und wird aus der Lösung dieser Verbindungen durch Chlor oder Salpetersäure abgeschieden.

d. Eigenschaften. Ein hochgelbes, nicht krystallinisches, lockeres, stark abfärbendes, geruch- und geschmackloses Pulver, unlöslich in Wasser, Alkohol und Aether, löst sich in warmer concentrirter Schwefelsäure, wird von Salpetersäure zersetzt, verbindet sich mit Kalium, Schwefelkalium und Cyankalium, versetzt sich in starker Hitze.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindung. Mit Metallen bildet es die Schwefelcyanmetalle.

Mit Wasserstoff entsteht eine Säure, die Schwefelcyanwasserstoffsäure (Schwefelblausäure) = $H + CyS_2$, welche aus dem Schwefelcyansilber durch Schwefelwasserstoff bereitet werden kann, wobei sich Schwefelsilber ausscheidet. Sie ist eine wasserhelle Flüssigkeit von 1,022 spec. Gew., schmeckt und reagirt sehr sauer, krystallirt bei $-12,5^\circ$ in sechseitigen Säulen, siedet bei $102,5^\circ$, zersetzt sich aber dabei, wenn die Luft Zutritt hat. Eisenoxydsalze werden von ihr blutroth gefärbt. Mit Basen bildet sie die Schwefelcyanmetalle.

Kohlenstoff mit Chlor.

Auch diese beiden Elemente vereinigen sich nicht direkt miteinander, sondern nur, wenn man Chlor auf gewisse Kohlenwasserstoffe einwirken lässt. Man kennt 4 Verbindungen, welche sämmtlich flüchtig sind: 1) C_2Cl , ein farbloser krystallinischer Körper. 2) C_2Cl_2 ,

eine farblose Flüssigkeit von campherartigem Geruch, 1,6192 spec. Gewicht, bei 122° siedend. 3) C_2Cl_2 , ein fester, campherartig riechender, krystallinischer, bei 160° schmelzender Körper; alle drei von Faraday 1810 entdeckt. 4) C_2Cl_4 , von Regnault 1838 entdeckt, eine farblose Flüssigkeit von campherartigem Geruche, 1,599 spec. Gewicht, siedet bei 78°.

Kohlenstoff und Brom.

Man kennt durch Löwig einen festen = CBr und einen flüssigen Bromkohlenstoff = C_2Br_2 .

Kohlenstoff und Jod.

Ueber Verbindungen dieser beiden Elemente fehlen genauere Untersuchungen, denn wenigstens ein sogenannter Jodkohlenstoff erwies sich als ein Jodkohlenwasserstoff.

Kohlenstoff und Schwefel.

Man kennt nur eine Verbindung, den

Schwefelkohlenstoff (Schwefelalkohol). $CS_2 = 475,0$.

(In 100 Theilen: 15,79 C und 84,21 S).

a. Entdeckung. Lampadius 1796; Berzelius, Marcet und Andere ermittelten seine Zusammensetzung.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man lässt Schwefel dampfförmig durch einen thönernen, mit Kohlen gefüllten und glühend gemachten Destillations-Apparat streichen, fängt das Uebergehende unter Wasser auf, und rectificirt es über Bleioxyd, um mit übergerissenen Schwefel und eine geringe Menge gebildeten Schwefelwasserstoffs zu entfernen.

d. Eigenschaften. Eine dünne farblose, stark lichtbrechende Flüssigkeit, riecht durchdringend stinkend, dem Schwefelwasserstoff etwas ähnlich, schmeckt scharf stechend, hat ein spec. Gewicht von 1,27, siedet bei + 48°, reagirt neutral, brennt leicht unter Bildung von Kohlensäure und schwefeliger Säure, löst sich nicht in Wasser, leicht in Alkohol, Aether, Oelen, löst viel Schwefel Phosphor, Harze etc. auf.

e. Anwendung. In der Medicin äusserlich; in der Technik als Lösungsmittel für Kautschuk, Gutta Percha und andere schwerlösliche Harze.

Zweite Abtheilung.

Die Metalle und ihre unorganischen Verbindungen.

Die Metalle haben wir bereits im allgemeinen Theile der Chemie als einfache, undurchsichtige, eigenthümlich glänzende, Wärme und Elektrizität gut leitende Stoffe bezeichnet, aber dort schon auf das Schwankende dieses Begriffs, namentlich den Ametallen gegenüber, und auf die Schwierigkeit, eine andere Definition in wenig Worten zu geben, aufmerksam gemacht.

Es erscheint daher hier, an der Schwelle der speciellen Lehre von den Metallen, angemessen, auf die allgemeinen physikalischen, sowie auch chemischen Eigenschaften derselben und ihrer hauptsächlichsten Verbindungen etwas näher einzugehen, theils um ein möglichst klares und umfassendes Bild von dieser merkwürdigen Gruppe von Elementen zu geben, theils um mich alsdann bei der Beschreibung der einzelnen Metalle um so kürzer fassen zu können.

Vorkommen der Metalle.

Die Metalle finden sich in der Natur auf verschiedene Weise; einige kommen im unverbundenen Zustande, gediegen, vor, wie die sogenannten edlen Metalle, auch Kupfer, Wismuth. Viele andere sind verbunden mit Sauerstoff, Schwefel, Arsen, wie die meisten sogenannten unedlen. Einige dieser letzteren finden sich auch als unlösliche Salze, besonders als kohlensaure und kieselsaure. Die leichten Metalle trifft man stets als Salze, theils als lösliche, theils als unlösliche.

Physikalische Eigenschaften der Metalle.

Von diesen haben wir die Undurchsichtigkeit, den Glanz, die Farbe, Krystallisation, Sprödigkeit, Dehnbarkeit, Streckbarkeit, und Festigkeit näher zu betrachten.

Undurchsichtigkeit. Die Metalle sind im hohen Grade undurchsichtig, und lassen selbst in Form äusserst dünner Blättchen kein Licht durch. Nur das Gold macht hier eine Ausnahme, indem durch die dünnen Blättchen desselben, welche die Goldschläger liefern, Licht von blaugrüner Farbe dringt.

Glanz. Die durch Schlagen oder Schmelzen zu Massen vereinigten Metalle zeigen einen eigenthümlichen, allgemein bekannten Glanz. Vertheilt man die Metalle äusserst fein, schlägt man sie z. B. durch chemische Mittel aus Lösungen nieder, so besitzen sie keinen Glanz; derselbe kommt aber beim Reiben mit einem harten glatten Körper sogleich zum Vorschein.

Farbe. Die meisten Metalle sehen im pulverförmigen Zustande mehr oder weniger tiefgrau aus; sind sie dichter und polirt, so wird ihre Farbe weisser. Die weisseste Farbe hat das Silber, das auch zugleich den stärksten Glanz annimmt. Einige Metalle haben indessen eine ganz besondere Farbe, so das Kupfer eine rothe, das Gold eine gelbe. Die Legirungen weisser oder grauer Metalle unter sich sind selbst wieder weiss oder grau gefärbt; diejenigen, in welchen ein anders gefärbtes Metall enthalten ist, nähern sich in der Färbung der Farbe dieses Metalls, wenn es in ansehnlicher Menge vorhanden ist. So hat die aus $\frac{2}{3}$ Kupfer und $\frac{1}{3}$ Zink bestehende Legirung, das Messing, eine schöne gelbe Farbe, und die aus 9 Theilen Kupfer und einen Theil Zinn bestehende Bronze zeigt eine noch tiefere gelbe Farbe. Das Metall der Spiegel in den Fernröhren ist aus 67 Kupfer und 33 Zinn zusammengesetzt, und von ziemlich weisser Farbe.

Krystallisation. Alle Metalle besitzen die Fähigkeit zu krystallisiren, aber es ist nicht immer leicht, sie in die hierzu nothwendigen Bedingungen zu versetzen. Die in der Natur gediegen vorkommenden Metalle findet man häufig in wohlausgebildeten Krystallen, namentlich Gold, Silber und Kupfer.

Die krystallinische Struktur der Metalle ist vom grossen Einfluss auf die Festigkeit derselben; ist die Neigung zur Krystallisation entschieden ausgesprochen, so besitzt das Metall gewöhnlich nur geringe Festigkeit, oder es ist meistens brüchig. Damit soll aber nicht zugleich gesagt seyn, dass ein Metall, welches nicht leicht krystallisirt, sehr fest seyn müsse, z. B. Blei.

Fast alle Metalle, welche nach stätigehabter Schmelzung langsam erkalten, zeigen im Innern oder auf ihrer Oberfläche Spuren

von Krystallisation; aber ihr Gefüge ändert sich je nach der Behandlungsweise, der man sie unterwirft, bedeutend. Beim Schlagen mit dem Hammer oder beim Auswalzen werden ihre Theilchen in bestimmter Lage zu beharren gezwungen, wodurch ihre physikalischen Eigenschaften sich bedeutend, und häufig auf eine für die technische Anwendung günstige Weise ändern.

Am häufigsten krystallisiren die Metalle in regulären Octaëdern oder in Würfeln, wie die dehnbaren, einige in Rhomboëden, wie die spröden.

Sprödigkeit. Einige Metalle zerspringen unter dem Hammer in Stücken, heissen daher spröde, wie das Arsen, Antimon, Wismuth.

Dehnbarkeit. Andere Metalle dehnen sich unter dem Hammer zu Platten aus, und heissen dehnbare oder hämmerbare.

Die Herstellung der Metalle in dünne Platten geschieht entweder durch Schlagen mit dem Hammer oder durch Auswalzen. Das Walzwerk besteht aus zwei übereinander liegenden Metalloylindern, welche sich mit gleicher Geschwindigkeit um ihre Axen drehen. Ihre Axen können einander genähert oder weiter von einander entfernt werden; hat man sie aber einmal festgestellt, so bleiben sie in der nämlichen Entfernung von einander. Man nimmt den Zwischenraum zwischen den beiden Cylindern etwas kleiner als die Dicke, welche man der Platte geben will. Man steckt hierauf das Metallstück, welches man, um es zwischen die Cylinder bringen zu können, vorn etwas zugespitzt hat, in den Zwischenraum; die einmal von den Cylindern eingeschlossene Platte muss dann der Bewegung derselben folgen, und kann hierbei nur die der Entfernung der beiden Cylinder entsprechende Dicke behalten. Man nähert hierauf die Cylinder einander und lässt die Platte von neuem durchgehen, so dass man stets dünnere Platten erhält.

Einige Metalle können auf diese Weise in der Kälte gestreckt werden, andere müssen hierzu eine höhere Temperatur besitzen.

Wenn auf diese Weise das Metall gezwungen wird, eine bestimmte Form anzunehmen, so erleidet es eine ansehnliche Veränderung in seinen molekulären Verhältnissen, welche sich durch Abweichung von den frühern physikalischen Eigenschaften, namentlich in Betreff der Dehnbarkeit zu erkennen gibt; das Metall wird hart, spröde, und wenn man das Auswalzen fortsetzen wollte, so würden die Platten sich zuletzt spalten und jedenfalls rissig werden. Durch Erhitzen zum Rothglühen und langsames Erkalten gibt man dem Me-

talle seine frühere Dehnbarkeit wieder. Unter dem Einflusse der Wärme nehmen die Moleküle ihre frühere normale Lage wieder an, und man kann das Metall hierauf abermals zwischen den Walzen durchgehen lassen.

Von den folgenden Metallen wurde die Dehnbarkeit und Hämmerbarkeit entschieden nachgewiesen:

Kalium	Eisen	Zinn	Silber
Natrium	Kobalt	Blei	Gold
Magnesium	Nickel	Kupfer	Platin
Zink	Cadmium	Quecksilber	Palladium.

Gold und Silber sind durch ihre Dehnbarkeit besonders ausgezeichnet, wie schon die äusserst dünnen Blättchen der Goldschläger zeigen. Man müsste zehntausend solcher Blättchen übereinanderlegen, um einen Millimeter (kaum $\frac{1}{4}$ Linie = $\frac{1}{300}$ Fuss) Dicke zu erhalten.

Streckbarkeit. Gewisse Metalle lassen sich in der Form sehr feiner Drähte darstellen; es ist diess nur bei dehnbaren Metallen möglich, welche ausserdem noch eine gewisse Festigkeit besitzen müssen, weil sie bei dem zu ihrer Verfertigung nothwendigen Ziehen nicht reissen dürfen.

Der Drahtzug besteht aus einer Eisenplatte, in welcher kreisrunde Löcher von verschiedenem Durchmesser angebracht sind. Die Ränder der Löcher sind geschärft. Der auszuziehende Metallstab besitzt einen etwas grössern Durchmesser, als das grösste Loch No. 1 des Drahtzugs, aber sein eines Ende ist etwas ausgezogen, so dass es durch das Loch No. 1 gesteckt werden kann. Man fasst dieses Ende mit der Zange, und indem man kräftig zieht, lässt man den ganzen Stab durch das Loch passiren, wodurch er natürlich länger und dünner wird; man zieht denselben hierauf durch die Löcher No. 2, 3, 4, 5 von stets kleinern Durchmesser. Auch während dieser Operation spalten sich die Metalle, und man muss sie daher von Zeit zu Zeit ausglühen, um ihnen ihre ursprüngliche Dehnbarkeit wieder zu geben.

Die sehr reinen Metalle und gewisse Legirungen lassen sich auf diese Weise zu sehr feinen Drähten ausziehen; doch erreicht man hiebei immer eine gewisse Grenze, bei welcher das Metall nicht mehr genug Festigkeit besitzt, und durch die Kraft, welche man anwendet, um es durch den Drahtzug zu treiben, bricht.

Festigkeit. Man versteht hierunter die Eigenschaft der Metalle, ziemlich starken Kräften, ohne zu zerreißen, Widerstand zu

leisten; sie wechselt bedeutend bei den verschiedenen Metallen. Um diese Festigkeit beurtheilen zu können, stellt man von den verschiedenen Metallen Drähte von genau demselben Durchmesser dar, indem man sie durch das nämliche Loch eines Drahtzuges gehen lässt. Man hängt gleiche Längen dieser Drähte an einem festen Punkte auf, und befestigt an dem andern Ende eine Schale, die man allmählig mit immer grössern Gewichten beschwert. Man kann auf diese Weise das geringste Gewicht, welches ein Zerreißen bewirkt, leicht ermitteln. Es ist klar, dass man diese Gewichte als die Masse für den Widerstand, welcher sich dem Zerreißen entgegensetzt, oder der Festigkeit betrachten kann.

Man findet hierbei, dass die Metalle sehr verschiedene Festigkeit besitzen. Die folgende Tafel gibt die Gewichte an, welche das Zerreißen eines Drahts von 2 Millimeter ($\approx \frac{1}{16}$ Linie) Durchmesser bewirken.

Eisen . . .	250 Kilogramm	Gold . . .	68 Kilogramm
Kupfer . . .	137 „	Zink . . .	50 „
Platin . . .	125 „	Zinn . . .	16 „
Silber . . .	85 „	Blei . . .	12 „

Die Festigkeit der Metalle gehört zu den Eigenschaften, welche auf die technische Anwendbarkeit derselben von grösstem Einfluss sind; sie ist indessen für dasselbe Metall, je nach der Reinheit oder Bearbeitung desselben, bedeutend verschieden. Man findet daher, wenn man Drähte von demselben Durchmesser, aber verschiedenen Qualitäten eines Metalles untersucht, sehr abweichende Werthe für die Festigkeit.

Chemische Eigenschaften der Metalle.

Unter den Ametallen sind es vorzüglich nur der Sauerstoff, Schwefel, das Selen, der Phosphor, das Chlor, Brom und Jod, welche direkt eine bemerkenswerthe Einwirkung auf die Metalle ausüben (die Einwirkung der übrigen ist entweder unmerklich oder noch nicht untersucht). Wir werden zuerst das Verhalten der Metalle zu diesen Ametallen besprechen; hierauf handeln wir von den Verbindungen der Metalle unter sich oder den Legirungen. Dann folgt das Verhalten der Metalloxyde zu den Ametallen, sowie zu den Metallen; dann das Verhalten der Metallchloride, -Bromide, -Jodide, -Sulphide zu den Ametallen; dann das Verhalten der Sauerstoffsalze und Haloidsalze zu den Säuren, zu den Basen, sowie un-

ter einander. Endlich werden wir eine allgemeine Charakteristik der Verbindungen der Metalle mit den Ametallen, namentlich der Haloidsalze und Sauerstoffsalze hinsichtlich ihres elektronegativen Bestandtheiles geben, welche das chemische Verhalten jeder einzelnen Gruppe enthalten soll.

Verhalten der Metalle zu den Ametallen.

Einwirkung des Sauerstoffs auf die Metalle. Man kann alle Metalle in Verbindung mit Sauerstoff darstellen, aber diese Verbindungen (Oxyde) unterscheiden sich bedeutend hinsichtlich der Verwandtschaftskraft, welche sie zusammenhält. Einige, wie Kalium und Natrium, verbinden sich selbst bei sehr niedriger Temperatur direkt mit Sauerstoff; andere, wie Gold und Platin, haben eine so geringe Verwandtschaft zum Sauerstoff, dass sie unter keinen Umständen sich direkt damit verbinden, so dass man die Oxyde derselben nur auf sehr umständliche Art darstellen kann. Erstere halten den Sauerstoff in den höchsten Temperaturen zurück, während letztere beim Erhitzen ihrer Oxyde denselben leicht verlieren.

Die Grösse der Verwandtschaft der Metalle zum Sauerstoff lässt sich auf verschiedene Weise beurtheilen:

1. Durch die Art, wie sie sich bei verschiedenen Temperaturen gegen gasförmigen Sauerstoff verhalten.
2. Durch die grössere oder geringere Leichtigkeit, mit welcher ihre Oxyde in den metallischen Zustand zurückgeführt werden.
3. Durch die Zersetzung, welche sie auf dasselbe Oxyd unter verschiedenen Umständen ausüben.

Das Wasser ist dasjenige Oxyd, welches man gewöhnlich zu dieser Vergleichung benutzt. Gewisse Metalle zersetzen das Wasser schon bei 0°, andere haben erst in Temperaturen über 50—60° auf das Wasser eine zersetzende Einwirkung, wieder andere zersetzen dasselbe erst bei 100°, und viele andere erst dann, wenn sie rothglühend mit Wasserdampf in Berührung kommen; es gibt endlich Metalle, welche bei keiner in den Oefen unserer Laboratorien erreichbaren Hitze auf Wasser einwirken.

4. Durch die zersetzende Wirkung, welche die Metalle auf Wasser bei Gegenwart starker Säuren ausüben. Viele Metalle zersetzen das Wasser in der Kälte, wenn man Schwe-

felsäure hinzubringt; andere zerlegen es nicht, selbst nicht beim Erwärmen unter diesen Umständen. Diese Eigenschaft ist indessen nicht nur von der grösseren Verwandtschaft der Metalle zum Sauerstoff abhängig, sondern sie richtet sich besonders nach der Verwandtschaft des basischen Metalloxyds zu der Säure (prädisponirende Verwandtschaft).

Von diesem Gesichtspunkte ausgehend, hat man die Metalle in sechs Klassen gebracht.

Erste Klasse. Metalle, welche sich mit Sauerstoff in allen Temperaturen, auch den höchsten, verbinden, und das Wasser auch bei der niedrigsten Temperatur zersetzen. Hierher gehören:

Kalium	Baryum
Natrium	Strontium
Lithium	Calcium.

Zweite Klasse. Metalle, welche sich mit Sauerstoff auch bei den höchsten Temperaturen verbinden, und deren Oxyde durch Hitze allein sich nicht zersetzen lassen; dagegen aber dem Wasser bei gewöhnlicher Temperatur keinen Sauerstoff entziehen, sondern erst über 50° denselben leicht daraus aufnehmen. Es sind diess:

Magnesium
Aluminium
Mangan,

wozu man wahrscheinlich auch die folgenden Metalle zählen muss, deren Verhalten gegen Wasser noch nicht sorgfältig genug untersucht wurde:

Beryllium	Zirconium
Erbium	Cerium
Terbium	Didym
Thorium	Lanthan.
Yttrium.	

Dritte Klasse. Metalle, welche in der Rothglühhitze sich mit Sauerstoff verbinden, deren Oxyde durch Hitze allein nicht zersetzt werden, und welche das Wasser in über 100° liegenden Temperaturen, aber noch unter der Rothglühhitze zersetzen. Dieselben Metalle zersetzen auch das Wasser bei Gegenwart einer starken Säure schon in der Kälte. Hierher gehören:

Zink	Nickel
Eisen	Kobalt

Cadmium	Chrom
Uran	Vanadin.

Die Temperatur, in welcher diese Metalle sich mit gasförmigem Sauerstoff verbinden, und in welcher sie das Wasser zersetzen, hängt sehr von dem Grade ihrer Vertheilung ab. Das compacte Eisen, selbst in Form von Eisensfelle, vereinigt sich nicht mit trockenem Sauerstoffgas, ausser bei dunkler Rothglühhitze, während dasselbe Metall in sehr fein zertheiltem Zustande, sowie man es durch Reduktion von Eisenoxyd durch Wasserstoff bei möglichst niedriger Temperatur erhält, sobald man es an die Luft bringt, Feuer fängt, und sich daher schon bei gewöhnlicher Temperatur oxydirt. Compactes Eisen zersetzt den Wasserdampf erst bei der Rothglühhitze, während pulverförmiges Eisen ihn schon bei einer Temperatur von etwa 200° zersetzt.

Vierte Klasse. Metalle, welche bei der Rothglühhitze sich mit Sauerstoff verbinden, und deren Oxyde durch Hitze allein nicht zersetzt werden. Diese Metalle zersetzen den Wasserdampf bei der Rothglühhitze mit Leichtigkeit, aber sie oxydiren sich nicht in Wasser, bei Gegenwart von starken Säuren. Ihre Oxyde sind im Gegentheil Körper, welche sich gegen starke Basen wie kräftige Säuren verhalten. Die Mehrzahl dieser Metalle zersetzt daher das Wasser bei Gegenwart einer starken Basis, wie z. B. Kali, unter Entwicklung von Wasserstoffgas. Hieher gehören:

Antimon	Tantal
Arsen	Tellur
Molybdän	Titan
Niobium	Wolfram
Pelopium	Zinn.
Osmium	

Fünfte Klasse. Metalle, welche in der Rothglühhitze sich mit Sauerstoff verbinden, und deren Oxyde durch Hitze allein nicht zersetzt werden. Sie zersetzen das Wasser erst bei sehr hoher Temperatur und immer sehr schwach; bei gewöhnlicher Temperatur zerlegen sie es weder bei Gegenwart starker Säuren, noch starker Basen. Es sind:

Blei
Kupfer
Wismuth.

Sechste Klasse. Metalle, deren Oxyde durch Hitze allein

bei mehr oder weniger hoher Temperatur zerlegt werden, und welche unter keinen Umständen dem Wasser Sauerstoff entziehen. Man nennt dieselben auch edle Metalle.

Quecksilber	Iridium
Silber	Palladium
Gold	Rhodium
Platin	Ruthenium.

Wir bemerken, dass alle Metalle, deren Oxyde durch Hitze allein nicht zersetzt werden, das Wasser bei mehr oder weniger hoher Temperatur zu zerlegen im Stande sind. Es rührt diess daher, weil das Wasser selbst, bei äusserst hoher Temperatur in seine Bestandtheile zerfällt. Erhitzt man nämlich eine kleine Platinkugel an einem Platindraht in dem Knallgasgebläse bis zur Weissglühhitze, und taucht sie rasch in Wasser, so sieht man kleine Gasblasen aufsteigen, welche ein Gemisch von Wasserstoff und Sauerstoff sind. Das Wasser wurde also durch die Hitze allein zersetzt, denn das Metall hat sich mit keinem seiner Bestandtheile verbunden. Eine ähnliche Zersetzung findet beim äusserst starken Erhitzen eines in Wasser getauchten Platindrahtes statt, was man beim Durchleiten eines elektrischen Stromes aus einer kräftigen galvanischen Kette bewirken kann.

Einwirkung des trocknen Sauerstoffgases auf die Metalle. Die direkte Verbindung der Metalle mit Sauerstoff ist eine wahre Verbrennung, bei welcher Wärme entwickelt wird, so dass bei raschem Verbrennen die Temperatur bis zur Glühhitze steigt. Je feiner zertheilt ein Metall ist, um so lebhafter ist die Verbrennung, weil in diesem Falle eine um so grössere Oberfläche der Einwirkung des Sauerstoffs sich ausgesetzt findet. Ist das Metall dagegen kompakt, und schmilzt das Oxyd nicht bei der Temperatur, in welcher die Oxydation stattfindet, so hört die Verbrennung bald auf, weil das Metall sich mit einer Oxydschicht überzieht, welche die weitere Berührung des Metalls und des Sauerstoffs verhindert. Das feinerzertheilte Kupfer brennt z. B. leicht im Sauerstoff und verwandelt sich, wenn es vorher zum Rothglühen erhitzt wurde, vollständig in Kupferoxyd, während unter denselben Umständen ein Kupferblech sich nur mit einer Oxydschicht bedeckt. Das bis zum Rothglühen erhitzte Eisen verbrennt im Sauerstoff lebhaft, selbst in der Form dicker Drähte, weil das entstandene Oxyd bei der durch die Verbrennung hervorgebrachten Temperatur schmilzt, und die Oberfläche des Metalls hiedurch fortwährend erneuert wird.

Flüchtige Metalle verbrennen gewöhnlich sehr lebhaft und häufig mit Flamme, wenn sie vorher gehörig erhitzt werden (Zink).

Einwirkung des feuchten Sauerstoffs auf die Metalle. Viele Metalle, welche sich bei gewöhnlicher Temperatur nicht mit trockenem Sauerstoffgas verbinden, oxydiren sich an feuchter Luft. In trockenem Sauerstoffgas behält das Eisen unverändert seine glänzende Oberfläche, während dieselbe an feuchter Luft bald verschwindet und mit einer Rostschicht überzogen wird, welche aus Eisenoxydhydrat besteht. In gleicher Weise verhalten sich viele andere Metalle, mit dem Unterschiede jedoch, dass einige nur oberflächlich oxydirt werden, während bei andern die Annahme von Sauerstoff nicht eher aufhört, bis das Metall durch die ganze Masse hindurch in Oxyd verwandelt ist. Eine Eisenstange wird an feuchter Luft durch den Rost vollständig zerstört, während ein Zinkblech sich bald mit einer Oxydhaut bedeckt, welche die weitere Einwirkung des Sauerstoffs verhindert.

Ist das Eisen gleichzeitig mit Wasser und Sauerstoff in Berührung, so ist in Wasser gelöster Sauerstoff vorhanden, und diess ist die günstigste Bedingung für das Stattfinden einer Verbindung. Das Eisenoxyd besitzt eine gewisse Verwandtschaft zum Wasser, wodurch die Entstehung dieses Oxyds noch unterstützt wird. (Aber auch ohne die Anwesenheit freien Sauerstoffs tritt eine Reaction ein, wenn zugleich Kohlensäure vorhanden ist; es entsteht dabei unter Wasserzersetzung zunächst kohlen-saures Eisenoxydul, welches dann, wenn es mit dem Sauerstoff der Luft in Berührung kommt, zersetzt und höher oxydirt wird). Es wirkt hiebei dieselbe Ursache (prädisponirende Verwandtschaft) ein, welche die lebhaftere Zersetzung des Wassers durch Eisen oder Zink bei Gegenwart einer Säure veranlasst, während diese Metalle das blosse Wasser bei gewöhnlicher Temperatur nicht zerlegen. Saure Dämpfe in einer Luft begünstigen daher auch bedeutend die Oxydation der Metalle an der Luft, da sie die Verwandtschaft des Metalls zum Sauerstoff noch mehr erhöhen, als das Wasser, welches für sich nur als sehr schwache Säure wirkt.

Diejenigen Metalle, deren Oxyde gegen kräftige Basen die Rolle von Säuren spielen, oxydiren sich rascher an der Luft, wenn man sie mit alkalischen Lösungen befeuchtet oder in eine feuchte Atmosphäre bringt, welche Ammoniakdämpfe enthält.

Hat sich eine gewisse Menge von Oxyd auf der Oberfläche des

Metalls gebildet, so findet man häufig, dass die Oxydation hierauf schneller voranschreitet, wie wenn die Gegenwart des Oxyds die Verwandtschaft des Metalls zum Sauerstoff erhöhte. Besonders das Eisen zeigt diese Eigenschaft, und folgender Versuch ist geeignet, zu der richtigen Erkennung derselben zu führen.

Bringt man feuchte Eisenfeile mit Luft in Berührung, so findet zu Anfang nur eine langsame Oxydation statt, die allmählich rascher wird, so dass das Eisen sich bald mit Rost überzieht. Man bemerkt gleichzeitig das Auftreten des stinkenden Geruchs, welchen das durch Auflösen des gewöhnlichen Eisens in verdünnter Schwefelsäure entwickelte Wasserstoffgas besitzt. Unter diesen Umständen entwickelt sich in der That eine ansehnliche Menge von Wasserstoffgas, welche man bei Anwendung geeigneter Gefässe auffangen kann. — In den ersten Augenblicken oxydirt sich das Metall nur auf Kosten des in dem Wasser gelösten Sauerstoffs, womit die Eisenfeile befeuchtet ist (oder es entsteht erst kohlen-saures Eisenoxydul, welches weiterhin zu Eisenoxydhydrat wird); die Oxydschicht, welche hierbei das metallische Eisen überzieht, bildet mit letzterm ein Volta'sches Paar, in welchem das Eisen das elektropositive Element bildet. Das Eisen für sich verhält sich schon elektropositiv gegen Sauerstoff, bildet es aber das elektropositive Glied einer Säule, so wird hierdurch seine Verwandtschaft zum Sauerstoff noch vermehrt, und wie der Versuch zeigt, steigert sich dieselbe hinlänglich, um die Zersetzung des Wassers bei gewöhnlicher Temperatur zu bewirken. (Nimmt man an, der erste Rost sey aus kohlen-saurem Eisenoxydul entstanden, so lässt sich das schnellere Fortschreiten der Rostbildung dadurch erklären, dass die durch Zersetzung des Carbonats freige-wordene Kohlensäure sich sogleich in concentrirter Form zugegen befindet, also rascher wirken kann, als das erste Mal, wo sie erst aus der Atmosphäre herbeigeschafft werden musste).

Bringt man das Eisen dagegen mit einem Körper in Berührung, welcher das elektropositive Element einer Säule bildet, so wird es hierdurch weniger elektropositiv, als es für sich in freiem Zustande war, und es verliert daher seine Verwandtschaft zum Sauerstoff. Das Metall wird weniger leicht oxydirbar und kann hierdurch vor der Oxydation unter Umständen geschützt seyn, unter welchen sie sonst unvermeidlich stattgefunden haben würde. Man hat von dieser Eigenschaft in den Gewerben eine Anwendung gemacht, um Gegenstände vom Eisen an der Luft vor dem Rosten zu schützen. Man

überzieht das Eisen mit einer sehr dünnen Schicht von Zink, welches das elektropositive Glied der Kette bildet und das Eisen vor der Oxydation bewahrt. Das Zink selbst oxydirt sich dagegen um so rascher, aber nur auf der Oberfläche, weil die das metallische Zink überziehende Oxydschicht gleichsam einen undurchdringlichen Firnis bildet, welcher die untern Schichten schützt. Das auf diese Weise mit Zink überzogene Eisen nennt man galvanisirtes Eisen.

Auf dasselbe Prinzip gestützt, hat man einige andere Metalle vor der Oxydation geschützt, wie z. B. das Kupfer, welches zum Überziehen der Schiffe verwendet wird. Leider hat man dabei gefunden, dass die Muscheln sich alsdann in weit grösserer Menge an das Schiff festsetzen, wodurch die Geschwindigkeit desselben ansehnlich vermindert wird, weil die Reibung gegen das Wasser bedeutend zunimmt.

Auf andere, indirekte Methoden, Oxyde darzustellen, kommen wir bei den einzelnen Metallen zurück.

Einwirkung des Schwefels auf die Metalle. Fast alle Metalle sind fähig, sich direkt mit Schwefel zu vereinigen, wenn man beide zusammen erhitzt, oder den Schwefel in Dampfform über das zum Glühen erhitzte Metall streichen lässt. Einige, wie z. B. Kupfer, verbrennen in Schwefeldampf unter lebhaftem Erglühen; andere vereinigen sich, wenn Wasser vorhanden ist, schon bei gewöhnlicher Temperatur mit dem Schwefel. Befeuchtet man ein Gemenge von Eisenfeile und Schwefelblumen mit etwas Wasser, so wird in Folge der Verbindung des Schwefels mit dem Eisen bald viel Wärme frei.

Eine grosse Anzahl von Metallsulphiden lässt sich auch durch Erhitzen der Oxyde mit Schwefel, oder durch Glühen eines Gemenges von Metalloxyd, kohlensaurem Kali und Schwefel in einem mit Kohle ausgefüllten Tiegel darstellen. Das kohlensaure Kali verwandelt sich hierbei in Mehrfach-Schwefelkalium, welches das Metalloxyd in Metallsulphid überführt, wobei der Sauerstoff als Kohlenoxyd entweicht. Wenn das Metall, wie diejenigen der vierten Klasse, ein elektronegatives Schwefelmetall bildet, so vereinigt sich dasselbe mit einem Theile des Schwefelkaliums, das hierbei in Einfach-Schwefelmetall übergeht, zu einem Schwefelsalze, in welchem das Schwefelkalium die Rolle der Basis übernimmt. — Viele Metallsulphide lassen sich auch durch Einleiten von Schwefelwasserstoff

in eine Lösung des Metallsalzes darstellen. Auf diese Weise stellt man die der 5. und 6. Klasse dar. — Die Metalle der 3. Klasse erhält man als Sulphide, wenn man zu ihrer Lösung ein alkalisches Sulphid setzt. — Die Lösungen der Metalle der 4. Klasse geben mit Schwefelkalium anfangs einen Niederschlag, welcher das neue Metallsulphid darstellt; derselbe löst sich aber in einem Ueberschuss des Schwefelkaliums wieder auf, und bildet damit ein Schwefelsalz. — Die Metallsulphide der 3. und 4. Klasse haben entschiedenem Metallglanz.

Einwirkung des Selen auf die Metalle. Das Selen verhält sich zu den Metallen ganz ähnlich, wie der Schwefel, doch ist sein Verhalten noch nicht so erschöpfend studirt wie das des Schwefels.

Die Metallselenide kann man auch auf analoge Weise wie die Sulphide, durch Fällen mit Selenwasserstoff bereiten. Letzteres Gas schlägt alle neutralen Metallsalze nieder; die Niederschläge sind, wie die Sulphide, im Allgemeinen schwarz oder dunkelbraun, und nehmen beim Reiben Metallglanz an, nur die von Zink, Mangan und Cerium sind fleischroth.

Einwirkung des Phosphors auf die Metalle. Auch der Phosphor vereinigt sich in höherer Temperatur mit vielen Metallen, und diese Verbindungen haben viele Aehnlichkeit mit den Sulphiden und Seleniden.

Die Metallphosphide kann man auch durch Reduction der phosphorsauren Metalloxyde mittelst Kohlenpulver, oder auf nassem Wege durch Einleiten von Phosphorwasserstoff in die Metallösungen erhalten.

Einwirkung des Chlors auf die Metalle. Das Chlor wirkt noch kräftiger auf die Metalle ein als die vorher berührten Ametalle, und verwandelt sie leicht und vollständig in Chloride. Die meisten Metalle vereinigen sich schon in der Kälte mit dem Chlor, und bei einigen geschieht diess unter starker Erhitzung, die zuweilen mit Lichterscheinung verbunden ist.

Viele Metallchloride lassen sich durch Behandlung der Metalle mit Chlorwasserstoffsäure darstellen, wobei der Wasserstoff entweicht. Namentlich gilt diess von den Metallen der ersten 3 Klassen. — Die Metalle der 5. und 6. Klasse widerstehen der Einwirkung der Chlorwasserstoffsäure; setzt man aber noch Salpetersäure hinzu, so bildet sich Königswasser, und nun lösen sie sich und verwandeln sich in Chlorid:

Einwirkung des Broms und Jods auf die Metalle. Brom und Jod verhalten sich gegen die Metalle wie das Chlor, nur wirken sie weniger kräftig ein.

Verbindungen der Metalle unter sich; Legirungen.

Die meisten Metalle können sich untereinander verbinden, und bilden Legirungen, welche metallisches Ansehen und die mittlern Eigenschaften der in ihnen enthaltenen Metalle besitzen. Die Legirungen sind gleichsam neue Metalle von eigenthümlichen Eigenschaften, welche zu gewissen technischen Verwendungen geeigneter sind, als die einfachen-Metalle.

Die für sich in den Gewerben verwendeten Metalle sind:

Eisen	Blei	Silber
Zink	Kupfer	Gold
Zinn	Quecksilber	Platin.

Unter diesen Metallen wird Eisen und Platin nur in reinem Zustande verwendet, während die andern, sowohl für sich, als auch untereinander oder mit andern Metallen, wie z. B. mit Antimon, Nickel oder Wismuth legirt, Anwendung finden.

Das Kupfer ist ein sehr dehnbares, leicht mit dem Hammer zu bearbeitendes Metall, welches aber keine grosse Härte besitzt. Durch Legirung von 2 Theile Kupfer und 1 Theil Zink vermehrt man die Härte desselben ansehnlich, es bleibt ihm aber doch noch hinreichende Dehnbarkeit. Diese Legirung, das Messing, besitzt eine schöne gelbe Farbe, und findet in zahllosen Fällen Anwendung. Das Messing von obiger Zusammensetzung lässt sich aber nicht feilen, weil es sich an die Feile festhängt; man hilft diesem Uebelstande durch Zusatz von 2 bis 3 Proc. Blei oder Zinn ab.

Für die Kanonen braucht man ein hartes, doch nicht sprödes Metall, welches sich giessen und abdrehen lässt. Das reine Kupfer erfüllt diese Bedingungen zum Theil, ist aber zu weich; die Kugel schlägt, bevor sie das Rohr verlässt, mehrmals an die Wand des Geschützes an, und bildet in einem weichen Metalle bald Eindrücke, welche ein genaues Schiessen verhindern. Eine Legirung von 90 Theilen Kupfer und 10 Theilen Zinn besitzt grössere Härte als das Kupfer, und genügende Festigkeit. Man nennt diese Legirung Bronze, und sie hat, ausser zu grobem Geschütz, eine bedeutende Anwendung zu Verzierungen, Statuen, Candelabern etc. gefunden. Durch Vermehrung der Menge des Zinns erhält man noch härtere Legirungen,

die aber immer spröder werden. Eine Legirung von 80 Theilen Kupfer und 20 Theilen Zinn ist sehr hart und klingend; man verwendet sie zu Glocken, Tamtams u. s. w. Die aus 67 Kupfer und 33 Zinn bestehende Legirung ist gelblich weiss, und nimmt eine sehr schöne Politur an, wesshalb sie zu den Spiegeln in den Fernröhren verwendet wird. — Eine Legirung von 50 Th. Kupfer, 30 Th. Zink und 20 Th. Nickel heisst Neusilber oder Argentan, sieht dem Silber ähnlich und diess um so mehr, je mehr Nickel darin ist. Sie dient zu verschiedenen Verzierungen und zu Geräthen.

Man ersieht hieraus, wie durch Legirung mehrerer Metalle in verschiedenen Verhältnissen, in ihren Eigenschaften bedeutend von einander abweichende Produkte entstehen können, welche sich zu den mannigfaltigsten Anwendungen eignen.

Soll sich ein Metall zu Buchdruckerlettern eignen, so muss es verschiedene Bedingungen erfüllen; es muss leicht schmelzbar seyn, weil die Lettern gegossen werden; es muss die Form genau ausfüllen, damit die Buchstaben scharf seyen; es muss eine gewisse Härte besitzen, aber nicht zu spröde seyn, weil sich sonst unter der Presse die Züge bald verwischen, oder bei zu grosser Sprödigkeit die Lettern zerbrechen würden. — Eisen und Kupfer schmelzen nicht leicht genug, dasselbe ist bei Gold, Silber und Platin der Fall, welche letztere ausserdem zu theuer wären. Zink, Antimon und Wismuth sind zu spröde, Blei und Zinn zu weich; aber eine Legirung von 80 Blei und 20 Antimon eignet sich vortreflich dazu.

Viele Metalle scheinen sich in beliebigen Verhältnissen unter einander verbinden zu können. Im Allgemeinen aber scheiden sich beim langsamen Erkalten geschmolzener Legirungen bestimmte Verbindungen nach einander ab, welche häufig krystallinische Form annehmen. Dieselbe Zersetzung einer einzigen homogenen Legirung in mehrere Verbindungen von bestimmter Zusammensetzung findet zuweilen auch mehr oder weniger vollständig statt, wenn eine Legirung während längerer Zeit einer hohen Temperatur, welche übrigens unterhalb des Schmelzpunktes derselben liegt, ausgesetzt wird.

Der Schmelzpunkt einer Legirung ist häufig niedriger, als der Schmelzpunkt des am leichtesten schmelzenden, in der Legirung enthaltenen Metalls.

So schmilzt das Blei bei . . .	325°
„ „ „ Wismuth . . .	285°
„ „ „ Zinn . . .	229°

Eine Legirung von 5 Th. Blei, 8 Th. Wismuth und 3 Th. Zinn schmilzt bei 95°, also bei viel niedrigerer Temperatur, als jedes einzelne Metall für sich.

Verhalten der Metalloxyde zu den Ametallen, sowie zu den Metallen.

Einwirkung des Sauerstoffs auf die Metalloxyde. Die niedrigeren Oxydationsstufen der Metalle nehmen in vielen Fällen direkt noch mehr Sauerstoff auf; diess geschieht zuweilen schon in der Kälte an der Luft, leichter wenn zugleich Wasser vorhanden ist, das Oxyd also entweder befeuchtet oder mit Wasser verbunden ist. So absorbiren die Hydrate von Eisenoxydul und Manganoxydul mit der grössten Leichtigkeit Sauerstoff aus der Luft, und verwandelt sich in Oxydhydrate. Andere Oxyde müssen dagegen auf eine höhere Temperatur erhitzt seyn, wenn sie noch mehr Sauerstoff aufnehmen sollen. Das Bleioxyd verbindet sich z. B. in einer Temperatur von 400° etwa, mit mehr Sauerstoff, und geht in ein neues Oxyd, die Mennige, über. Durch stärkere Hitze wird die Mennige wieder zersetzt, und unter Entwicklung von Sauerstoff in gewöhnliches Bleioxyd verwandelt.

Einwirkung des Wasserstoffs auf die Metalloxyde. Das Wasserstoffgas zersetzt viele Oxyde, indem es ihnen entweder sämmtlichen Sauerstoff oder einen bestimmten Theil desselben entzieht, mit dem es sich zu Wasser vereinigt; im Allgemeinen ist zu dieser Zersetzung eine höhere Temperatur erforderlich.

Die Metalloxyde der beiden ersten Klassen werden selbst bei der stärksten Hitze nicht vom Wasserstoff zersetzt; die Oxyde der übrigen Klassen werden bei mehr oder weniger grosser Hitze sämmtlich durch Wasserstoff zu Metall reducirt; diess geschieht bei denen der 6. Klasse schon in 100° wenig übersteigender Temperatur, während bei einigen Oxyden der anderen Klassen in der Rothglühhitze nur eine theilweise Reduction erfolgt, und die vollständige Reduction äusserst schwierig gelingt.

Der Wasserstoff reducirt die Oxyde des Eisens bei der Rothglühhitze unter Bildung von Metall und Wasser. Andererseits zersetzt das zum Glühen erhitzte metallische Eisen den Wasserdampf, nimmt den Sauerstoff desselben auf und macht Wasserstoff frei. Wir beobachten hier 2 einander entgegengesetzte Wirkungen unter scheinbar denselben Verhältnissen. Der Zersetzung des Eisenoxyds durch Wasser-

stoff nach zu urtheilen, besitzt der Wasserstoff in der Glühhitze grössere Verwandtschaft zum Sauerstoff, als das Eisen, während man aus der Thatsache, dass das glühende metallische Eisen den Wasserdampf zersetzt, schliessen müsste, dass das Eisen in der Glühhitze mehr Verwandtschaft zum Sauerstoff hat, als der Wasserstoff. In der Folge werden wir noch mehrere ähnliche Erscheinungen kennen lernen, welche sich durch die Annahme erklären lassen, dass die Verbindungen und Zersetzungen der Körper nicht nur durch die gegenseitigen Verwandtschaften der Stoffe bedingt werden, sondern dass dabei auch die Masse der miteinander in Berührung kommenden Stoffe von Einfluss ist. Kommen also zwei Stoffe a und b, von nahe zu gleich grosser Verwandtschaft zu einem Dritten c, mit diesem in Berührung, so vertreibt der in grösserer Menge vorhandene Stoff a den andern b und vereinigt sich mit c. In den beiden so eben beschriebenen Versuchen befinden sich Eisen und Wasserstoff in Berührung mit Sauerstoff, zu welchem sie beide Verwandtschaft besitzen. Bei dem Versuche, in welchem Wasserdampf über glühendes Eisen geleitet wird, ist Eisen vorherrschend, weil das freiwerdende Wasserstoffgas sogleich von dem Dampfströme fortgeführt wird; bei dem zweiten Versuche, in welchem Wasserstoffgas das Eisenoxyd reducirt, wird dagegen das gebildete Wasser sogleich entfernt, so dass das Eisenoxyd sich stets in einer Atmosphäre von Wasserstoffgas befindet, welches ihm den Sauerstoff entzieht.

Es muss also, wie leicht einzusehen ist, in einer bestimmten Hitze, ein gewisses Verhältniss von Wasserstoff und Wasserdampf geben, welches weder metallisches Eisen oxydiren, noch Eisenoxyd reduciren wird. Vermehrt man in dieser Mischung die Menge des Wasserdampfs, so findet eine Oxydation des metallischen Eisens statt; wenn man dieselbe vermindert, so wird eine Reduktion des Eisenoxyds eintreten. Es ist wahrscheinlich, dass das Verhältniss zwischen Wasserstoffgas und Wasserdampf, welches weder auf Eisen noch auf Eisenoxyd einwirkt, mit der Temperatur wechselt.

Einwirkung des Kohlenstoffs auf die Metalloxyde. Die Kohle reducirt alle Metalloxyde, welche von Wasserstoff zersetzt werden, und bei sehr hoher Temperatur ausserdem auch solche, auf welche der Wasserstoff ohne Wirkung ist. Die Oxyde des Kaliums und Natriums werden z. B. in der Weissglühhitze vollständig von Kohlenstoff zersetzt, und ihre Metalle in Freiheit gesetzt.

Findet die Reduktion eines Oxydes bei niedriger Temperatur statt,

so bildet sich Kohlensäure; geschieht dieselbe aber erst bei hoher Temperatur, so entwickelt sich Kohlenoxydgas. Die Kohlensäure wird nämlich in der Glühhitze durch viele Metalle, sowie durch Kohle in Kohlenoxyd übergeführt.

Einwirkung des Schwefels auf die Metalloxyde. Bei hoher Temperatur wirkt der Schwefel auf die meisten Metalloxyde; die Oxyde der ersten Klasse liefern dabei ein Gemenge von schwefelsaurem Metalloxyd und Metallsulphid. Ist zugleich auch Kohle vorhanden, so entsteht nur Sulphid.

Die Oxyde der zweiten Klasse erleiden beim Erhitzen mit Schwefel keine Veränderung, und nur wenn gleichzeitig Kohle vorhanden ist, verwandeln sich einige von ihnen in Sulphide; es ist aber hierzu eine sehr hohe Temperatur erforderlich.

Die Metalloxyde der vier letzten Klassen verwandeln sich beim Glühen mit Schwefel unter Entwicklung von schwefeliger Säure in Sulphide.

Einwirkung des Chlors auf die Metalloxyde. Das Chlor zeigt, je nachdem es trocken oder feucht ist, und je nach der Temperatur, eine sehr verschiedene Wirkung auf die Metalloxyde. In der Kälte oder Wärme verwandelt das trockne Chlorgas fast alle Oxyde in Chloride, doch muss man hiervon einige Oxyde der zweiten Klasse ausnehmen, welche selbst bei den höchsten Temperaturen der Einwirkung desselben widerstehen. Hat man aber das Oxyd mit Kohle vermengt, und erhitzt man die Mischung in einem Strome von trockenem Chlorgas, so wird durch die vereinigte Verwandtschaft des Chlors zum Metall und die der Kohle zum Sauerstoff die Zersetzung in allen Fällen bewirkt; es entsteht Kohlenoxyd und Metallchlorid.

Die Wirkung des Chlors auf in Wasser gelöste, oder darin vertheilte Oxyde ist von der vorhergehenden verschieden. Leitet man Chlor in Kalilösung, so richtet sich die Zersetzung nach der Concentration und der Temperatur der Lösung. In verdünnter Lösung und in der Kälte zersetzen sich 2 Aeq. Chlor mit 2 Aeq. Kali zu unterchlorigsaurem Kali und Chlorkalium:



Ist dagegen die Lösung concentrirt und erwärmt sie sich, so erhält man chlorsaures Kali und Chlorkalium:

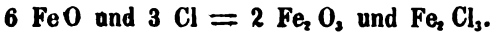


Erhält man die concentrirte alkalische Lösung fortwährend im Kochen, so bildet sich beim Einleiten von Chlorgas auch chlorsaures

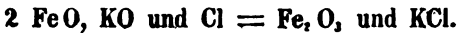
Kali und Chlorkalium, aber die Menge des chloresauren Kalis ist viel geringer, weil sich dabei Sauerstoff entwickelt. Die Metalloxyde der ersten Klasse verhalten sich hierbei sämmtlich in gleicher Weise.

Die meisten Metalloxyde der zweiten Klasse erleiden durch Chlor bei Gegenwart von Wasser keine Veränderung, selbst nicht bei 100°; doch muss man hiervon die Magnesia und das Manganoxydul ausnehmen; erstere verwandelt sich nämlich hierbei in Chlor-magnesium und in unterchlorigsaure Magnesia, und das Manganoxydul verhält sich gegen feuchtes Chlor wie die Metalloxyde der dritten Klasse.

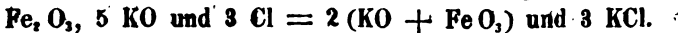
Die Metalloxyde der dritten Klasse werden, wenn man sie in Wasser vertheilt, mit Chlor behandelt, in Chloride und Oxyde zersetzt. Das Eisenoxydul gibt z. B.



Hat man das Eisenoxydul in einer alkalischen Flüssigkeit mit Chlor behandelt, so geht es vollständig in Oxyd über, und es entsteht gleichzeitig Chlorkalium.



Auf die Sesquioxide der Metalle der dritten Klasse hat das Chlorgas keine Wirkung, wenn sie in Wasser vertheilt sind; enthält aber die Flüssigkeit viel Kali, so geht das Eisenoxyd wenigstens in Eisensäure über, welche sich mit dem Kali vereinigt.



Die Metalloxyde der drei letzten Klassen verwandeln sich bei der Einwirkung von Chlor und Wasser in Chloride.

Einwirkung des Broms und Jods auf die Metalloxyde. Hier gilt dasselbe, was beim Chlor gesagt ist.

Einwirkung der Metalle auf die Metalloxyde. Die Kenntniss der Verwandtschaft der verschiedenen Metalle zum Sauerstoff erlaubt die Wirkung der Metalle auf die Metalloxyde häufig voraus zu bestimmen; es lässt sich aber im Allgemeinen nur wenig darüber sagen, weil die relative Verwandtschaft der Metalle zum Sauerstoff sich mit der Temperatur bedeutend ändert. So zersetzt Kalium das Eisenoxyd bei der Rothglühhitze; während in höherer Temperatur das Eisen im Gegentheil dem Oxyde des Kaliums den Sauerstoff entzieht.

Verhalten der Metallchloride zu den Ametallen.

Einwirkung des Sauerstoffs auf die Metallchloride.

Der Sauerstoff hat auf die Chloride der ersten Klasse keine Wirkung, verwandelt aber die der 2., 3., 4. und 5. Klasse leicht in Oxyde, wenn dieselben in einem Strome dieses Gases zum Glühen erhitzt werden. Diejenigen Chloride der 6. Klasse, welche durch Hitze allein nicht zersetzt werden, erleiden auch beim Glühen in Sauerstoff keine Veränderung, während die in der Hitze allein zerstörbaren unter diesen Umständen sich in Metalle verwandeln, ohne Sauerstoff aufzunehmen.

Einwirkung des Wasserstoffs auf die Metallchloride. Die Chloride der beiden ersten Klassen werden bei keiner Temperatur von Wasserstoff zersetzt; die der vier übrigen Klassen lassen sich dagegen in mehr oder weniger hoher Temperatur in Metalle zurückführen. Man wendet diess Verfahren zur Darstellung der Metalle in reinem Zustande an. Uebrigens beobachtet man auch hier eine ähnliche, scheinbare Umkehrung der Verwandtschaften, wie wir sie bei der Betrachtung des Verhaltens des Wasserstoffs gegen die Oxyde kennen gelernt haben. Z. B. $\text{FeCl} + \text{H} = \text{Fe} + \text{HCl}$; ferner $\text{Fe} + \text{HCl} = \text{FeCl} + \text{H}$; beides in der Rothglühhitze, also in ein und derselben Temperatur.

Eine Einwirkung des Kohlenstoffs auf die Metallchloride findet in keiner bemerklichen Weise statt.

Verhalten der Metallbromide und -Jodide zu den Ametallen.

Hier gilt dasselbe, was bei den Chloriden angeführt worden ist. Durch Behandlung mit Chlor in der Wärme wird aus ihnen Brom oder Jod ausgetrieben, dessen Stelle das Chlor einnimmt.

Verhalten der Metallsulphide zu den Ametallen.

Einwirkung des Sauerstoffs auf die Metallsulphide. Der Sauerstoff wirkt auf alle Sulphide in mehr oder weniger hoher Temperatur kräftig ein. Die Sulphide der ersten Klasse verwandeln sich in der Hitze dadurch in schwefelsaure Salze, und ebenso verhält sich das Magnesiumsulphid der zweiten Klasse.

Die Sulphide der 3. und 5. Klasse, sowie das in die zweite Klasse gehörende Mangansulphid erleiden, je nach der Temperatur, eine abweichende Zersetzung durch Sauerstoff. In sehr starker Hitze hinterbleibt das Metall als Oxyd und es entweicht schwefelige Säure; bei niederer Temperatur bildet sich immer eine gewisse Menge

von schwefelsaurem Metalloxyd, welches mit dem übrigen Oxyd vermenget bleibt.

Die Sulphide der vierten Klasse verwandeln sich unter Entbindung von schwefeliger Säure leicht in Oxyde.

Die Sulphide der sechsten Klasse verwandeln sich in Metall, und der Schwefel verbrennt zu schwefeliger Säure.

Der Sauerstoff kann die meisten Sulphide schon in der Kälte zersetzen, besonders bei Gegenwart von Wasser; viele verwandeln sich hierbei zuletzt in schwefelsaure Salze.

Verhalten der Sauerstoffsalze und Haloidsalze zu den Säuren, zu den Basen, sowie unter einander.

Einwirkung der Säuren auf die Sauerstoffsalze und Haloidsalze. Diese Einwirkung lässt sich nach gewissen allgemeinen, durch Versuche gefundenen Regeln vorherbestimmen.

Bringt man zu einem Sauerstoffsalze dieselbe Säure, welche schon darin enthalten, so verbindet sie sich in vielen Fällen damit zu einem sauren Salze, z. B. schwefelsaures Kali und Schwefelsäure. Hat die Säure nicht die Fähigkeit, sich mit dem neutralen Salze zu verbinden, so löst sich das Salz häufig in der Säure auf, besonders wenn dieselbe mit viel Wasser vermischt ist; Salpeter z. B. löst sich in verdünnter Salpetersäure, aber beim Verdunsten krystallisirt der Salpeter wieder unverändert aus.

Bringt man hingegen zu einem Salze eine andere Säure, als die schon darin enthaltene, so entsteht in verschiedenen Fällen eine Zersetzung.

Eine Zersetzung tritt ein, wenn die zugesetzte Säure mit der Basis des löslichen Salzes eine unlösliche Verbindung eingeht. Setzt man Schwefelsäure zu einer Lösung von salpeters. Baryt, so schlägt sich sogleich schwefelsaurer Baryt nieder, und die Salpetersäure wird frei. Wenn dagegen die zugesetzte Säure mit der Basis des in der Lösung enthaltenen Salzes eine lösliche Verbindung bildet, und eine hinlängliche Wassermenge vorhanden ist, um sämtliches Salz aufgelöst zu erhalten, so lässt sich im Allgemeinen nicht entscheiden, ob eine Zersetzung stattgefunden hat, oder ob das ursprüngliche Salz unverändert geblieben ist. Man kann indessen, wenn das neu entstandene Salz in Wasser schwieriger löslich ist als das ursprüngliche, die Zersetzung stets durch Abdampfen bis zu dem Punkte, bei welchem das neue Salz nicht mehr gelöst bleiben

kann, bewirken. In diesem Falle scheidet sich das Salz, wie aus obigem Gesetze folgt, ab, denn es ist in der That bei dem nun stattfindenden Concentrationsgrade unlöslich.

Auf Zusatz von Schwefelsäure zu einer verdünnten Lösung von Salpeter beobachtet man kein Zeichen einer stattgefundenen Zersetzung; beim Abdampfen der Flüssigkeit scheidet sich aber schwefelsaures Kali aus, weil dieses Salz, besonders in warmer Lösung, weit weniger löslich ist, als der Salpeter. Die Salpetersäure kann dagegen das schwefelsaure Kali zersetzen, wenn die Verdunstung bei sehr niedriger Temperatur stattfindet, denn bei 0° ist das salpetersaure Kali weniger löslich als das schwefelsaure Kali.

Aehnliche Zersetzungen finden zwischen Wasserstoffsäuren und den Sauerstoffsalzen, oder zwischen den Sauerstoffsäuren und den Haloidsalzen statt; auch bei ihnen hat die Unlöslichkeit einer Verbindung den entscheidenden Einfluss. (Beispiele: $\text{AgO} + \text{SO}_2$, und HCl , $\text{PbO} + \text{NO}_2$, und HCl .)

Zuweilen wird auch die Zersetzung des Salzes durch die Unlöslichkeit der darin enthaltenen Säure bewirkt. Bringt man Schwefelsäure zu einer concentrirten Lösung von borsaurem Natron, so entsteht schwefelsaures Natron, und die Borsäure scheidet sich in krystallinischen Blättchen ab. In sehr verdünnter Flüssigkeit bemerkt man unmittelbar keine auffallenden Zeichen einer stattgefundenen Zersetzung, aber man kann leicht nachweisen, dass in der That eine solche eingetreten ist, wenn man sich erinnert, dass die Borsäure Lackmustinctur nur nach Art der schwachen Säuren weinroth färbt, während Schwefelsäure eine zwiebelrothe Färbung der Lackmustinctur bewirkt. Bleiben also die ersten Tropfen Schwefelsäure, welche man der Lösung des borsauren Natrons zusetzt, frei in der Flüssigkeit, so muss die Flüssigkeit Lackmustinctur zwiebelroth färben; wird dagegen eine entsprechende Menge von borsaurem Natron zersetzt und hierdurch Borsäure freigemacht, so darf nur eine weinrothe Färbung der Lackmustinctur stattfinden. Der Versuch zeigt nun, dass auf Zusatz der ersten Tropfen Schwefelsäure zu einer Boraxlösung diese Flüssigkeit die Eigenschaft bekommt, Lackmustinctur weinroth zu färben, und dass diese Färbung sich auf Zusatz von mehr Schwefelsäure so lange erhält, bis sämmtliches borsaures Natron in schwefelsaures verwandelt ist. Der hierauf folgende Tropfen Schwefelsäure färbt die Lösung zwiebelroth. Die Zersetzung erfolgte in diesem Falle nicht durch die Schwerlöslichkeit der Bor-

säure, sondern: weil die Schwefelsäure eine weit stärkere Säure ist als die Borsäure.

Jede Säure lässt sich aus einem Salze durch eine weniger leicht flüchtige Säure austreiben. Kohlensaurer Kalk und Salpetersäure oder Salzsäure; salz- oder salpetersaurer Kalk und Schwefelsäure; schwefelsaurer Kalk und Phosphorsäure; schwefelsaurer Kalk und Borsäure; alle Salze und Kieselsäure, während letztere in den löslichen Alkalisalzen sogar der Kohlensäure weicht.

Die Einwirkung der verschiedenen Säuren auf die Salze hängt von der Natur der Flüssigkeit ab, in welcher das Salz gelöst ist; denn das Verhältniss der Löslichkeiten kann sich mit der Aenderung des Lösungsmittels vollkommen umdrehen. In einer wässrigen Lösung von kohlensaurem Kali entweicht auf Zusatz von Essigsäure die Kohlensäure unter Aufbrausen. Man kann diese Zersetzung zwei Ursachen zuschreiben: die Essigsäure ist eine stärkere Säure als die Kohlensäure, und ausserdem ist letztere bei gewöhnlicher Temperatur gasförmig und nur wenig löslich in Wasser. Die Lösung des essigsauren Kalis in Alkohol wird dagegen durch Kohlensäure zersetzt. Diese umgekehrte Zersetzung rührt von der Unlöslichkeit des kohlen-sauren Kalis in Alkohol her.

Auf diese Zersetzungen üben die Temperatur und die Concentration der Säure einen grossen Einfluss aus. Giesst man eine Lösung von Schwefelwasserstoff in eine verdünnte Lösung von Antimonchlorid, so entsteht ein Niederschlag von Antimonsulphid, und Chlorwasserstoffsäure wird frei. Erhitzt man dagegen Antimonsulphid mit einer concentrirten Lösung von Chlorwasserstoffsäure, so bildet sich Antimonchlorid, und Schwefelwasserstoff wird frei.

Wirkt eine gasförmige Säure auf das Salz einer andern gasförmigen Säure, und sind beide Säuren wenig in Wasser löslich und von nahezu gleicher Verwandtschaft zu den Basen, so verreibt die in grösserer Menge vorhandene Säure die andere. In dieser Weise erhält man bei längerem Einleiten eines Kohlensäurestroms in die Lösung eines Alkalisulphids ein kohlen-saures Salz, und sämmtlicher Schwefel wird als Schwefelwasserstoff ausgetrieben. Leitet man umgekehrt längere Zeit Schwefelwasserstoff durch eine Lösung von kohlen-saurem Alkali, so geht letzteres zuletzt gänzlich in Sulphid über. — In sehr hoher Temperatur treibt der Wasserdampf aus kohlen-sauren Alkalien, wenn man diese in einer Platinröhre erhitzt, die Kohlensäure aus. Erhitzt man dagegen reines Kali auf

dieselbe Temperatur in einem Strome von Kohlensäure, so verwandelt es sich in kohlen-saures Kali.

Wir haben einen ähnlichen Einfluss der Masse schon früher erwähnt (S. 207).

Einwirkung der Basen auf die Sauerstoffsalze und Haloidsalze. Beim Zusammenkommen eines Salzes mit einer neuen Menge der darin enthaltenen Basis findet häufig keine Einwirkung statt, in allen Fällen nämlich, wo die Säure des Salzes mit der Basis kein basischeres Salz, als das vorhandene bilden kann. Setzt man zu neutralem schwefelsaurem Kali noch mehr Kali und verdampft die Lösung, so krystallisirt das ursprüngliche Salz wieder unverändert aus. — In andern Fällen tritt dagegen eine Veränderung ein; aus einer mit Kali versetzten Lösung von saurem schwefelsaurem Kali scheidet sich beim Abdampfen neutrales schwefelsaures Kali aus. Eine Lösung von neutralem essigsäurem Bleioxyd vermag noch mehr Bleioxyd, unter Entstehen eines basischen Salzes aufzunehmen.

Ist die zu der Lösung eines Salzes gebrachte Basis hingegen verschieden von der in dem Salze enthaltenen, so erleidet das ursprüngliche Salz häufig eine Zersetzung, und es bildet sich ein neues Salz. Bei diesen Zersetzungen entscheiden ähnliche Umstände, wie diejenigen, welche wir bei der Zersetzung der Salze durch Säuren beobachtet haben.

Im Allgemeinen wird ein lösliches Salz durch Zusatz einer Basis zersetzt, welche mit der vorhandenen Säure eine unlösliche Verbindung eingeht. Schwefelsaures Kali und Baryt; kohlen-saures Kali und Baryt; kohlen-saures Kali und Kalk. Der Zustand der Concentration einer Lösung übt indessen auf diese Zersetzungen einen grossen Einfluss aus, denn beim Kochen von kohlen-saurem Baryt oder kohlen-saurem Kalk mit einer concentrirten Lösung von Kali wird denselben Kohlensäure entzogen, und kohlen-saures Kali gebildet.

Häufig wird die Zersetzung durch die Unlöslichkeit der in dem Salze vorhandenen Basis hervorgerufen. Salpetersaurer Baryt und Kali, etc. In dergleichen Fällen muss man die Zersetzung vorzüglich der grössern Verwandtschaft des Kalis zu der Säure zuschreiben, denn das Kali ist eine stärkere Basis als die übrigen Metalloxyde.

Zweilen zersetzt ein unlösliches Metalloxyd die Salze einer gleichfalls unlöslichen Basis. Silberoxyd und gelöstes salpetersaures Kupferoxyd. Die Zersetzung erfolgt hier nur wegen der grössern Affinität des Silberoxyds zur Salpetersäure.

Eine flüchtige Basis wird gewöhnlich von einer weniger flüchtigen aus ihren Salzen vertrieben, namentlich bei Mitwirkung der Wärme. Der Kalk treibt z. B. das Ammoniak leicht aus seinen Verbindungen aus. Dieselbe Zersetzung findet in der Wärme auch durch die unlöslichen Metalloxyde statt, deren Salze in Auflösungen im Gegentheil vom Ammoniak zersetzt werden. Beim Erhitzen von Ammoniumchlorid mit Bleioxyd entweicht Ammoniak, während das Bleichlorid in Lösungen von Ammoniak unter Abscheidung von Bleioxyd zersetzt wird.

Gegenseitige Einwirkung der Sauerstoffsalze auf einander und auf Haloidsalze. Beim Vermischen zweier Salze können verschiedene Fälle eintreten. Entweder die beiden Salze äussern keine Wirkung aufeinander; oder sie vereinigen sich zu einem Doppelsalze; oder endlich es findet eine gegenseitige Zersetzung statt. Bei der gegenseitigen Zersetzung haben wir die beim Erhitzen der gemengten Salze, bei Abwesenheit von Wasser auftretenden Zersetzungen, oder den trocknen Weg, von der Zersetzung der Salze in ihren wässrigen Lösungen, oder dem nassen Wege zu unterscheiden.

Doppelte Zersetzung der Salze auf trockenem Wege. Beim Erhitzen zweier Salze derselben Säure mit verschiedenen Basen verbinden sich beide Salze häufig in bestimmten Verhältnissen zu Doppelsalzen, welche während des Erkaltes krystallisiren. Man kann auf diese Weise viele kieselsaure Doppelsalze darstellen. Ebenso Doppelverbindungen von Metallchloriden; beim Auflösen dieser Doppelverbindungen in Wasser kommt es aber häufig vor, dass die Verbindung beider Salze wieder aufgehoben wird.

Erhitzt man zwei Salze von verschiedener Säure und verschiedener Basis, aus welchen durch wechselseitigen Austausch von Säure und Basis ein neues, flüchtigeres Salz als die vorhandenen entstehen kann, so wird hierdurch die Entstehung desselben stets bewirkt. Salmiak und kohlen-saurer Kalk; schwefelsaures Ammoniak und Calciumchlorid. Dagegen gibt eine Auflösung von Calciumchlorid mit kohlen-saurem Ammoniak: kohlen-sauren Kalk und Ammoniumchlorid. Dort wird die Zersetzung durch die Flüchtigkeit des kohlen-sauren Ammoniaks, hier durch die Unlöslichkeit des kohlen-sauren Kalks bedingt.

Doppelte Zersetzung der Salze auf nassem Wege.

Vermischt man die Lösungen zweier Salze, welche durch gegenseitigen Austausch ihrer Säuren und Basen ein unlösliches Salz bilden können, so findet die Zersetzung immer statt, und das unlösliche Salz schlägt sich nieder. Salpetersaurer Baryt und schwefelsaures Natron; Calciumchlorid und kohlen-saures Natron.

Die doppelte Zersetzung tritt indessen auch ein, wenn man Umstände herbeiführen kann, in welchen eine neue Verbindung weniger löslich ist, als die beiden ursprünglichen Salze. Verdunstet man z. B. eine vermischte Lösung von Kaliumchlorid und salpetersaurem Natron in niederer Temperatur, so krystallisiren beide Salze einzeln und unverändert wieder heraus, zuerst das Kaliumchlorid und zuletzt das salpetersaure Natron. Dampft man dagegen die Lösung kochend ab, so erfolgt die doppelte Zersetzung; es scheidet sich Natriumchlorid aus, weil dasselbe von allen Verbindungen, welche die vorhandenen Säuren und Basen bilden können, am wenigsten in der Wärme löslich ist, und die Flüssigkeit behält salpetersaures Kali aufgelöst.

In vielen Fällen kann man durch Krystallisation bei verschiedenen Temperaturen einander entgegengesetzte Verwandlungen erhalten. Enthält z. B. eine Flüssigkeit gleichzeitig Schwefelsäure, Chlorwasserstoffsäure, Natron und Magnesia, und zwar genau so viel Säure, als zur Sättigung der Basen erforderlich ist, so kann man annehmen, die Flüssigkeit enthalte gelöst:

Natriumchlorid
und schwefelsaure Magnesia,

oder:

Magnesiumchlorid
und schwefelsaures Natron

oder auch gleichzeitig:

Natriumchlorid und Magnesiumchlorid,
und schwefelsaures Natron und schwefelsaure Magnesia.

Man kann unmöglich entscheiden, auf welche Weise die Säuren und die Basen in der Flüssigkeit miteinander verbunden sind. Beim Abdampfen der Flüssigkeit über $+ 15^{\circ}$ krystallisirt Natriumchlorid aus, weil dieses unter allen möglichen Verbindungen am wenigsten unter den obwaltenden Umständen löslich ist. Der grösste Theil des Natriumchlorids lässt sich auf diese Weise von der Flüssigkeit trennen, und fährt man hierauf fort, zu verdampfen, so erhält man schwefelsaure Magnesia mit wenig Natriumchlorid.

Verdampft man dagegen die Lösung in niedriger Temperatur, z. B. bei 0°, so ist unter diesen Umständen das schwefelsaure Natron von allen möglichen Verbindungen am schwierigsten löslich, und dieses scheidet sich daher zuerst ab, während in der Flüssigkeit Magnesiumchlorid gelöst bleibt.

Man kann also beliebig, je nachdem man in der Wärme oder in der Kälte verdampft, Natriumchlorid und schwefelsaure Magnesia oder Magnesiumchlorid und schwefelsaures Natron erhalten; wenn man daher die Löslichkeitsverhältnisse in Betracht zieht, so lässt sich immer von vorn herein bestimmen, welche Salze sich in einer gewissen Temperatur bilden, und in welcher Folge sie sich abscheiden. Man begreift hiernach die Wichtigkeit einer genauen Kenntniss der Löslichkeitsverhältnisse der Salze, und wir werden, so weit dieselbe bekannt ist, bei den einzelnen Salzen darauf Rücksicht nehmen, müssen aber leider gleich hier unser Bedauern aussprechen, dass man erst eine kleine Anzahl dieser Löslichkeitsverhältnisse kennt.

In vielen Fällen kann man die Abscheidung eines Salzes aus der Lösung, ohne sie abzdampfen, bewirken, indem man die Natur des Lösungsmittels ändert. Beim Vermischen der Lösungen von essigsaurem Kali und Calciumchlorid beobachtet man keine Veränderung, wenn die Lösungen nicht äusserst concentrirt sind. Versetzt man aber die Mischung mit einer hinreichenden Menge von Alkohol, so scheidet sich Kaliumchlorid aus, während essigsaures Kali und Calciumchlorid, jedes für sich, in Alkohol löslich sind.

Es ist in der Regel unmöglich, wenn in einer Flüssigkeit verschiedene Säuren und Basen gelöst sind, zu bestimmen, in welcher Weise dieselben miteinander verbunden sind. Aus der Reihenfolge, in welcher die Abscheidung der Salze aus der Flüssigkeit stattfindet, kann man auf die Verbindungsweise nicht schliessen, weil dieselbe nur von der geringern Löslichkeit des auskrystallisirenden Salzes unter den obwaltenden Verhältnissen abhängig ist, und man kann annehmen, dass das Salz in dem Momente seiner Abscheidung sich erst bildet. Ist noch alles gelöst, so kann man mit einigem Grunde behaupten, die stärkern Basen seyen mit den stärkern Säuren, u. s. w. vereinigt.

Zuweilen kann man ein unlösliches Salz durch längeres Kochen mit einem löslichen Salze zersetzen. Dies geschieht stets, wenn die Basis des ursprünglichen unlöslichen Salzes mit der Säure des löslichen Salzes ein unlösliches Salz bildet. Die unlöslichen Salze

des Baryts, Strontiums und Kalks, wie der schwefelsaure Baryt oder Strontion, phosphorsaurer oder arsensaure Baryt, Strontian und Kalk, erleiden beim Kochen mit einer Lösung von kohlen-saurem Kali oder Natrium eine Zersetzung, in welcher kohlen-saurer Baryt, Strontian oder Kalk sich bildet, während die Flüssigkeit das Alkali in Verbindung mit der in dem unlöslichen Salze vorhanden gewesenen Säure gelöst enthält. Zur vollständigen Zersetzung muss man aber einen grossen Ueberschuss von kohlen-saurem Alkali anwenden. Auf trockenem Wege lässt sich diese Zersetzung viel leichter bewirken, und man wendet dieselbe häufig zur Ermittlung der Natur unlöslicher Salze an.

Allgemeine Charakteristik der Verbindungen der Metalle mit den Ametallen, namentlich der Haloidsalze und Sauerstoffsalze, hinsichtlich ihres elektronegativen Bestandtheils.

Hat man eine Verbindung eines Metalls mit einem Ametalle oder ein Salz, so muss man, um die Natur desselben kennen zu lernen, zwei Theile ermitteln:

1. Den elektronegativen Bestandtheil, d. h. das Ametall einer zweitheiligen Verbindung, oder die Basis des Salzes;
2. Den elektropositiven Bestandtheil, d. h. das Metall der zweitheiligen Verbindung oder die Säure eines Salzes.

Vorerst beschäftigen wir uns mit der Beantwortung der ersten Aufgabe (wobei jedoch die Metallsäuren ausgeschlossen bleiben). Die zweite wird bei der Beschreibung der einzelnen Metalle ihre Erledigung finden (wobei dann auch die Metallsäuren vorkommen).

Metalloxyde. Die allgemeinen Eigenschaften der basischen Metalloxyde sind bereits im allgemeinen Theile der Chemie (S. 33) ausführlich besprochen worden.

Metallsulphide. Der Schwefel bildet, ebenso wie der Sauerstoff, mit demselben Metalle häufig mehrere Verbindungen. Die einfachen Sulphide des Kaliums, Natriums und Lithiums sind allein in Wasser löslich, die der übrigen Metalle sämmtlich unlöslich oder sehr schwer löslich. Die höheren Sulphide des Kaliums, Natriums, Lithiums, Baryums, Strontiums, Calciums, lösen sich gleichfalls leicht in Wasser.

Die einfachen Sulphide werden beim Erhitzen für sich nicht zersetzt, und nur einige der 6. Klasse machen in dieser Beziehung eine Ausnahme. Die den höhern Oxydationsstufen entsprechenden höhern Sulphide verwandeln sich durch Glühen in niedere, und geben dabei einen Antheil Schwefel ab.

Wird ein einfaches Sulphid von verdünnter Schwefelsäure oder Chlorwasserstoffsäure angegriffen, so entweicht aller Schwefel als Schwefelwasserstoffgas. Ist das Sulphid ein zwei- oder mehrfaches, so scheidet sich ausserdem auch noch Schwefel aus. (Beispiele: FeS und $\text{HCl} = \text{FeCl}$ und HS . — FeS_2 und $\text{HCl} = \text{FeCl}$, HS und S).

Mehrere Sulphide zersetzen sich nicht durch verdünnte Schwefelsäure oder Chlorwasserstoffsäure, wohl aber durch Salpetersäure oder Königswasser. Dabei wird der Schwefel ganz oder doch zum Theil zu Schwefelsäure oxydirt, und derjenige Antheil, welcher diese Umwandlung nicht erleidet, als solcher ausgeschieden. Stets vollständig wird der Schwefel zu Schwefelsäure oxydirt, wenn man die Sulphide mit Salpeter erhitzt.

Metallselenide. Sie entwickeln bei der Behandlung mit Chlorwasserstoffsäure gasförmige Selenwasserstoffsäure. Salpetersäure oder Königswasser verwandelt das Selen in selenige Säure, welche sich durch Zusatz von schwefeliger Säure an dem entstehenden rothen Niederschlage von Selen zu erkennen gibt. Durch Erhitzen der Selenide mit Salpeter verwandelt sich das Selen in selensaures Kali; kocht man dieses mit Chlorwasserstoffsäure, so wird die Selensäure zu seleniger Säure reducirt.

Metallphosphide. Die der Metalle der reinen Alkalien und alkalischen Erden entwickeln in Berührung mit Wasser Phosphorwasserstoffgas, welches man an seinem charakteristischen Geruche erkennen kann. Die übrigen Phosphide treten beim Erhitzen mit Kalium den Phosphor an letzteres ab, und auf Zusatz von Wasser erzeugt sich dann Phosphorwasserstoffgas.

Metallchloride. Mit Ausnahme des Silberchlorids und Quecksilberchlorürs sind alle Metallchloride in Wasser löslich. Die meisten von ihnen zersetzen sich nicht in der Hitze, viele aber sind in der Hitze flüchtig.

Mit concentrirter Schwefelsäure entwickeln sie Chlorwasserstoffsäure; mit Schwefelsäure und Mangansuperoxyd erhitzt entweicht Chlorgas. Die wässrige Lösung der Chloride gibt mit salpetersaurem Silberoxyd einen weissen fleckigen Niederschlag, der am Lichte violett,

dann grau wird, und sich nicht in Säuren, wohl aber in Ammoniak löst.

Metallbromide. Concentrirte Schwefelsäure entwickelt aus ihnen Bromwasserstoffsäure, die aber stets freies Brom enthält, daher braunroth gefärbt ist. Schwefelsäure und Braunstein entbinden nur Brom. In ihrer Auflösung erzeugt salpetersaures Silberoxyd einen gelblichweissen Niederschlag, der am Lichte braun wird, und sich nicht in Säuren, wohl aber in Ammoniak löst. Chlor scheidet aus den Bromiden das Brom aus.

Metalljodide. Sie entwickeln mit concentrirter Schwefelsäure violette Joddämpfe, indem die entstandene Jodwasserstoffsäure, unter Reduction eines Theils Schwefelsäure zu schwefeliger Säure, sogleich in Jod und Wasser zerfällt. Chlor scheidet aus den Jodiden das Jod aus, von dem die kleinsten Spuren dem Stärkekleister eine blaue Farbe ertheilen; wendet man aber bei diesem Versuche zu viel Chlor an, so tritt die erwähnte blaue Farbe nicht ein oder wird wieder zerstört, indem unter Wasserzersetzung Chlorwasserstoffsäure und Jodsäure entstehen. Die Lösungen der Jodide geben mit salpetersaurem Silberoxyd einen gelblichweissen Niederschlag, der sich weder in Säuren, noch in Ammoniak auflöst.

Metallfluoride. Sie entwickeln mit concentrirter Schwefelsäure Dämpfe von Fluorwasserstoffsäure, welche die Eigenschaft haben, das Glas zu ätzen. Setzt man der Mischung Kieselsäure oder gestossenes Glas hinzu, so entweicht beim Erhitzen Kieselfluorgas, welches, sobald es mit Wasser zusammenkommt, sich unter Abscheidung von gallertiger Kieselsäure zersetzt. Die Lösungen der Fluoride werden durch salpetersaures Silberoxyd nicht gefällt.

Metallcyanide. Sie entwickeln mit Schwefelsäure oder Chlorwasserstoffsäure: Cyanwasserstoffsäure, welche an ihrem den bitteren Mandeln ähnlichen Geruche, leicht zu erkennen ist. Die Cyanide der Alkalien zeigen diesen Geruch schon an feuchter Luft, indem sie dann von der atmosphärischen Kohlensäure zersetzt werden. Die löslichen Cyanide geben mit Eisenoxydsalzen einen weissen an der Luft schnell blau werdenden Niederschlag; enthält das Eisensalz zugleich auch Oxydsalz, so ist der Niederschlag sogleich blau.

Salpetersaure Salze. Fast alle salpetersauren Salze sind in Wasser löslich, und es gibt nur einige in Wasser unlösliche basische Salze. Beim Erhitzen zersetzen sie sich unter Entwicklung sehr sauerstoffreicher Produkte, welche lebhaft die Verbrennung unterhalten. We-

gen dieser Eigenschaft bewirken salpetersaure Salze auf glühenden Kohlen ein lebhaftes Funkensprühen, und wenn man sie mit pulverförmiger Kohle erhitzt, so kann selbst eine Detonation erfolgen. Erhitzt man die salpetersauren Alkalien und steigert dabei allmählig die Temperatur, so verwandeln sie sich anfangs unter Entwicklung von Sauerstoff in salpeterigsaure Salze, die in höherer Temperatur wieder zerlegt werden und dabei Stickstoff und Sauerstoff verlieren. Die übrigen salpetersauren Salze geben beim Erhitzen Sauerstoff und Stickstoffoxyd, oder Sauerstoff und Untersalpetersäure aus. Die salpetersauren Salze der in Wasser löslichen Basen hinterlassen beim Glühen einen stark alkalischen Rückstand.

Beim Erhitzen der salpetersauren Salze mit Schwefelsäure entwickeln sich farblose Dämpfe von Salpetersäure. Setzt man der Mischung ein wenig metallisches Kupfer zu, so entwickelt sich Stickstoffoxydgas, welches sich durch die braungelben Dämpfe, die es an der Luft erzeugt, leicht zu erkennen gibt.

Das Vorhandenseyn einer selbst sehr geringen Menge von Salpetersäure kann man auf folgende Weise nachweisen. Man giesst etwas von der zu prüfenden Flüssigkeit zu einer Lösung von schwefelsaurem Eisenoxydul, welche man mit Schwefelsäure angesäuert hat, und taucht ein Eisenblech hinein; enthält die Flüssigkeit auch nur eine Spur Salpetersäure, so färbt sie sich nach einiger Zeit rosenroth, oder bei mehr Salpetersäure braun. Unter der Mitwirkung von Schwefelsäure zersetzt nämlich das metallische Eisen die Salpetersäure, wodurch Stickstoffoxyd frei wird, welches die Lösung des schwefelsauren Eisenoxyduls färbt. Einfacher noch verfährt man, wenn man zu der Lösung Krystalle von schwefelsaurem Eisenoxydul und hierauf concentrirte Schwefelsäure bringt. Die Salpetersäure oxydirt hierbei das Eisenoxydul zu Eisenoxyd und verwandelt sich in Stickstoffoxyd.

Salpeterigsaure Salze. Sie verhalten sich in der Hitze und gegen Kohle wie die salpetersauren Salze, entwickeln aber schon für sich mit Schwefelsäure braungelbe Dämpfe. Das salpeterigsaure Kali löst sich in Alkohol und gibt mit salpetersaurem Silberoxyd einen weissen Niederschlag, welche beide Eigenschaften das salpetersaure Kali nicht besitzt.

Chlorsaure Salze. Sie werden in der Hitze sämmtlich zersetzt. Die der Alkalien und alkalischen Erden entwickeln Sauerstoff und hinterlassen einen Rückstand von Metallchlorid, der neutral

reagirt, die Salze der übrigen Metalloxyde entwickeln in der Hitze ein Gemisch von Sauerstoff und Chlor, und es hinterbleibt entweder ein Metalloxyd, oder eine Verbindung des Metalls mit Chlor und Sauerstoff (basisches Chlorid).

Die chlorsauren Salze wirken sehr lebhaft auf verbrennliche Substanzen in der Hitze ein; auf glühenden Kohlen verpuffen sie lebhaft, und beim Erhitzen mit Kohle, Schwefel oder Phosphor verursachen sie lebhafte Detonationen.

Mit Schwefelsäure oder Chlorwasserstoffsäure entwickeln sie ein gelbes Gas, die Unterchlorsäure, welche an ihrer Farbe, ihrem Geruche sowie an der Eigenschaft, bei gelinder Erhöhung der Temperatur zu verpuffen, leicht kenntlich ist.

Die chlorsauren Salze werden von Silberlösung nicht getrübt, da der Rückstand, den die Salze der reinen Alkalien und alkalischen Erden beim Glühen hinterlassen, ein Metallchlorid ist, so gibt dieser mit Silberlösung einen, an den charakteristischen Eigenschaften leicht kenntlichen Niederschlag von Silberchlorid.

Ueberchlorsaure Salze. Sie verhalten sich beim Erhitzen für sich oder mit verbrennlichen Körpern, wie die chlorsauren Salze. Von diesen unterscheiden sie sich aber dadurch, dass sie mit concentrirter Schwefelsäure keine Unterchlorsäure entwickeln, sondern die Ueberchlorsäure wird einfach abgeschieden; es tritt also hierbei keine Färbung ein.

Das ueberchlorsaure Kali löst sich schwer in Wasser auf; nicht zu verdünnte Lösungen von Kalisalzen werden daher von ueberchlorsauren Salzen gefällt, und zwar körnig krystallinisch.

Unterchlorigsaure Salze. Sie entwickeln den eigenthümlichen Geruch der unterchlorigen Säure, indem sie schon durch die Kohlensäure der Luft zersetzt werden; stärkere Säuren wirken natürlich noch kräftiger ein. Ihre Lösungen entfärben die Pflanzenfarben. Näher bekannt sind nur das Kali-, Natron- und Kalksalz; diese verhalten sich zugleich als kräftige Oxydationsmittel.

Bromsaure Salze. Sie verhalten sich ähnlich wie die chlorsauren Salze in der Hitze, und hinterlassen ein Metallbromid. Beim Erhitzen mit Schwefelsäure wird die Bromsäure frei, zersetzt sich aber sogleich in Sauerstoff und Brom, welches das Gas braun färbt.

Jodsaure Salze. Auch die jodsauren Salze zersetzen sich in der Hitze, aber nur die der reinen Alkalien hinterlassen Metalljodid. Bei den Salzen der alkalischen Erden und übrigen Metalle

ist der Rückstand ein Oxyd oder basisches Jodid, daher neben Sauerstoff auch Joddampf entweicht. Die Schwefelsäure scheidet aus concentrirten Lösungen der jodsauren Salze Jodsäure ab; setzt man einen reducirend wirkenden Körper hinzu, z. B. schwefelige Säure, so wird die Jodsäure zersetzt und es scheidet sich Jod ab.

Ueberjodsaure Salze. Sie verhalten sich in der Hitze wie die jodsauren Salze; sie unterscheiden sich von letztern durch die Schwerlöslichkeit des Silbersalzes und des Natronsalzes.

Schwefelsaure Salze. Die meisten schwefelsauren Salze lösen sich in Wasser auf; unlöslich sind schwefelsaurer Baryt, Strontian und Bleioxyd, schwerlöslich der schwefelsaure Kalk. Die Salze der Alkalien, alkalischen Erden und das schwefelsaure Bleioxyd werden durch Hitze allein nicht zersetzt; die andern zersetzen sich beim Glühen, und entwickeln im Allgemeinen ein Gemisch von schwefeliger Säure und Sauerstoff. Einige, z. B. das Eisenoxydsalz, zersetzen sich indessen schon bei so niedriger Temperatur, dass die schwefelige Säure und der Sauerstoff vereinigt bleiben, und als wasserfreie Schwefelsäure auftreten.

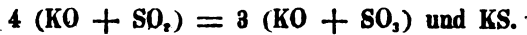
Alle schwefelsauren Salze werden durch Kohle in der Hitze zersetzt; die Zersetzungsprodukte sind aber je nach der Temperatur und der Natur der Basis verschieden. Erhitzt man die schwefelsauren Alkalien sehr heftig mit Kohle, so verwandeln sie sich in Einfach-Schwefelmetalle. Bei einer weniger hohen Temperatur erhält man aber ein Gemenge von Mehrfach-Sulphid mit kohlen-saurem Alkali. Die schwefelsauren Erdalkalien, Magnesia ausgenommen, liefern ähnliche Produkte. Die Salze der übrigen Oxyde hinterlassen beim Glühen mit Kohle entweder Sulphide oder Oxyde oder gar Metall, wenn die Temperatur hinreichend hoch war. Es ist aber immer schwierig, den Versuch in der Art auszuführen, dass der Rückstand ein Sulphid enthält; leicht gelangt man indessen dazu; wenn man zu dem Salze etwas kohlen-saures Kali setzt. In diesem Falle bleibt im Rückstande Kaliumsulphid, welches mit grosser Leichtigkeit sich daran erkennen lässt, dass es mit Säuren Schwefelwasserstoff entwickelt. Wie man leicht einsieht, besitzen alle andern Sauerstoffverbindungen des Schwefels diese Eigenschaft auch, aber wir werden weiter unten angeben, wie man diese Salze von einander unterscheiden kann.

Die Schwefelsäure hat auf die schwefelsauren Salze keine Einwirkung; durch das Ausbleiben einer jeden Zersetzung unterscheiden

sich diese Salze sogleich von allen den Salzen, welche unter diesen Umständen saure Dämpfe entwickeln.

Die löslichen schwefelsauren Salze geben mit den löslichen Barytsalzen einen weissen Niederschlag von schwefelsaurem Baryt, welcher sich nicht in Säuren löst. Diese Eigenschaft ist für die schwefelsauren Salze ganz charakteristisch.

Schwefeligsaurer Salze. Sie riechen nach schwefeliger Säure. Die der Alkalien und Erdalkalien verwandeln sich, wenn sie bei abgehaltener Luft erhitzt werden, in ein Gemenge von Sulphid und schwefelsaures Salz:



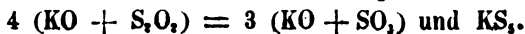
Die übrigen schwefelsauren Salze entwickeln beim Erhitzen schwefelige Säure und hinterlassen Oxyd als Rückstand. Beim Erhitzen mit Kohle liefern sie ähnliche Produkte, wie die schwefelsauren Salze.

Schwefelsäure entbindet aus ihnen schwefelige Säure ohne Abscheidung von Schwefel. Salpetersäure, sowie Chlor verwandeln sie in schwefelsaure Salze. Die löslichen nehmen auch aus der Luft Sauerstoff auf, und gehen nach und nach in schwefelsaure Salze über.

Unterschwefelsaure Salze. Sie lösen sich sämmtlich im Wasser; die der Alkalien, der Erdalkalien und das Bleisalz entwickeln in der Hitze schwefelige Säure und hinterlassen schwefelsaure Salze. Die der übrigen Metalloxyde lassen gewöhnlich nur Oxyd zurück.

In der Kälte scheinen sie durch Schwefelsäure keine Veränderung zu erleiden; in der Hitze entwickeln sie damit schwefelige Säure. Salpetersäure, sowie Chlor verwandeln sie leicht in schwefelsaure Salze, worauf sie von Barytsalzen gefällt werden.

Unterschwefeligsaurer Salze. Sie lösen sich, mit Ausnahme des Silber- und Bleisalzes, fast alle in Wasser. In der Hitze zerfallen sie in schwefelsaures Salz und Sulphid:



Schwefelsäure und Chlorschwefelsäure entwickeln schwefelige Säure unter gleichzeitiger Abscheidung von Schwefel; diese Reaction erfolgt aber nicht immer sogleich, wenn man nicht erwärmt.

Die unterschwefeligsaurer Salze geben mit Silberlösung einen weissen Niederschlag, der sich aber bald schwärzt. Die unterschwefeligsaurer Alkalisalze lösen Silberchlorid, Bromid und Jodid leicht und in grosser Menge auf.

Die meisten der den unterschwefeligen Salzen zugeschriebenen Eigenschaften kommen auch den Salzen der Trithionsäure (S_3O_6), der Tetrathionsäure (S_4O_6) und der Pentathionsäure (S_5O_6) zu. Alle diese Salze liefern, mit überschüssigem Kali behandelt, unterschwefeligen Kali, die beiden ersten ausserdem auch noch schwefeligen Kali.

Fassen wir die Kennzeichen der Salze der verschiedenen Sauerstoffsäuren des Schwefels kurz zusammen. Mit kohlenurem Kali und Kohle erhitzt geben sie alle ein Sulphid, welches mit Säuren Schwefelwasserstoff entwickelt. Diese Eigenschaft unterscheidet diese Salze von allen andern Verbindungen, ausgenommen von den Sulphiden und Schwefelsalzen, aber diese letztern entwickeln mit Säuren unmittelbar Schwefelwasserstoff.

Bei der Behandlung mit Schwefelsäure zeigen:

die schwefeligen Salze keine Reaction;

die unterschwefeligen Salze in der Kälte scheinbar keine Einwirkung, beim Erwärmen entweicht schwefelige Säure;

die schwefeligen Salze entwickeln schwefelige Säuren, ohne Abscheiden von Schwefel;

die unterschwefeligen Salze, sowie die Salze der Säuren S_2O_6 , S_4O_6 und S_5O_6 , entbinden schwefelige Säure unter Abscheidung von Schwefel. Diese Zersetzung tritt zuweilen erst beim Erwärmen ein.

Phosphorsäure Salze. Nur die der Alkalien lösen sich in Wasser, alle andern nicht sauren phosphors. Salze sind darin unlöslich, werden aber leicht von Säuren aufgelöst. Die löslichen Salze geben mit Barytsalzen einen in Säuren leicht löslichen Niederschlag. Bei der Behandlung mit conc. Schwefelsäure zeigen die phosphors. Salze keine Reaction, wodurch sie sich von allen den Salzen unterscheiden, welche hierbei saure Dämpfe entwickeln.— Alle phosphors. Salze entwickeln beim Erhitzen mit einer Mischung von Kohle und Borsäure oder Kieselsäure in sehr hoher Temperatur freien Phosphor.— Erhitzt man ein trocknes phosphors. Salz mit Kalium, so entsteht Phosphorkalium, das in Berührung mit Wasser Phosphorwasserstoff entwickelt.— Die unlöslichen phosphorsäuren Salze lassen sich durch Kochen mit einer Auflösung von kohlenurem Natron in lösliches phosphorsäures Natron überführen, worin die Phosphorsäure sich leicht nachweisen lässt. Man übersättigt nämlich hierauf die Lösung mit Chlorwasserstoffsäure und setzt etwas Baryumchlorid hinzu, wodurch kein Niederschlag entsteht. Neutralisirt man aber die Säure

mit Ammoniak, so schlägt sich sogleich phosphors. Baryt nieder. Man kann auch die Lösung statt mit Baryt mit einer Auflösung eines Magnesiumsalzes versetzen, und erhält dann auf Zusatz von Ammoniak und Salmiaklösung bei Gegenwart von Phosphorsäure einen Niederschlag von phosphorsaurer Ammoniak-Magnesia. Auch die Bleisalze werden von den phosphorsauren Alkalien weiss gefällt; der Niederschlag zeichnet sich dadurch aus, dass er vor dem Löthrohre zu einer Perle schmilzt, die beim Erkalten krystallinisch erstarrt. Mit Silberlösung geben die phosphorsauren Alkalien einen eigelben Niederschlag, der sich in Salpetersäure und in Ammoniak leicht löst.

Die stöchiometrisch neutralen phosphorsauren Salze — die pyrophosphorsauren Salze — sowie die stöchiometrisch sauren phosphors. Salze — die metaphosphorsauren Salze — zeigen in ihrem Verhalten einige Abweichungen von den stöchiometrisch basischen phosphors. Salzen — den gewöhnlichen phosphors. Salzen — die wir hervorheben müssen.

Die pyrophosphorsauren Salze, welche in Wasser unlöslich sind, lösen sich, ausser in Säuren, zuweilen auch in überschüssigem pyrophosphorsaurem Alkali auf. Die Alkalisalze geben mit Silberlösung einen weissen pulverigen Niederschlag, der sich aber nicht im überschüssigen Alkalisalze löst. Beim Kochen mit Schwefelsäure oder Salpetersäure geht die Pyrophosphorsäure in die gewöhnliche Phosphorsäure über; dasselbe geschieht beim Schmelzen der Salze mit Kali.

Metaphosphorsaure Salze. Die Metaphosphorsäure hat mehrere Modificationen, in welchen sie Salze von verschiedenen Eigenschaften bildet. Auch sie geht beim Erhitzen mit Schwefelsäure in gewöhnliche Phosphorsäure über. Ihre löslichen Alkalisalze geben mit Silbersolution einen weissen zusammenklebenden Niederschlag, der sich im Ueberschuss des Alkalisalzes auflöst.

Phosphorigsaure Salze. Nur die der Alkalien lösen sich in Wasser. Alle zersetzen sich beim Erhitzen, und hinterlassen unter Entwicklung von Wasserstoff und Phosphorwasserstoff im Rückstand ein phosphorsaures Salz. — Salpetersäure und Chlor verwandeln die phosphorigsauren Salze in phosphorsaure. — Die phosphorigsauren Salze reduciren manche Metalloxyde, z. B. Silberoxyd und Quecksilberoxyd, am leichtesten in saurer Lösung.

Unterphosphorigsaure Salze. Sie zeigen in ihren Reactionen grosse Aehnlichkeit mit den phosphorigsauren Salzen, und un-

terscheiden sich von diesen hauptsächlich dadurch, dass sie Barytsalze unter keinen Umständen fällen, während die phosphorigsauren Salze in neutraler Lösung damit einen Niederschlag geben.

Kohlensaure Salze. Nur die der reinen Alkalien lösen sich in Wasser; auch sie allein werden in der Hitze nicht zersetzt, geben aber, wenn man ihnen Kohle hinzusetzt, die Kohlensäure ab, welche als Kohlenoxyd entweicht. — Leitet man Phosphor über glühende kohlensaure Alkalien, so wird die Kohlensäure zersetzt und Kohle abgeschieden. Die kohlensauren Salze lassen sich leicht daran erkennen, dass sie beim Uebergiessen mit Säuren aufbrausen; die Kohlensäure wird fast von allen Säuren ausgetrieben und tritt als Gas auf, welches sich dadurch von allen andern Gasen unterscheidet, dass es geruchlos ist und in Kalkwasser einen Niederschlag erzeugt.

Borsaure Salze. Sie sind, mit Ausnahme der Alkalisalze, in Wasser schwer oder unlöslich. In starker Hitze schmelzen sie zu einer glasartigen Masse, welche farblos ist, wenn das mit der Borsäure verbundene Oxyd keine ihm eigenthümliche Farbe besitzt, oder sonst eine bestimmte Farbe zeigt. — Durch Erhitzen mit Kohle werden sie im Allgemeinen nicht verändert, und nur einigen wird in starker Hitze der Sauerstoff entzogen, wodurch sie in Bormetalle übergehen. — Die starken Säuren machen aus der wässrigen Lösung der borsauren Salze die Borsäure frei, welche sich aus concentrirten Lösungen in Blättchen abscheidet. In der Hitze dagegen vertreibt die Borsäure alle flüchtigen Säuren aus ihren Salzen. Erhitzt man ein borsaures Salz mit Flussspath und Schwefelsäure, so entwickelt sich Fluorbor, welches an der Luft dicke weisse Nebel bildet und beim Zusammentritt mit Wasser in Borsäure und Borfluorwasserstoffsäure zerfällt.

Kieselsaure Salze. Sie lösen sich, mit Ausnahme der Salze der reinen Alkalien, nicht in Wasser. Einige widerstehen sogar der Einwirkung starker Säuren; aus andern scheiden diese Säuren die Kieselsäure als eine Gallerte oder auch pulverförmig aus. Diejenigen kieselsauren Salze, welche von Säuren nicht angegriffen werden, können aber dazu geeignet gemacht werden, wenn man sie mit kohlensaurem Alkali glühet. — Erhitzt man ein kieselsaures Salz mit Flussspath und Schwefelsäure, so entweicht Kieselfluorgas, welches an der Luft stark raucht, und von Wasser unter Abscheidung gallertartiger Kieselsäure zersetzt wird.

Schwefelsalze. Bei ihrer Behandlung mit verdünnter Schwe-

felsäure oder Chlorwasserstoffsäure wird das elektronegative Sulphid ausgeschieden, und das elektropositive Sulphid unter Entwicklung von Schwefelwasserstoff zersetzt.

Zu den Schwefelsalzen zählt man noch die Verbindungen von elektropositiven Sulphiden mit Schwefelkohlenstoff, sowie mit Schwefelwasserstoff.

Die Verbindungen elektropositiver Sulphide mit Schwefelkohlenstoff — im Allgemeinen Sulphocarbonate genannt — scheiden auf Zusatz einer Säure den Schwefelkohlenstoff in flüssiger Form ab, und in Folge der Zersetzung des elektropositiven Sulphids entwickelt sich Schwefelwasserstoff.

Die Verbindungen elektropositiver Sulphide mit Schwefelwasserstoff — im Allgemeinen Sulphhydrate genannt — entwickeln auf Zusatz einer Säure nur Schwefelwasserstoff, den schon darin enthaltenen und den aus der Zersetzung des Sulphids erst erzeugten. Da man auf diese Weise das Sulphhydrat nicht von dem einfachen Sulphide unterscheiden kann, so bedient man sich hierzu eines andern Verfahrens. Das einfache Sulphid wird z. B. von neutralem schwefelsaurem Kupferoxyde ohne Gasentwicklung zersetzt, indem aller Schwefel als Kupfersulphid niederfällt, während unter denselben Umständen das Sulphhydrat auch noch Schwefelwasserstoff entbindet.

Charakteristik der einzelnen Metalle und ihrer wichtigsten unorganischen Verbindungen.

In dem Folgenden werden wir die Metalle in sechs Abschnitten behandeln:

Leichte Metalle	}	Erster Abschnitt. Metalle der reinen Alkalien.
		Zweiter Abschnitt. Metalle der alkalischen Erden.
		Dritter Abschnitt. Metalle der reinen Erden.
Schwere Metalle	}	Vierter Abschnitt. Unedle Metalle, welche vorzugsweise Basen bilden.
		Fünfter Abschnitt. Edle Metalle.
		Sechster Abschnitt. Unedle Metalle, welche vorzugsweise Säuren bilden.

Erster Abschnitt.

Die Metalle der reinen Alkalien.

1. Kalium. $K = 490,0$.

a. Entdeckung. H. Davy, ein englischer Chemiker, entdeckte das Kalium im Jahre 1807. Seine Name ist abgeleitet von Kali, welches wiederum das arabische *Kalaja* und das hebräische קָלָה (*Kalah*): brennen, zum Stammworte hat, und die Gewinnung des rohen Kalis (Potasche) durch Verbrennen der Pflanzen andeuten soll.

b. Vorkommen. Das Kalium kommt nur im verbundenen Zustande, aber sehr verbreitet auf der Erde vor, und zwar in allen drei Naturreichen; oxydirt und mit Säuren (Schwefelsäure, Phosphorsäure, Kieselsäure, Pflanzensäuren) verbunden, als Metall mit Chlor und andern Salzbildern.

c. Darstellung. Anfangs bereitete man das Kalium durch Zersetzen des Kalihydrats mittelst einer starken galvanischen Batterie, indem man das letztere auf Quecksilber legte, anfeuchtete, und den negativen Pol in das Quecksilber, den positiven in das Kali leitete; es entstand dadurch Kaliumamalgam, von welchem das Quecksilber durch Destillation entfernt wurde. Bald nachher stellte man es durch Glühen des Kalihydrats mit metallischem Eisen dar. Beide Methoden wurden aber verdrängt durch die von Brunner, nämlich Glühen des kohlen-sauren Kalis mit Kohle. Zu diesem Zwecke wird Weinstein verkohlt, die kohlige Masse (ein Gemenge von kohlen-saurem Kali und Kohle) gepulvert, noch mit $\frac{1}{4}$ ihres Gewichts grobgepulverten Holzkohle vermengt, das Gemenge in eine beschlagene, schmiedeeiserne Flasche, in deren Hals ein Stück Flintenlauf eingekittet ist, geschüttet, eine mit Steinöl (einer sauerstofffreien Flüssigkeit) halb angefüllte Vorlage angelegt und die Flasche zum Weissglühen erhitzt. Die Vorlage besteht aus zwei in einander steckenden Parallelipipeden von Kupferblech, von denen das äussere (worin das Steinöl) mit Eisstücken umgeben, das innere, aus dem äussern halb hervorragende und oben geschlossene, an einer seiner schmalen Seitenwände mit dem Flintenlaufe in Verbindung gesetzt ist. Die andere schmale Seitenwand des innern Parallelipipedums enthält in derselben Höhe einen mit einem Korkstöpsel verschliessbaren Tubus,

welcher dazu dient, vermittelt eines langen eisernen Bohrers in den Flintenlauf zu gelangen, und ihn stets offen zu erhalten. Bei der Reduction des Kalis durch die Kohle bildet sich nämlich Kohlenoxyd, von dem ein Antheil mit einem Antheil Kalium zu einer grauen Masse zusammentritt, welche sich meist in dem Flintenlaufe absetzt und ihn unfehlbar verstopfen würde, wenn man sie nicht von Zeit zu Zeit mit Hilfe des Bohrers entfernte. Zur Ableitung des übrigen Kohlenoxydgases befindet sich an einer der breiten Seitenwände des innern Parallelepipedums noch ein Tubus, in den mittelst eines Korkstüpsels eine rechtwinklig nach unten gebogene und in eine mit Steinöl gefüllte Flasche mündende Glasröhre befestigt ist. Die Operation ist beendigt, wenn aus dieser Röhre kein Gas mehr entweicht. Das Kalium findet man am Boden des äussern kupfernen Parallelepipedums unter dem Steinöle in Gestalt unregelmässiger kugeligter Massen, vermengt mit einer kohligten Materie. Um es zu reinigen, bindet man es in Leinwand, erhitzt es unter Steinöl auf etwa 60° und drückt das geschmolzene Metall durch die Poren der Leinwand hindurch.

d. Eigenschaften. Das Kalium ist zinnweiss, stark glänzend, von 0,865 spec. Gewichte, bei 0° ziemlich brüchig, auf dem Bruche krystallinisch, bei + 15° weich und schneidbar wie Wachs, bei 55° vollkommen flüssig und vom Ansehen des Quecksilbers, siedet in der Rothglühhitze und verflüchtigt sich in grünlichen Dämpfen. Schon bei gewöhnlicher Temperatur verliert es an der Luft schnell seinen Glanz und überzieht sich mit einer grauen Haut; nach längerem Liegen ist es in eine schmierige Masse von ätzendem und kohlen-saurem Kali verwandelt. Erhitzt man es an der Luft, so fängt es Feuer und verbrennt mit violettrother Flamme. Dieselbe Feuererscheinung erfolgt, wenn man es in Wasser wirft, wobei das Wasser zersetzt wird und sein Sauerstoff an das Kalium tritt. Zur Aufbewahrung des Kaliums kann man nur solche Flüssigkeiten anwenden, welche keinen Sauerstoff enthalten, und zu diesen gehört das Steinöl; nach und nach oxydirt es sich aber doch unter demselben, weil das Oel Sauerstoff aus der Luft anzieht, der sich dann auf das Metall überträgt.

e. Anwendung. Hat bis jetzt nur chemisches Interesse.

f. Verbindungen. Das Kalium geht mit allen Ametallen Verbindungen ein; von diesen verdienen folgende eine nähere Betrachtung.

Kalium und Sauerstoff.

Die graue Haut, womit sich das Kalium in Berührung mit der Luft schnell überzieht, wird als ein Suboxyd betrachtet, doch kennt man die darin enthaltene Menge Sauerstoff nicht genau. Ge-
nauer erforscht sind zwei andere Oxydationsstufen des Kaliums:

1. Kaliumoxyd KO
2. Kaliumsuperoxyd KO₂.

Kaliumoxyd (Kali, Aetzkali). KO = 590,0.
(In 100 Theilen: 83,05 K und 16,95 O).

a. Entdeckung. Albert v. Bollstädt im 13. Jahrhundert soll bereits das Aetzkali gekannt haben; ein gewisser Sutorius stellte es später im festen Zustande als Hydrat dar, aber erst Davy erhielt es wasserfrei.

b. Vorkommen. Es findet sich in der Natur stets gebunden an Säuren, sowohl im Mineralreiche (Feldspath, Glimmer etc.), als auch in organischen Körpern.

c. Darstellung. Man erhält es wasserfrei, wenn man Kalium in nicht mehr Sauerstoff verbrennt, als nöthig ist, um ein ihm gleiches Aequivalent des Gases zu binden, oder durch Erhitzen des Kaliumsuperoxyds bis zum Weissglühen oder eines Gemenges gleicher Aeq. Kalihydrat und Kalium. Im letztern Falle entweicht Wasserstoffgas.



Das wasserhaltige Kaliumoxyd (Kalihydrat) wird immer erhalten, wenn man das Kali aus seinen Verbindungen abzuscheiden sucht. Auch bildet es sich bei der Zersetzung des Wassers durch Kalium. Zu seiner Darstellung löst man 1 Theil kohlensaures Kali in 10 Theilen Wasser in einem silbernen oder eisernen Kessel auf, erhitzt zum Sieden, setzt unter beständigem Umrühren mit einem silbernen oder eisernen Spatel löffelweise 1 Theil gelöschten Kalk hinzu, lässt noch $\frac{1}{4}$ Stunde kochen, filtrirt eine Probe der Flüssigkeit ab, und giesst sie in verdünnte Schwefelsäure. Entsteht dadurch kein Brausen mehr, so ist alle Kohlensäure an den Kalk getreten und unlöslicher kohlensaurer Kalk entstanden; gegentheils müsste noch etwas Kalk hinzugefügt werden. Man schöpft alsdann den Inhalt des Kessels in einen leinenen Spitzbeutel, giesst das Ab laufende so oft zurück, bis es ganz klar erscheint, und dampft die klare Latige-
sogleich in dem vorher gereinigten Kessel ein. Geschicht

das Eindampfen nur so lange, bis die Flüssigkeit ein spec. Gewicht von 1,333 hat, so erhält man die Aetzkalilauge; verdunstet man so lange, bis ein herausgenommener Tropfen zu einer harten Masse erstarrt, und giesst dann auf eine eiserne Platte aus, so erhält man das trockne Aetzkali; geschieht hingegen die Erhitzung so lange, bis die Masse ruhig wie Oel fliesst, und giesst man dann erst aus, so erhält man das Kalihydrat oder den Aetzstein.

d. Eigenschaften. Das wasserfreie Kali ist grauweiss, fest, spröde, härter als Kalihydrat, schmelzbar in der Rothglühhitze, sehr leicht löslich in Wasser und Alkohol, zerfliesst schnell an der Luft und zieht dabei zugleich Kohlensäure an, schmeckt sehr ätzend laugenhaft und ist die stärkste aller Basen. — Das Kalihydrat oder der Aetzstein = $KO + HO$ (mit 16 Pc. Wasser) bildet eine feste weisse Masse von krystallinischem Gefüge, 1,708 spec. Gewicht, schmilzt in der Rothglühhitze und verflüchtigt sich in höherer Temperatur in weissen Dämpfen, und verhält sich sonst wie das wasserfreie Kali. — Das trockne Aetzkali = $KO + 3HO$ oder $KO + 4HO$ (mit 36 bis 44 Pc. Wasser) kommt im Uebrigen mit dem $KO + HO$ überein. — Die Aetzkalilauge von 1,388 spec. Gewicht enthält 73,7 Pc. Wasser, was der Formel $KO + 13HO$ entspricht, ist farblos oder nur wenig gelblich gefärbt, fühlt sich schlüpfrig an, schmeckt sehr ätzend laugenhaft, reagirt, wie die vorigen, stark alkalisch, löst thierische Stoffe, Schwefel, Alaunerde, Kieselsäure etc. auf, greift in der Hitze Glas- und Porcellangefässe an, zerstört die Holzfaser und färbt sich dadurch braun, bildet mit Fetten lösliche Seifen. Dampf man sie bis zu einem spec. Gewicht von 1,60 ein, so schiessen daraus in der Kälte farblose vierseitige Säulen an, welche etwa 50 Pc. Wasser enthalten und die Formel $KO + 5HO$ haben.

Wegen der Begierde, womit das Kali Kohlensäure aus der Luft anzieht, ist es fast stets damit verunreinigt, was aber seinen meisten Anwendungen nicht schadet. Eine Verunreinigung mit Kieselsäure erkennt man an den weissen Flocken, welche beim Uebersättigen des Kalis mit Salpetersäure entstehen; erzeugt salpetersaurer Baryt in dieser sauren Flüssigkeit eine Trübung, so ist Schwefelsäure zugegen, und bringt salpetersaures Silber darin einen Niederschlag hervor, so deutet diess auf Chlor.

e. Anwendung. Das Aetzkali dient in der Medicin als Aetzmittel (zu welchem Behufe man es in Stängelchen ausgiesst); in der Chemie zu mannichfaltigen Zwecken als Auflösungs-, Fällungs-

mittel etc., in der Technik zum Seifesieden, in der Färberei, Kattundruckerei. etc.

f. Verbindungen. Von den Verbindungen des Kalis mit Sauerstoffsäuren verdienen die weiter unten folgenden eine nähere Betrachtung.

Kaliumsuperoxyd. $\text{KO}_2 = 790,0$.
(In 100 Theilen: 62,02 K und 37,98 O).

Es bildet sich, wenn man Kalium in überschüssigem Sauerstoffgas verbrennt; entsteht auch durch anhaltendes Schmelzen des Kalihydrates an der Luft. Eine gelbliche Masse wird durch die meisten brennbaren Körper zersetzt, indem es 2 Aeq. seines Sauerstoffs verliert; dieselbe Zersetzung erfolgt, wenn man Wasser hinzubringt, und die Auflösung enthält dann das gewöhnliche Aetzkali.

Sauerstoffsalze des Kalis.

Salpetersaures Kali (Salpeter). $\text{KO} + \text{NO}_2 = 1265,0$.
(In 100 Theilen: 46,64 KO und 53,36 NO_2).

a. Entdeckung. Der Salpeter war schon den alten Aegyptern etc. bekannt, doch verwechselten sie ihn häufig mit dem kohlen-sauren Natron, und nannten beide Salze oder ein Gemenge beider *Nitrum*. Geber im 8. Jahrhunderte bediente sich des Salpeters zur Darstellung der Salpetersäure; Lemery ermittelte 1717 seine Bestandtheile.

b. Vorkommen. Er findet sich nicht selten in der Natur fertig gebildet; in vielen Ländern (Aegypten, Tibet, Ostindien, Italien, Ungarn, Südamerika) wittert er aus der Erde; das Gemäuer von alten Gebäuden, namentlich Viehställen etc. ist nicht selten damit überzogen, doch sind Mauerauswitterungen nicht immer Salpeter, sondern oft ganz anderer Natur. Auch mehrere Pflanzen, besonders die Boragiaceen und Anethum-Arten, die Runkelrüben enthalten ihn.

c. Darstellung. Den natürlich vorkommenden Salpeter gewinnt man durch Auslaugen der einige Zoll tief abgenommenen obersten Schicht des Bodens mit Wasser und Verdunsten der Lauge in grossen Krystallen, welche als roher Salpeter in den Handel gebracht werden. Man erzeugt aber auch den Salpeter künstlich, indem man dieselben Bedingungen herbeiführt, unter welchen wahrscheinlich die Entstehung des natürlichen Salpeters stattfindet. Es scheint nämlich keinem Zweifel unterworfen zu seyn, dass sich derselbe vorzugsweise nur da erzeugt, wo stickstoffhaltige Materien mit Luft,

Feuchtigkeit und Alkalien oder alkalischen Erden in Berührung sind; bei der Fäulniss jener Materien tritt als eins der Hauptprodukte **Ammoniak auf, welches durch den Sauerstoff der Luft zu Wasser und Salpetersäure oxydirt wird, und letztere vereinigt sich sogleich mit den fixen Basen.** Man vermengt daher in den sogenannten Salpeterplantagen thierische Abfälle, vermoderte Pflanzen mit Erde, ausgelaugter Holzasche etc., formt daraus Wände oder Haufen, setzt dieselben, vor dem Regen geschützt, dem Luftzuge aus und erhält sie durch zuweiliges Begiessen mit Urin oder Mistjauche feucht. Von Zeit zu Zeit laugt man die Erde aus, giesst die Lauge, welche meist viel salpetersauren Kalk und salpetersaure Magnesia enthält, über Holzasche um jene beiden Salze in salpetersaures Kali zu verwandeln, wobei kohlenaurer Kalk, kohlenaurer Magnesia und schwefelsaurer Kalk zurückbleiben, und verdunstet die klare Flüssigkeit zur Krystallisation. Aehnlich verfährt man mit der salpeterhaltigen Erde aus Viehställen. — Den auf die eine oder andere Weise erhaltenen rohen Salpeter reinigt man, indem man ihn in der möglichst geringsten Menge kochenden Wassers auflöst, wobei viel Kochsalz zurückbleibt, die Lösung kolirt, mit Eiweiss klärt, bis zum vollständigem Erkalten umrührt, wobei die noch vorhandenen fremden Salze gelöst bleiben, hierauf das ausgeschiedene Salzpulver mit etwas kaltem Wasser wäscht und trocknet. Will man den Salpeter schön krystallisirt haben, so muss das Salzpulver noch einmal aufgelöst und die Lösung langsam erkaltet werden. — Dass man auch durch unmittelbare Vereinigung von Kali und Salpetersäure Salpeter erzeugen kann versteht sich von selbst.

d. Eigenschaften. Der reine Salpeter bildet ein schneeweises krystallinisches Pulver oder ansehnliche, farblose, gerade rhombische Säulen, ist wasserfrei, luftbeständig, schmeckt kühlend bitterlich, hat ein spec. Gewicht von 1,933; schmilzt bei 350°, zersetzt sich aber in stärkerer Hitze, entwickelt Sauerstoff und verwandelt sich in salpeterigsaures Kali, weiterhin wird auch dieses zersetzt und endlich bleibt reines Kali zurück, welches aber stets etwas Kaliumsuperoxyd enthält. Die Löslichkeit des Salpeters in Wasser ist sehr verschieden nach der Temperatur:

100	Theile Wasser lösen bei	0°	13,32	Theile Salpeter
100	„	„	+ 18°	29,00
100	„	„	45°	74,60
100	„	„	87°	296,00

Die Auflösungen reagiren neutral. Starker Weingeist löst nichts davon auf. Der Salpeter wirkt in der Hitze auf Kohle, Schwefel, viele Metalle etc. heftig oxydirend; dieser Process heisst im Allgemeinen Verpuffung und ist von Lichterscheinung begleitet.

Er ist am häufigsten mit Chlorkalium verunreinigt, was man daran erkennt, dass in seiner Auflösung salpetersaures Silberoxyd eine weisse Trübung erzeugt. Der gross krystallisirte Salpeter enthält in seinen Höhlungen Mutterlauge eingeschlossen, und erscheint daher beim Zerreiben feucht.

e. Anwendung. Der Salpeter dient zur Darstellung des Schiesspulvers und ähnlicher brennbarer Gemenge (siehe chloresäures Kali), der Salpetersäure, zum Einpöckeln des Fleisches, als Oxydationsmittel; in der Medicin innerlich und äusserlich.

Das Schiesspulver

ist ein inniges Gemenge von Salpeter, Schwefel und Kohle. Die Zusammensetzung des Militär- und Jagdpulvers nähert sich folgendem Verhältniss:

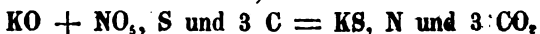
1 Aeq. salpetersaures Kali . . .	74,8
1 „ Schwefel	11,9
3 „ Kohle	13,3
	<hr/>
	100,0

Das ordinäre oder Sprengpulver ist etwa nach folgendem Verhältniss zusammengesetzt:

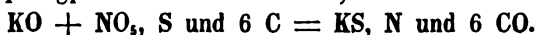
1 Aeq. salpetersaures Kali . . .	66,0
1 „ Schwefel	10,5
6 „ Kohle	23,5
	<hr/>
	100,0

Der Salpeter muss wo möglich chemisch rein seyn, ebenso der Schwefel, den man als Stangenschwefel anwendet, nicht als Schwefelblumen, weil diese stets freie Schwefelsäure enthalten. Die Kohle wird durch Verkohlen leichter Holzarten hergestellt; man verfährt dabei mit grosser Sorgfalt, und erhitzt das Holz nicht so stark, wie bei der Darstellung der gewöhnlichen Holzkohle; bei dem Jagdpulver wird das Verkohlen nicht so weit fortgesetzt wie bei dem Militärpulver, nämlich nur bis zum Braunwerden des Holzes, während für das Militärpulver das Holz zu schwarzer Kohle gebracht wird. Die Ingredienzien werden separat in feines Pulver verwandelt, dann vermengt, mit Wasser zu einer Paste angestossen, diese durch Siebe gedrückt, wodurch die körnige Beschaffenheit erzielt wird, und getrocknet.

Gutes Schiesspulver ist gleichförmig, grauschwarz, färbt auf Papier nicht ab, knirscht beim Drücken, verbrennt, auf weissem Papier entzündet, schnell, ohne das Papier zu entzünden oder einen Rückstand zu hinterlassen. Wird es auf 150° erhitzt, so entzündet es sich von selbst. Die Verbrennungsprodukte sind bei dem Militär- und Jagdpulver: Schwefelkalium, Stickstoff und Kohlensäure.



bei dem Sprengpulver: Schwefelkalium, Stickstoff und Kohlenoxyd.



Da nun 3 Aeq. Kohlensäure nur 6 Vol., 6 Aeq. Kohlenoxyd dagegen 12 Vol. bilden, so liefert das Sprengpulver noch einmal so viel Gas als das Flintenpulver. Der beim Abbrennen des Schiesspulvers auftretende Geruch rührt von dem Schwefelkalium her.

Unterchlorigsaurer Kali. (*Eau de Javelle*).

Leitet man Chlorgas durch eine verdünnte oder kalte Auflösung von kohlensaurem Kali, so wird die Kohlensäure zum Theile ausgetrieben, und das nunmehr freie Kali setzt sich mit dem Chlor in unterchlorigsaurer Kali und Kaliumchlorid um:



Man erreicht denselben Zweck, wenn man Chlorkalk (ein Gemenge von unterchlorigsaurer Kalk und Calciumchlorid) in Wasser auflöst und die Auflösung mit kohlensaurem Kali fällt, wobei aller Kalk in unlöslichen kohlensauren Kalk verwandelt wird, den man abfiltrirt.

In beiden Fällen erhält man eine farblose, schwach chlorartig riechende, herb alkalisch schmeckende Flüssigkeit, welche Pflanzenfarben rasch zerstört, und daher als Bleichmittel benutzt wird; doch ist sie jetzt durch den wohlfeilern Chlorkalk grösstentheils verdrängt worden. Ihre Wirksamkeit verdankt sie dem unterchlorigsaurer Kali. Ihren Namen *Eau de Javelle* hat sie von einem Orte in der Nähe von Paris, wo sie zuerst bereitet wurde.

Chlorsaures Kali (Ueberoxydirt salzsaures Kali).

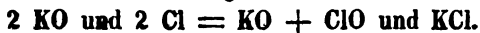


a. Entdeckung. Berthollet 1786; seine wahre Natur wurde jedoch erst 1814 von Gay-Lussac erkannt.

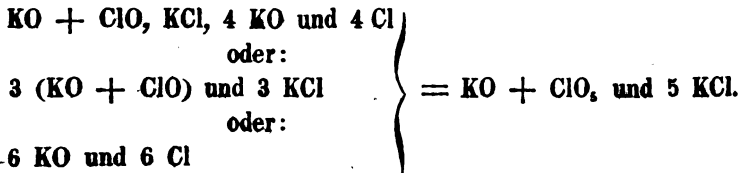
b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man leitet Chlorgas in heisse concentrirte

Kalilauge so lange, bis die Flüssigkeit vollständig damit gesättigt ist. Anfänglich entstehen unterchlorigsaures Kali und Kaliumchlorid:



Diese verwandeln sich aber, indem noch einmal so viel Kali und Chlor in den Process hineingezogen werden, in chlorsaures Kali und Kaliumchlorid:



Beim Erkalten der Flüssigkeit krystallisirt der grösste Theil des chlorsauren Kalis heraus, und wird durch Umkrystallisiren von dem Reste anhängenden Kaliumchlorids befreiet. Da aber hierbei sehr viel Kali verloren geht (denn das Kaliumchlorid hat keinen Werth), so ersetzt man bei der Darstellung des chlorsauren Kalis im Grossen 5 Aeq. Kali durch 5 Aeq. Kalk oder man vertheilt 6 Aeq. Kalk in einer conc. Lösung von 1 Aeq. Kaliumchlorid und leitet in diese Mischung, nachdem sie erhitzt worden, das Chlor. Im erstern Falle bilden sich dann neben 1 Aeq. chlorsaurem Kali, 5 Aeq. Calciumchlorid, im zweiten Falle 6 Aeq. Calciumchlorid.

d. Eigenschaften. Das chlorsaure Kali bildet weisse, perlmutterglänzende Tafeln oder rhombische Säulen ohne Wassergehalt, schmeckt unangenehm kühlend, ähnlich wie Salpeter, schmilzt bei etwa 400°, zersetzt sich in höherer Temperatur unter Entwicklung von Sauerstoffgas, und verwandelt sich endlich in Kaliumchlorid. Es löst sich bei 0° in 32 Theilen, bei gewöhnlicher Temperatur in 16 Theilen und bei 100° in 2 Theilen Wasser, die Auflösungen reagiren neutral; Alkohol nimmt nur $\frac{1}{10}$ davon auf. Es ist eins der kräftigsten Oxydationsmittel, verpufft heftig auf glühenden Kohlen, und bildet mit den meisten verbrennlichen Stoffen explodirbare Gemenge, die häufig beim blossen Stoss verpuffen. Vermengt man es mit Schwefel und schlägt mit dem Hammer darauf, so entsteht ein heftiger Knall; derselbe Erfolg findet statt, wenn man ein Gemenge von chlorsaurem Kali und Zucker mit einem Tropfen Schwefelsäure berührt.

Die gewöhnliche Verunreinigung des chlorsauren Kalis besteht in Kaliumchlorid; seine Auflösung wird in diesem Falle durch salpetersaures Silberoxyd weiss getrübt.

e. Anwendung. Als Oxydationsmittel. Zu den früher mehr

gebräuchlichen rothen Zündhölzchen, welche in mit Schwefelsäure getränkten Asbest gestossen werden; die rothe Masse enthält als wesentliche Bestandtheile chlorsaures Kali und Schwefel, die Schwefelsäure zersetzt das chlorsaure Kali, wodurch die Chlorsäure frei wird, aber sich sogleich zersetzt und ihren Sauerstoff auf den Schwefel wirft, der sich nun entzündet. Ferner dient das chlorsaure Kali, mit Schwefel oder Schwefelantimon vermengt, zum Füllen der Zündhütchen für Percussionsgewehre. Man empfiehlt es auch, statt Salpeter, zur Fabrikation des Schiesspulvers, allein es wirkt zu heftig und zersprengt die Gewehrläufe, greift dieselben auch stark an. Endlich benutzt man es zur Erzeugung bunter Flammen durch schiesspulverähnliche Mengungen. Wir lassen hier die bewährtesten Vorschriften zu einigen Mengungen der Art folgen, und bemerken nur noch, dass bei Anfertigung derselben die Materialien einzeln zerrieben werden müssen, worauf man sie bloss mit der Hand untereinander mengt.

Roth. 61 Proc. chlorsaures Kali, 16 Proc. Schwefel, 23 Proc. kohlenaurer Strontian.

Purpurroth. 61 chlors. Kali, 16 Schwefel, 23 Kreide.

Rosaroth. 16 chlors. Kali, 16 Schwefel, 23 Chlorcalcium.

Orangeroth. 52 chlors. Kali, 14 Schwefel, 34 Kreide.

Gelb. 61 chlors. Kali, 16 Schwefel, 23 trockne Soda. Oder: 50 Salpeter, 16 Schwefel, 20 Soda, 14 Schiesspulver. Oder: 61 Salpeter, 17½ Schwefel, 20 Soda, 1½ Kohle.

Hellblau. 61 chlors. Kali, 16 Schwefel, 23 starkgeglühter Alaun.

Dunkelblau. 60 chlors. Kali, 16 Schwefel, 12 kohlen. Kupferoxyd, 12 Alaun; intensiver durch Zusatz von schwefels. Kali und schwefelsaurem Kupferoxyd-Ammoniak.

Dunkelviolett. 60 chlors. Kali, 16 Schwefel, 12 kohlen. Kali, 12 Alaun.

Hellviolett. 54 chlors. Kali, 14 Schwefel, 16 kohlen. Kali, 16 Alaun.

Grün. 73 chlors. Kali, 17 Schwefel, 10 Borsäure.

Hellgrün. 60 chlors. Kali, 16 Schwefel, 24 kohlen. Baryt.

Ueberchlorsaures Kali. $KO + ClO_2 = 1733,7$.

(In 100 Theilen: 34,03 KO und 65,97 ClO₂).

a. Entdeckung. Stadion 1814.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. **Darstellung.** Die Bildung und Reindarstellung dieses Salzes ist bereits in dem Artikel „Ueberchlorsäure“ beschrieben worden.

d. **Eigenschaften.** Es krystallisirt in kleinen weissen glänzenden Körnern, ist geruchlos, schmeckt milde, kaum salzig, hinten nach süsslich, dem Milchzucker ähnlich; schmilzt in der Rothglühhitze, entwickelt viel Sauerstoff und hinterlässt endlich reines Chlorkalium. Es löst sich bei gewöhnlicher Temperatur in 60 Theilen, in der Kochhitze schon in $4\frac{1}{2}$ Theil Wasser auf und reagirt neutral; vom Weingeist wird es nicht aufgenommen. Mit brennbaren Körpern verpufft es in der Hitze.

e. **Anwendung.** In neuerer Zeit gebraucht man es in der Feuerwerkerei zu rothem Feuer.

Einfach-schwefelsaures Kali $\text{KO} + \text{SO}_2 = 1090,0$.

(In 100 Theilen: 54,12 KO und 45,88 SO_2 .)

a. **Entdeckung.** Oswald Croll bereitete und beschrieb dieses Salz zuerst 1634. Wenzel ermittelte über 100 Jahre später seine Bestandtheile.

b. **Vorkommen.** Es findet sich in der Natur theils fest, jedoch nur selten bei Vulkanen, theils, und zwar häufiger, im aufgelösten Zustande, in Salzsoolen, im Meerwasser, in Pflanzen, und Thieren.

c. **Darstellung.** Absichtlich wird es selten bereitet, denn man erhält es oft als Nebenprodukt, z. B. als saures Salz bei der Destillation des Salpeters mit Schwefelsäure, als neutrales Salz bei der Reinigung der Potasche, bei der Zerlegung der schwefelsauren Magnesia und schwefelsaurer Metallsalze mit kohlen-saurem Kalk, früher auch bei der englischen Schwefelsäure im Grossen etc. Das auf die eine oder andere Art gewonnene unreine Salz wird, wenn es sauer ist, mit Kali, wenn es alkalisch ist, mit Schwefelsäure neutralisirt und die Solution verdampft.

d. **Eigenschaften.** Es krystallisirt in farblosen, harten, luftbeständigen, wasserfreien, geraden rhombischen, 4—6 seitigen Säulen und Pyramiden, schmeckt salzig, bitterlich, etwas scharf, schmilzt in der Rothglühhitze ohne sich zu zersetzen oder zu verflüchtigen, löst sich in 12 Theilen kaltem und in 4 Theilen heissem Wasser, die Lösungen reagiren neutral; von Alkohol wird es nicht aufgenommen.

e. **Anwendung.** In der Medicin; zur Darstellung des Alauns, Glases, Schwefelkaliums.

Doppelt-schwefelsaures Kali. $\text{KO} + 2\text{SO}_3 + \text{HO} = 1702,5$.
(In 100 Theilen: 34,61 KO, 58,80 SO₃, u. 6,59 HO).

a. Entdeckung. Es wurde von Lowitz und Link zu Ende des vorigen Jahrhunderts von dem vorigen Salze bestimmt unterschieden und zu bereiten gelehrt.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Es wird bei der Darstellung der Salpetersäure aus Kalisalpeter als Rückstand erhalten. Um es besonders zu bereiten, löst man 10 Theile einfach-schwefelsaures Kali in 40 Theilen heissen Wassers, setzt 6 Theile concentrirte Schwefelsäure hinzu und dampft zur Trockne ein. Soll es in Krystallen erhalten werden, so muss man der Lauge vor dem Verdunsten noch einen bedeutenden Ueberschuss von Schwefelsäure hinzufügen, widrigenfalls anfangs neutrales Salz anschießt.

d. Eigenschaften. Es bildet ein weisses krystallinisches Pulver oder schiefrhombische Tafeln, schmeckt sehr sauer, ist luftbeständig, schmilzt bei 200°, verliert erst in der Glühhitze sein Wasser und mit ihm zugleich die Hälfte der Säure und hinterlässt neutrales Salz, zerfällt auch durch Alkohol in freie Säure und neutrales Salz; löst sich in 2 Theilen kaltem und in 1/2 Theil kochendem Wasser, und aus dieser Lösung krystallisirt anfangs neutrales und erst später saures Salz.

e. Anwendung. In der Chemie als Reagens auf trockenem Wege; zur Darstellung des einfach-schwefels. Kalis, mit Chlorkalk vermengt zu Räucherungen etc.

Kieselsaures Kali (Wasserglas). $\text{KO} + 2\text{SiO}_2$.

(In 100 Theilen: 34,23 KO u. 65,77 SiO₂).

a. Entdeckung. J. N. Fuchs im Jahre 1818.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man glühet 3 Theile gepulverten Quarz, 2 Theile kohlenaures Kali und 1/4 Theil Kohlenpulver so lange, bis die Masse in Fluss gekommen ist, giesst aus, pulvert, kocht mit Wasser, kolirt und verdunstet die Lösung entweder bis zur Gallerte oder so weit, bis eine herausgenommene Probe beim Erkalten erhärtet. Der Zusatz des Kohlenpulvers befördert die Austreibung der Kohlensäure, welche dadurch in Kohlenoxydgas verwandelt wird.

Man kann auch auf 3 Theile Quarz 6 Theile gepulverten rohen

Weinstein nehmen; letzterer verwandelt sich nämlich beim Glühen in kohlen-saures Kali und Kohle.

d. **Eigenschaften.** Eine durchsichtige, gallertartige oder feste, glasartige Masse von alkalischem Geschmack und alkalischer Reaction, luftbeständig, wenn sie einmal erhärtet ist, wenig löslich in kaltem Wasser, aber leicht löslich in heissem, zersetzt sich schon durch schwache Säuren und lässt dabei die Kieselsäure in Form einer dicken weissen Gallerte fahren.

e. **Anwendung.** Als Ueberzug, für Gegenstände aus Holz, Leinwand, Papier, um sie dadurch vor dem Anbrennen zu schützen, zu welchem Zweck man sie mit einer Auflösung des Wasserglases bestreicht. Auch hat es Fuchs neuerlich zu einer neuen Malart, der Stereochromie (welche die Freskomalerei ersetzen soll), benutzt.

Einfach-kohlen-saures Kali (Potasche). $\text{KO} + \text{CO}_2 = 865$.
(In 100 Theilen: 68,20 KO u. 31,80 CO_2 .)

a. **Entdeckung.** War in rohem Zustande schon den Alten bekannt.

b. **Vorkommen.** Ist nur Kunstprodukt.

c. **Darstellung.** Man gewinnt die Potasche, wenn man Pflanzen einäschert, wobei die organisch-sauren Kalisalze in kohlen-saures Kali übergehen, laugt die Asche mit Wasser aus, verdunstet die Lauge zur Trockne und erhitzt (calcinirt) die schwarzbraune trockne Masse unter beständigem Umrühren so lange, bis alle organischen Theile zerstört sind.

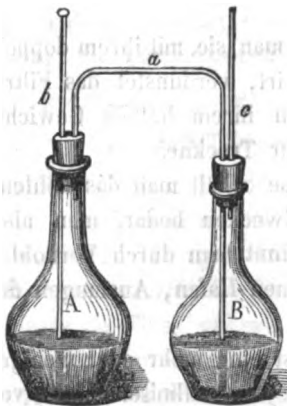
Um die Potasche zu reinigen, erhitzt man sie mit ihrem doppelten Gewicht Wasser, lässt absetzen, filtrirt, verdunstet das Filtrat zur Trockne, löst die Salzmasse wieder in ihrem halben Gewichte Wasser, kolirt und verdunstet abermals zur Trockne.

Auf die vorstehend beschriebene Weise erhält man das kohlen-saure Kali nie ganz rein. Zu manchen Zwecken bedarf man aber eines ganz reinen Salzes, und dieses gewinnt man durch Verkohlen des gereinigten Weinstens in einem eisernen Hafen, Auslaugen der Masse und Verdunsten der Flüssigkeit.

d. **Eigenschaften.** Die Potasche ist eine mehr oder weniger weisse, (bläulich-, grünlich-, gelblich-weiße) krystallinische Masse von stark alkalischem Geschmack, zieht an der Luft Feuchtigkeit an und zerfließt, löst sich in Wasser, aber meistens nicht vollständig, und ist einfach-kohlen-saures Kali, verunreinigt namentlich mit schwefelsau-

rem Kali, Chlorkalium, Kieselerde, dann aber auch, jedoch in geringerer Menge, mit Alaunerde, Kalk, Magnesia, Eisen, Kupfer, Mangan, Chrom, Natron, Phosphorsäure, ferner ist sie mitunter mit Kochsalz und andern wohlfeilen Salzen verfälscht. Ihr Gehalt an kohlen-saurem Kali wechselt zwischen 50 und 90 Pc. — Die gereinigte Potasche ist ein schneeweisses krystallinisches Pulver, welches sich in Wasser bis auf wenige Flocken von Kieselerde auflöst und ausserdem noch geringe Beimischungen von Chlorkalium, auch wohl etwas schwefelsaures Kali enthält. In Alkohol ist es unlöslich. Es zerfliesst schnell an der Luft, schmilzt in der Weissglühhitze ohne sich weiter zu verändern oder zu verflüchtigen. — Das aus dem Weinstein erhaltene kohlensaure Kali besitzt im Allgemeinen die Eigenschaften der gereinigten Potasche, löst sich aber völlig klar in Wasser, die Auflösung trübt sich beim Uebersättigen mit Salpetersäure nicht, und setzt man zu dieser sauren Flüssigkeit salpetersauren Baryt und salpetersaures Silber, so entsteht keine Trübung.

Wegen der oft beträchtlichen Unreinheit der käuflichen Potasche ist es von Wichtigkeit, sie auf ihren Handelswerth, d. h. auf ihren Gehalt an reinem kohlen-saurem Kali zu prüfen. Diess geschieht durch Sättigung mit einer stärkern Säure. Man kann dabei entweder das Gewicht der ausgetriebenen Kohlensäure oder das Gewicht der verbrauchten Säure bestimmen. Im ersteren Falle verfährt man folgender Massen:



Zwei Glaskolben A und B, jeder von 3—4 Unzen Rauminhalt, werden durch luftdicht geschlossene Korkstöpsel vermittelst einer zweimal rechtwinkelig gebogenen Glasröhre a verbunden, welche in dem Kolben A nur bis durch den Kork, in B aber bis fast auf den Boden reicht. In jedem Kolben befindet sich noch eine an beiden Enden offene Glasröhre; die Röhre b reicht bis fast auf den Boden des Kolbens A, die Röhre c nur bis durch den Kork des Kolbens B. In den Kolben A bringt man 100 Gran Potasche und soviel Wasser, dass das untere Ende der Röhre b hineintaucht. Der Kolben B wird zur Hälfte mit englischer Schwefelsäure angefüllt. Nachdem diess geschehen, verschliesst man die obere

Oeffnung der Röhre b mit etwas Wachs und wägt den Apparat; darauf zieht man mit dem Munde durch die Röhre c etwas Luft aus dem Kolben B, so dass beim Entfernen des Mundes einige Tropfen Säure in den Kolben A treten. Die Entwicklung der Kohlensäure beginnt sogleich; sie entweicht durch die Schwefelsäure in den Kolben B und wird dadurch getrocknet. Lässt die Kohlensäure-Entwicklung nach, so saugt man abermals etwas Schwefelsäure herüber und fährt so fort, bis alle Potasche zersetzt ist. Nun entfernt man das Wachs an der Röhre b, und saugt längere Zeit an der Oeffnung der Röhre c, um alle Kohlensäure aus dem Apparate zu entfernen. Durch abermaliges Wägen erfährt man den Gewichtsverlust, d. i. die fortgegangene Kohlensäure, von der 31,80 Gr. 100 Gr. kohlen-sau-rem Kali entsprechen.

Im zweiten Falle, wenn man nämlich aus dem Gewichte der zur Sättigung verbrauchten Säure den Gehalt an kohlen-sau-rem Kali bestimmen will, löst man 100 Gran Potasche in heissem Wasser, filtrirt die Solution in einen Glaskolben, wäscht das Filter gut aus, erhitzt den Inhalt des Kolbens, nachdem man ein paar Tropfen Lackmus-tinctur hinzugefügt hat, zum Kochen und setzt so lange von einer gewogenen Menge zerriebener und getrockneter Weinstein-säure hinzu, bis die blaue Farbe der Flüssigkeit bleibend violett erscheint. Durch Zurückwägen der nicht verbrauchten Weinstein-säure erfährt man, wie viel Weinstein-säure zur Sättigung des kohlen-sau-eren Kalis erforderlich gewesen war. 108,3 Gr. krystallisirte Weinstein-säure entsprechen 100 Gr. kohlen-sau-rem Kali. Die Genauigkeit dieser Methode kann man noch erhöhen, wenn man die 108,3 Gr. Weinstein-säure in 391,7 Gr. Wasser auflöst, und diese 500 Gr. betragende Lösung zur Sättigung anwendet. Dividirt man dann die zur Sättigung gebrauchte Menge Weinstein-säurelösung mit 5, so erhält man die Menge des in der Potasche enthaltenen kohlen-sau-eren Kalis.

e. Anwendung. Das kohlen-sau-ere Kali wird sehr vielfach benutzt; zum Seifesieden, Bleichen, Färben, Glasmachen, Bereitung des Blutlaugensalzes, zur Darstellung von Farbwaaren, in der Kattun-druckerei, Töpferei, Medicin, Chemie etc.

Doppeltkohlen-sau-eres Kali. $KO + 2CO_2 + HO = 1252,5$.

(In 100 Theilen: 46,99 KO, 44,04 CO₂, u. 8,97 HO).

a. Entdeckung. Ist erst seit 1757 durch Cartheuser be-kannt.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c) Darstellung. Es entsteht durch längeres Aussetzen des einfachkohlensauren Kalis an die Luft, namentlich in Räumen, wo sich in geistiger Gährung begriffene Flüssigkeiten befinden (in Weinkellern, Bierkellern), schneller und vollständiger, wenn man in eine concentrirte Lösung von einfachkohlensaurem Kali Kohlensäure im Ueberschuss leitet. Ein grosser Theil der neuen Verbindung scheidet sich dabei schon von selbst aus, und der Rest wird durch Verdunsten der überstehenden Lauge bei sehr gelinder Wärme erhalten. Auch kann man es durch gelindes Erwärmen einer concentrirten Lösung von einfach-kohlensaurem Kali mit kohlensaurem Ammoniak, bis alles Ammoniak verflüchtigt ist, bereiten.

d. Eigenschaften. Es krystallisirt in luftbeständigen, wasserhellen, schief rhombischen Säulen oder Tafeln, schmeckt milde salzig, hintennach etwas alkalisch, verliert in der Hitze, ohne zu schmelzen, die Hälfte seiner Kohlensäure und sein Wasser, und hinterlässt einfach-kohlensaures Kali. Es löst sich in 4 Theilen kaltem, in gleichen Theilen heissem Wasser auf; die Lösung reagirt schwach alkalisch, wird aber bei längerem Verweilen in der Hitze immer alkalischer, weil sich nach und nach wieder einfach-kohlensaures Kali bildet. Weingeist nimmt nur Spuren des Salzes auf. Die wässrige Lösung darf von schwefelsaurer Magnesia nicht getrübt werden; Quecksilberchlorid erzeugt darin einen weissen, schnell braun werdenden Niederschlag.

e. Anwendung. In der Medicin zu Brausepulvern, doch weniger als das analoge Natronsalz.

Haloidsalze des Kaliums.

Kaliumchlorid. $KCl = 933,7$.

(In 100 Theilen: 52,47K und 47,53 Cl).

a. Entdeckung. Es wurde zuerst im 17. Jahrhundert von Sylvius de la Boye beschrieben und als Arzneimittel eingeführt.

b. Vorkommen. Es findet sich in der Natur, jedoch weit sparsamer als das Natriumchlorid, in geringer Menge im Steinsalz, den Salzsoolen, im Meerwasser, in organischen Substanzen.

c. Darstellung. Man gewinnt es als Nebenprodukt in Salinen, bei der Bereitung des chlorsauren Kalis, beim Seifesieden aus der Mutterlauge, bei der Glasfabrikation als Glasgalle, bei der Zerlegung des Salmiaks mit kohlensaurem Kali u. s. w., und reinigt es durch

Glühen, Wiederauflösen und Krystallisiren. Auch gewinnt man viel Chlorkalium in Frankreich aus der Varc-Soda, die bis 30 Pc. davon enthält.

d. Eigenschaften. Es krystallisirt in farblosen Würfeln, ist luftbeständig, schmeckt schärfer salzig als das Kochsalz, verknistert in der Hitze, schmilzt leicht im Rothglühen und verflüchtigt sich dann, löst sich leicht in Wasser (100 Theile Wasser nehmen bei 0° 29,2 Theile auf, und für jeden höheren Grad 0,273 mehr, also bei 100° 56,56 Theile) und bei dieser Auflösung entsteht eine bedeutende Temperaturerniedrigung. Auch vom Alkohol wird es in geringer Menge aufgenommen.

e. Anwendung. Zur Alaunbereitung, zur Umwandlung des Kalksalpeters in Kalisalpeter, zu Frostmischungen, Bereitung des künstlichen Eises.

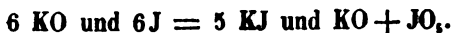
Kaliumjodid. $KJ = 2068,8$.

(In 100 Theilen: 23,68 K und 76,32 J).

a. Entdeckung. Gay-Lussac 1812.

b. Vorkommen. In den Meergewächsen, daher auch in der aus diesen gewonnenen Varc-soda.

c. Darstellung. Man löst Jod in Kalilauge auf, bis die Flüssigkeit beim Umrühren eine braungelbe Farbe beibehält, dampft dann das Ganze zur Trockne ab, setzt zu der Salzmasse $\frac{1}{10}$ ihres Gewichts Kohlenpulver, trägt das Gemenge nach und nach in einen rothglühenden eisernen Tiegel, lässt noch $\frac{1}{4}$ Stunde lang glühen, löst die Masse in Wasser, filtrirt und krystallisirt. Beim Auflösen des Jods in der Kalilauge bilden sich 5 Aeq. Jodkalium und 1 Aeq. jodsaures Kali:



Um das jodsaure Kali auch in Jodkalium umzuwandeln, wird das Salzgemenge mit Kohle verpufft.

Man kann auch gleiche Aequivalente Eisenjodür und kohlen-saures Kali in wässriger Lösung zusammenbringen, das Ganze zur Trockne abdampfen, die Masse glühen und mit Wasser ausziehen. Hierbei bilden sich Jodkalium und kohlen-saures Eisenoxydul; letzteres geht nach und nach in Eisenoxydhydrat über, durch Glühen wird dasselbe wasserfrei und dabei wird auch jede Spur etwa noch vorhandenen Jodeisens zerstört.

d. Eigenschaften. Es krystallisirt in weissen geruehlosen

Würfeln und Octaëdern von scharf salzigem, hintennach etwas bitterlichem Geschmack, hält sich in trockner Luft unverändert, zieht in feuchter Luft etwas Wasser an, und erleidet zugleich durch Einwirkung der atmosphärischen Kohlensäure eine geringe Zersetzung, wobei es sich gelblich färbt; schmilzt in der Rothglühhitze und verflüchtigt sich dabei etwas. Es löst sich in $\frac{1}{4}$ Theilen kaltem, in kaum $\frac{1}{2}$ Theil kochendem Wasser, in 7 Theilen kaltem und in 3 Theilen kochendem Alkohol von 80 Pc., die Auflösungen reagiren neutral, das käufliche Salz zeigt aber gewöhnlich eine alkalische Reaction.

Dieses Salz ist nicht selten mit Chlorkalium verfälscht, was man daran erkennt, dass der in seiner wässrigen Lösung durch salpetersaures Silberoxyd erzeugte gelbweisse Niederschlag sich nur zum Theil in Ammoniakliquor auflöst. Chlorsilber löst sich nämlich in diesem Alkali, nicht aber das Jodsilber.

e. Anwendung. Als Reagens, zur Darstellung anderer Jodpräparate; in der Medicin, Färberei.

Kaliumcyanid. $KCy = 815,0$.

(In 100 Theilen: 60,12 K und 39,88 Cy).

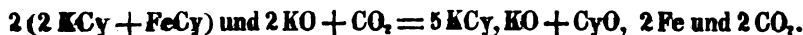
a. Entdeckung. Gay-Lussac 1815.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Es bildet sich beim Erhitzen von Kalium in Cyangas unter Feuererscheinung, beim Erhitzen von Kalium mit wasserfreien stickstoffhaltigen organischen Materien, beim Glühen von kohlenurem Kali mit stickstoffhaltigen organischen Materien (welcher Process beim Kaliumeisencyanür näher besprochen wird), beim Glühen von Alkalien mit Kohle unter dem Einfluss der atmosphärischen Luft (unter diesen Umständen gebildet findet man es oft beim Eisen-schmelzprocesse in den Hohöfen); reiner erhält man es durch Glühen des Kaliumeisencyanürs und Ausziehen der schwarzen Masse mit Wasser, am besten durch unmittelbare Vereinigung von Blausäure mit äzendem Kali. Da aber die Salzlauge beim Abdampfen in bedeutendem Grade wieder zersetzt wird, so leitet man die Blausäure gasförmig in eine geistige Lösung von Aetzkali, wodurch sich das Cyankalium sogleich in fester Form abscheidet, welches man mit Weingeist abwäscht und schnell trocknet.

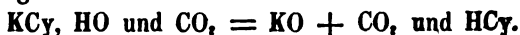
Das geschmolzene Kaliumcyanid, ein Gemenge von Kaliumcyanid mit etwa $\frac{1}{3}$ seines Gewichts cyansaurem Kali ($KO + CyO$), erhält man, wenn man 8 Theile Kaliumeisencyanür pulvert, in der

Wärme von seinem Krystallwasser befreit, mit 3 Theilen kohlen-saurem Kali vermengt, dieses Gemenge nach und nach in einen glühenden Tiegel trägt, und die geschmolzene Masse, sobald sie nicht mehr gelb sondern weiss erscheint, von dem abgeschiedenen Eisen abgiesst. Der hierbei vorgehende Process ist aus dem nachfolgendem Schema ersichtlich.

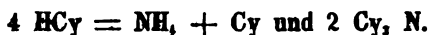


Es wird dabei aber auch eine gewisse Menge Kohlensäure zu Kohlenoxyd reducirt und zwar durch Einwirkung eines Antheils Kaliumcyanid, welches dadurch in cyansaures Kali übergeht, wesshalb in dem fertigen Salze der Gehalt an cyansaurem Kali etwas mehr beträgt, als das Schema angibt. Bei längerem Schmelzen kann sich das cyansaure Kali noch dadurch vermehren, dass das Kaliumcyanid durch den Sauerstoff der Luft oxydirt wird.

d. Eigenschaften. Das reine Kaliumcyanid ist ein weisses lockeres krystallinisches Pulver, welches aus Aggregaten von Würfeln und Octaëdern besteht, geruchlos (riecht jedoch in feuchter Luft nach Blausäure, indem es sich in kohlen-saures Kali und Blausäure verwandelt), schmeckt scharf alkalisch, stark nach Blausäure, wirkt sehr giftig (Gegenmittel: verdünnte Eisenvitriollösung), schmilzt in der Glühhitze, ohne sich (bei abgehaltener Luft) zu zersetzen, bei Luftzutritt entsteht cyansaures Kali. An der Luft zerfliesst es, zersetzt sich dabei unter Entwicklung von Blausäure, und verwandelt sich endlich ganz in kohlen-saures Kali.



In Wasser löst es sich sehr leicht, in Weingeist nur unbedeutend; die wässrige Lösung zersetzt sich auch bei abgehaltener Luft, färbt sich nach und nach braun und es scheidet sich eine dunkelbraune Masse aus, welche durch Zersetzung der freigewordenen Blausäure in (auflösliches) Ammoniumcyanid und (unlösliche) stickstoffhaltige Kohle entsteht.



Wird die Auflösung des Salzes bei Abschluss der Luft gekocht, so entwickelt sich Ammoniak, und es bleibt ein Gemenge von Kaliumcyanid und arsen-saurem Kali zurück.



Geschieht das Verdampfen bei Luftzutritt, so entweicht kohlen-saures Ammoniak und der Rückstand ist ein Gemenge von Kaliumcyanid und kohlen-saurem Kali.



Das geschmolzene Kaliumcyanid bildet feste, weisse, auf dem Bruche krystallinische Massen, schmeckt ebenfalls stark alkalisch nach Blausäure, zerfliesst an der Luft unter Zersetzung und Entwicklung von Blausäure und kohlen-saurem Ammoniak, während im Rückstande kohlen-saures Kali bleibt. Die dabei auftretende Blausäure rührt von der Zersetzung des Kaliumcyanids (siehe oben), und das kohlen-saure Ammoniak von der Zersetzung des cyansauren Kalis her.

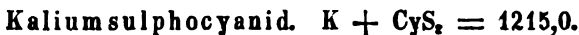


Erhitzt man es mit verdünnter Schwefelsäure, so entwickelt sich keine reine Blausäure wie bei dem reinen Kaliumcyanid, sondern auch noch Kohlensäure und der Rückstand enthält, ausser schwefel-saurem Kali, auch noch schwefelsaures Ammoniak.



Schwärzliche Punkte in dem Salze sind eingemengtes metallisches Eisen.

e. Anwendung. Das reine Kaliumcyanid wird nur selten in der Medicin angewandt; das geschmolzene hingegen gebraucht man viel zur galvanischen Vergoldung, Versilberung u. s. w.

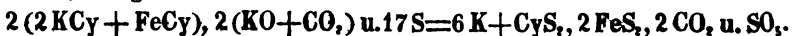


(In 100 Theilen: 49,32 K, 26,74 Cy und 32,94 S).

a. Entdeckung. Berzelius 1820.

b. Vorkommen. Findet sich in geringer Menge im menschlichen Speichel.

c. Darstellung. Man schmilzt 46 Theile geröstetes Kalium-eisencyanür, 17 Theile kohlen-saures Kali und 32 Theile Schwefel in einem hessischen Tiegel, giesst die Masse, wenn sie ruhig und klar fliesst, aus, lässt erkalten, pulvert die Masse, zieht sie mit Weingeist aus und verdunstet den Auszug zur Krystallisation. Beim Schmelzen bildet sich Kaliumsulphocyanid und höchstes Eisensulphid, während die Kohlensäure und der Sauerstoff des Kalis (letztere als schwefelige Säure) fortgehen.



Die Masse wird desshalb mit Weingeist, nicht mit Wasser, ausgezogen, um etwa nicht zersetztes Kaliumeisencyanür oder kohlen-saures Kali zurückzuhalten.

d. Eigenschaften. Das Salz bildet farb- und geruchlose, dem Salpeter in Gestalt und Geschmacke ähnliche Krystalle, zerfliesst an

der Luft, schmilzt in höherer Temperatur ohne Zersetzung, löst sich leicht in Wasser und Weingeist, reagirt neutral, entwickelt beim Auflösen in Wasser eine bedeutende Kälte. Mit Eisenoxydsalzen gibt es eine blutrothe Flüssigkeit.

e. Anwendung. Es ist das empfindlichste Reagens auf Eisenoxydsalze.

Kalium und Schwefel.

a. Entdeckung. Die frühesten Nachrichten über die Kenntniss einer Verbindung von Kalium mit Schwefel (Schwefelleber) reichen bis zum 8. Jahrhundert, wo Geber einer Auflösung von Schwefel in Kalilauge erwähnt; im 13. Jahrhundert lehrte Albert von Bollstädt die Darstellung der Schwefelleber auf trockenem Wege, im 15. Jahrhundert Basilius Valentinus auf beiden Wegen; Macquer, Spielmann u. A. erweiterten die Kenntnisse über diese Verbindungen, Vauquelin, Berthollet, Gay-Lussac und besonders Berzelius erforschten ihre Zusammensetzung.

b. Vorkommen. Nirgends in der Natur.

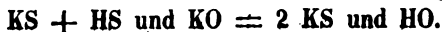
c. Darstellung. Kalium verbindet sich leicht mit Schwefel beim Erhitzen unter Feuererscheinung; Kaliumsulphid entsteht ferner durch Einwirkung von Schwefel auf kohlen-saures Kali in der Hitze, beim Erhitzen von schwefelsaurem Kali mit Kohle oder Wasserstoff in verschlossenen Gefässen. Nach den Untersuchungen von Berzelius gibt es 7 Verbindungen des Kaliums mit Schwefel.

1. Einfach-Kaliumsulphid $KS = 690$ (In 100 Th.: 71,01 K u. 28,99 S).
2. Zweifach „ „ $KS_2 = 890$ (In 100 Th.: 55,05 K u. 44,95 S).
3. Dreifach „ „ $KS_3 = 1090$ (In 100 Th.: 44,95 K u. 55,05 S).
4. Dreieinhalbfach „ „ $K_2S_3 = 2380$ (In 100 Th.: 41,18 K u. 58,82 S).
5. Vierfach „ „ $K_3S_4 = 1290$ (In 100 Th.: 38,0 K u. 62,0 S).
6. Viereinhalbfach „ „ $K_2S_5 = 2780$ (In 100 Th.: 35,25 K u. 64,75 S).
7. Fünffach „ „ $K_3S_5 = 1490$ (In 100 Th.: 32,88 K u. 67,12 S).

Wir haben uns hier mit dem ersten, dritten und siebenten Sulphide zu beschäftigen.

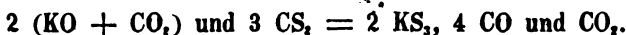
Das Einfach-Kaliumsulphid erhält man auf trockenem Wege durch heftiges Glühen von einfach-schwefelsaurem Kali mit Kohle oder in Wasserstoffgas; auf nassem Wege durch Fällen von Baryumsulphid mit kohlen-saurem Kali, oder wenn man eine Lösung von Aetzkali in 2 gleiche Theile theilt, den einen Theil mit Schwefelwasser-

stoffgas sättigt, wodurch Kaliumsulphhydrat $\equiv \text{KS} + \text{HS}$ und Wasser entsteht, und hierauf die andere Hälfte der Kaliköslung hinzufügt.

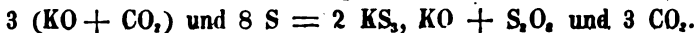


Die Flüssigkeit wird im Vacuo zu Trockne gebracht.

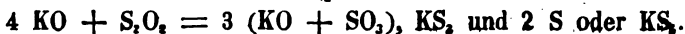
Das Dreifach-Kaliumsulphid erhält man auf trockenem Wege rein, wenn man über glühendes kohlen-saures Kali die Dämpfe von Schwefelkohlenstoff leitet:



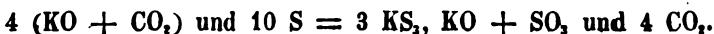
Gemengt mit unterschwefeligsaurer Kali durch Schmelzen von 3 Aeq. kohlen-saurem Kali mit 8 Aeq. Schwefel:



Entzündet sich dabei die Masse, oder steigert sich die Hitze zu sehr, so verwandelt sich das unterschwefeligsaurer Kali in schwefel-saures Kali, Dreifach-Kaliumsulphid und freien Schwefel, oder letztere beiden bilden Fünffach-Kaliumsulphid:



Erhitzt man 4 Aeq. kohlen-saures Kali und 10 Aeq. Schwefel stark, so erhält man schwefelsaures Kali und Dreifach-Kaliumsulphid ohne freien Schwefel:

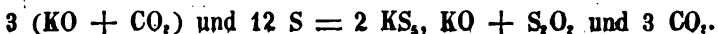


Auf nassem Wege erhält man das dreifache Sulphid, wenn man das erste noch mit 2, das zweite noch mit 1 Aeq. Schwefel kocht; gemengt mit unterschwefeligsaurer Kali: durch Kochen von 3 Aeq. kohlen-saurem Kali und 8 Aeq. Schwefel.

Das Fünffach-Kaliumsulphid erhält man rein durch Schmelzen einer der vorigen Stufen mit der erforderlichen Menge Schwefel, auch durch Erhitzen von 1 Aeq. kohlen-saurem Kali, 5 Aeq. Schwefel und Kohle:



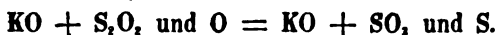
Gemengt mit unterschwefeligsaurer Kali beim Zusammenschmelzen von 3 Aeq. kohlen-saurem Kali und 12 Aeq. Schwefel, oder auch beim Kochen beider mit Wasser:



d. Eigenschaften. Das Einfach-Kaliumsulphid ist eine cinnaber- oder fleischrothe, auf nassem Wege gewonnen farblose, krystallinische, an der Luft zerfließliche und sich dabei zersetzende Masse; die dabei auftretenden Zersetzungsprodukte sind: kohlen-saures Kali, unterschwefeligsaurer Kali und Schwefelwasserstoff.



Wenn alles Kaliumsulphid auf diese Weise zersetzt ist, so geht das unterschwefeligsaurer Kali durch weitere Einwirkung des Sauerstoffs der Luft langsam in schwefelsaures Kali über, unter Abscheidung der Hälfte des Schwefels:



Es löst sich in Wasser und Alkohol ohne Farbe, schmeckt und reagirt alkalisch.

Das Dreifach-Kaliumsulphid ist, vermengt mit unterschwefeligsauerm oder schwefelsauerm Kali, die sogenannte **Schwefelleber**, eine in der Hitze dunkelbraune, nach dem Erkalten grünlichgelbe, harte, spröde; amorphe Masse, welche an der Luft zerfliesst und dabei die Zersetzungsprodukte des einfachen Sulphids, aber ausserdem auch *sogleich* noch freien Schwefel liefert. Sie schmeckt widerlich bitter, scharf alkalisch und hepatisch, löst sich sehr leicht in Wasser, in Alkohol mit Zurücklassung des etwa vorhandenen schwefelsauren Kalis, wird von Kalkwasser nicht getrübt.

Das Fünffach-Kaliumsulphid hat in seinen Eigenschaften die grösste Aehnlichkeit mit dem vorigen und heisst ebenfalls Schwefelleber.

e. Anwendung. Die Schwefelleber wird viel in der Medicin zu Bädern, auch innerlich gebraucht; ferner zu der Darstellung der Schwefelmilch, in der Chemie zur Trennung verschiedener Metalle von einander, u. s. w.

Kennzeichen der Kaliumsalze.

Sie sind farblos, wenn die Säure nicht gefärbt ist, enthalten meistens kein Krystallwasser, und werden wie die Salze der übrigen reinen Alkalien von kohlensauren Alkalien nicht getrübt.

In nicht zu verdünnten Lösungen der Kalisalze erzeugt Ueberchloresäure, Weinsteinssäure einen weissen krystallinischen, Platinchlorid einen gelben pulverig-krystallinischen, Kieselfluorwasserstoffsäure einen durchsichtigen gallertartigen Niederschlag. — Vor dem Löthrohre färben die Kalisalze die äussere Flamme violett; doch dürfen, wenn diese Erscheinung eintreten soll, keine Natriumsalze zugegen seyn.

2. Natrium. Na = 287,2.

a. Entdeckung. Davy 1807. — Sein Name ist wie der des Kaliums orientalischen Ursprungs und zunächst von *Natron* abgeleitet, welches entweder aus *Nitrum* oder dieses aus jenem entstanden ist. *Nitrum*, *νιτρον* kommt vom hebräischen נֶחֶר (nêther, *nathar*: aufliegen, aufspringen) wegen seiner Entstehungsweise (durch Auswittern) und der lockern Beschaffenheit; man verstand nämlich früher darunter weisse salzige, durch Auswittern entstandene Körper, welche wesentlich kohlen-saures Natron enthielten, also mit unsern gewöhnlichen Soda übereinkamen.

b. Vorkommen. Wie das Kalium, aber ganz vorzüglich häufig mit Chlor verbunden als Steinsalz, in Salzsoolen, im Meerwasser, Meergewächsen.

c. Darstellung. Wie das Kalium. Um ein inniges Gemenge von kohlen-saurem Natron und Kohle zu erhalten, stellt man sich saures weinsteinsaures Natron durch Zusammenbringen von 1 Aeq. kohlen-saurem Natron und 2 Aeq. Weinsteinsäure her und verkohlt dasselbe wie den Weinstein.

d. Eigenschaften. Es ist silberweiss, stark glänzend, unter 0° zerreiblich, bei gewöhnlicher Temperatur weich und dehnbar, von Wachsconsistenz, hat ein spec. Gewicht von 0,97, schmilzt bei + 90°, verflüchtigt sich in der Rothglühhitze, oxydirt sich an der Luft langsam, in Wasser unter heftiger Entwicklung von Wasserstoffgas, aber ohne Feuererscheinung, was erst in warmem Wasser oder auch in einer dicklichen Flüssigkeit oder auf einem auf dem Wasser liegenden Stück Fliesspapier geschieht; auch entzündet es sich, wenn man es mit wenig Wasser befeuchtet.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Es vereinigt sich wie das Kalium mit allen Ametallen. Folgende daraus hervorgehende Verbindungen sind hier zu beschreiben.

Natrium und Sauerstoff.

Wie das Kalium überzieht sich das Natrium an der Luft bald mit einer grauen Haut, welche als ein Suboxyd betrachtet wird. Genauer bekannt sind die beiden folgenden Oxydationsstufen

1. Natriumoxyd NaO
2. Natriumsuperoxyd NaO_2 .

Natriumoxyd (Natron, Aetznatron). $\text{NaO} = 887,2$
(In 100 Theilen: 74,17 Na und 25,83 O).

a. Entdeckung. Es wurde zuerst 1807 von Davy im wasserfreien Zustande erhalten.

b. Vorkommen. Wie das Kali.

c. Darstellung. Wie das Kali.

d. Eigenschaften. Wie beim Kali. Das Natronhydrat ist aber weniger ätzend als das Kali, schwerer zu schmelzen, wird an der Luft zwar auch feucht und zerfließt, dann aber, durch den Uebergang in kohlensaures Natron, wieder fest. — Die Natronlauge von 1,333 spec. Gewicht enthält 76 Pc. Wasser und entspricht der Formel $\text{NaO} + 11 \text{HO}$.

e. Anwendung. Wie das Kali, doch wird es weniger gebraucht als das Kali.

f. Verbindungen. Die wichtigsten Verbindungen des Natrons mit Sauerstoffsäuren werden sogleich folgen.

Natriumsuperoxyd. $\text{NaO}_2 = 487,2$
(In 100 Theilen: 58,94 Na und 41,06 O).

Wie das Kaliumsuperoxyd erhalten, ist eine grünlichgelbe Masse, welche durch Wasser in Natron und Sauerstoff zerlegt wird.

Sauerstoffsalze des Natrons.

Salpetersaures Natron (Chilisalpeter). $\text{NaO} + \text{NO}_2 = 1062,2$
(In 100 Theilen: 36,45 NaO und 63,55 NO_2).

a. Entdeckung. Duhamel entdeckte dasselbe 1736, Longchamp analysirte es.

b. Vorkommen. Es findet sich in beträchtlicher Menge in einem thonigen Lager im Distrikte Atacama zwischen Peru und Chili, und scheint dort durch Zersetzung von Vogelexcrementen entstanden zu seyn (siehe salpetersaures Kali).

c. Darstellung. Man sättigt kohlensaures Natron mit Salpetersäure, oder man reinigt den Chilisalpeter durch Umkrystallisiren.

d. Eigenschaften. Es krystallisirt in wasserfreien, farblosen, stumpfen Rhomboëdern, schmeckt scharf salzig, kühlend, doch weniger als das Kalisalz, zieht an der Luft Feuchtigkeit an, schmilzt in der Hitze und verhält sich dann wie der Kalisalpeter; löst sich in 2 Theilen kalten und in weniger als seinem gleichen Gewichte

heissen Wassers, die Auflösungen reagiren neutral; Alkohol löst nichts davon auf.

e. **Anwendung.** Vorzugsweise zur Darstellung der Salpetersäure, in welcher Beziehung es vor dem Kalisalpeter zwei Vorzüge besitzt, den der grössern Billigkeit und den des grössern Gehalts an Säure in einem gleichen Gewichte Salz. Auch stellt man daraus durch doppelte Zersetzung mit kohlensaurem Kali oder Chlorkalium salpetersaures Kali her. Zur Fabrikation des Schiesspulvers eignet es sich nicht, weil es an der Luft etwas feucht wird und sich weniger rasch entzündet.

Unterchlorigsaures Natron (*Eau de Labarraque*).

Diese zuerst von Labarraque in Paris 1821 bereitete Flüssigkeit wird wie das unterchlorigsaure Kali erhalten, besitzt dieselben Eigenschaften und wird ebenso angewandt.

Chlorsaures Natron. $\text{NaO} + \text{ClO}_2 = 1330,9$.

(In 100 Theilen: 29,09 NaO und 70,91 ClO_2).

a. **Entdeckung.** Gay-Lussac 1814.

b. **Vorkommen.** Ist nur Kunstprodukt.

c. **Darstellung.** Es bildet sich auf dieselbe Weise wie das chlorsaure Kali durch Einleiten von Chlor in Natronlauge u. s. w., lässt sich aber wegen seiner leichten Löslichkeit nur unvollständig von dem gleichzeitig entstehenden Chlornatrium etc. trennen. Zu seiner Darstellung vermischt man daher heisse concentrirte Lösungen von gleichen Aequivalenten chlorsauren Kalis und zweifachweinsteinsaurem Natron, lässt erkalten, filtrirt den Weinstein ab, verdunstet die klare Flüssigkeit zur Trockne, löst die trockne Salzmasse wieder in kaltem Wasser, wobei sich noch eine kleine Menge Weinstein ausscheidet und verdunstet zur Krystallisation.

d. **Eigenschaften.** Es krystallisirt in wasserfreien farblosen Rhomboëdern und sechsseitigen Säulen, schmeckt milde salzig, kühlend, ist luftbeständig, schmilzt in der Hitze und hinterlässt endlich Chlornatrium. Es löst sich in 4 Theilen kalten und in gleichen Theilen kochenden Wassers, aber erst in 34 Theilen Alkohol, verpufft stark auf Kohlen.

e. **Anwendung.** In der Medicin, auch in der Feuerwerkerei.

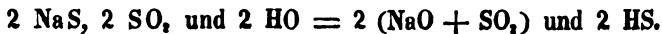
Unterschwefeligsaurer Natron. $\text{NaO} + \text{S}_2\text{O}_3 + 3\text{HO} = 1949,7$.

(In 100 Theilen: 24,98 NaO, 38,71 S₂O₃ und 36,31 HO).

a. Entdeckung. Vauquelin 1800.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt; ohne Zweifel findet es sich aber in geringer Menge in Schwefelnatrium enthaltenden Mineralwässern, in denen es dann durch den Einfluss des Sauerstoffs der Luft auf das Schwefelnatrium entstanden ist.

c. Darstellung. Man erhält es durch Sättigen des kohlen-sauren Natrons mit schwefeliger Säure, Digestion des entstandenen schwefelsauren Natrons mit Schwefel, Abfiltriren des überschüssigen Schwefels und Verdunsten der Flüssigkeit zur Krystallisation. Oder man leitet in eine Auflösung von Einfach-Natriumsulphid schwefelige Säure, bis die Flüssigkeit das salpetersaure Silberoxyd nicht mehr schwärzt, filtrirt den ausgeschiedenen Schwefel ab und verdunstet. Hierbei bildet sich wiederum zuerst schwefeligsaurer Natron, gleichzeitig tritt aber auch Schwefelwasserstoff auf, dieser setzt sich mit einer neuen Portion schwefeliger Säure in Wasser und Schwefel um, $\frac{2}{3}$ des letztern treten an das schwefeligsaurer Natron und $\frac{1}{3}$ scheidet sich aus.



Ferner: $2 \text{HS} \text{ und } \text{SO}_2 = 3 \text{S} \text{ und } 2 \text{HO}.$

Endlich: $2 (\text{NaO} + \text{SO}_2) \text{ und } 3 \text{S} = 2 (\text{NaO} + \text{S}_2\text{O}_3) \text{ und } \text{S}.$

d. Eigenschaften. Es bildet wasserhelle, gerade rechteckige Säulen, ist geruchlos, schmeckt milde salzig, etwas hepatisch, bleibt an der Luft trocken, verwittert in warmer Luft ein wenig, schmilzt in der Wärme und verwandelt sich, wenn alles Wasser vorsichtig verdunstet ist, bei weiterm Erhitzen in ein Gemenge von Fünffach-Schwefelnatrium und schwefelsaurem Natron.



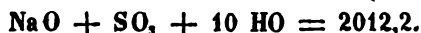
Es löst sich in weniger als seinem gleichen Gewichte kalten Wassers, die Lösung reagirt alkalisch, löst Chlor-, Jod-, Brom- und Cyansilber auf, gibt mit salpetersaurem Silberoxyd einen weissen flockigen Niederschlag, der sich ebenfalls im Ueberschuss des Natronsalzes wieder löst, durch Stehen aber bald braun und schwarz wird. Das weisse unterschwefeligsaurer Silberoxyd zersetzt sich dabei in Schwefelsilber und Schwefelsäure.



In Alkohol ist das Salz unlöslich.

e. Anwendung. Es dient in der Daguerreotypie zur Wegnahme des in der Camera obscura nicht veränderten Theils des Jodsilbers.

Einfach - Schwefelsaures Natron (Glaubersalz).



(In 100 Theilen: 19,24 NaO, 24,84 SO₃ und 55,92 HO).

a. Entdeckung. Glauber entdeckte dieses Salz 1658 in dem Rückstande von der Destillation des Kochsalzes mit Schwefelsäure und nannte es Wundersalz (weil er die Bildung eines neuen Salzes nicht erwartet hatte).

b. Vorkommen. Es findet sich ziemlich häufig in der Natur, theils fest in nadelförmigen Krystallen und theils als weisse Auswitterung in Ungarn, Schweden, Sibirien und andern Ländern, theils aufgelöst im Meerwasser, mehrern Salzsoolen, Mineralwässern.

c. Darstellung. Ausser durch Reinigen des natürlichen Salzes, erhält man es häufig bei chemischen Arbeiten als Nebenprodukt z. B. bei der Salmiakbereitung, bei der Zerlegung des Kochsalzes oder des Natronsalpeters mit Schwefelsäure, der schwefelsauren Magnesia und schwefelsaurer Metallsalze mit Soda u. s. w. Im Grossen wird es ferner aus dem Pfannenstein vieler Salzsoolen gezogen, sowie beim Erkalten einer, Bittersalz und Kochsalz enthaltenden Mutterlauge der Soolen und des Meerwassers in starker Kälte, dergleichen durch Zerlegen des Eisenvitriols mit Kochsalz gewonnen. Das meiste Glaubersalz wird indessen durch Zerlegung des Kochsalzes mit Schwefelsäure dargestellt. — Die Reinigung geschieht theils dadurch, dass man das rohe Produkt zur Austreibung anhängender freier Säure und Unlöslichmachung von eingemengten Eisen- und andern Salzen calcinirt, theils dadurch, dass man die Auflösung erforderlichen Falls mit Kalk sättigt, filtrirt und eindampft.

d. Eigenschaften. Es krystallisirt in ansehnlichen wasserhellen, schief rhombischen gestreiften Säulen, schmeckt fade salzig und kühlend bitterlich, verwittert an der Luft ziemlich schnell und zerfällt endlich ganz zu einem weissen Pulver, schmilzt in gelinder Wärme in seinem Krystallwasser, trocknet dann ein und kommt erst in der Glühhitze wieder in Fluss, ohne sich zu zersetzen. Es löst sich bei 0° erst in 20 Theilen, bei 15° aber schon in 3 Theilen, bei 33° sogar in kaum $\frac{1}{2}$ Theil Wasser, und von diesem Punkte nimmt mit steigender Temperatur die Löslichkeit fortwährend, aber langsam

ab; die Lösung reagirt neutral. Alkohol wirkt nicht darauf ein. Bei $+ 7$ bis $+ 12^\circ$ im Vacuo krystallisirt das Salz mit nur 8 Aeq. HO. Lässt man die wässrige Solution des schwefelsauren Natrons über $+ 33^\circ$ krystallisiren, so erhält man das Salz in wasserfreien Krystallen, welche an der Luft zu Pulver zerfallen, aber aus der entgegengesetzten Ursache, welche das Verwittern des wasserhaltigen Salzes bewirkt; sie nehmen nämlich dabei Wasser aus der Luft an.

e. Anwendung. Es wird vielfach benutzt, zur Darstellung des kohlensauren Natrons, des Glases, des essigsäuren Natrons aus dem rohen holzessigsäuren Kalk, in der Medicin.

Doppeltschwefelsaures Natron. $\text{Na}_2\text{O} + 2 \text{SO}_3 + \text{HO} = 1499,7$.
(In 100 Theilen: 25,81 NaO, 66,66 SO₃, 7,53 HO).

a. Entdeckung. Sie fällt mit der des vorigen Salzes zusammen.

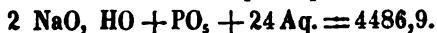
b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man erhält es als Nebenprodukt bei der Zerlegung des Kochsalzes oder Natronsalpeters mit Schwefelsäure, und zwar rein, wenn man auf 1 Aeq. dieser Salze 2 Aeq. Schwefelsäure anwendet. Zu seiner besondern Darstellung müssen 20 Theile krystallisirtes oder 9 Theile wasserfreies Glaubersalz mit 6 Theilen concentrirter Schwefelsäure versetzt werden. Will man Krystalle des sauren Salzes haben, so ist zu berücksichtigen, dass hier derselbe Umstand eintritt wie bei der Krystallisation des analogen Kalisalzes; zuerst nämlich schießt neutrales, und erst, wenn die Lauge bedeutend mehr als 2 Aeq. Säure enthält, saures Salz an.

d. Eigenschaften. Ein weisses krystallinisches Pulver oder 3 Aeq. (18%, P.c.) Krystallwasser enthaltende, vierseitige, lang zugespitzte Säulen von sehr saurem Geschmack; an der Luft zieht das Salz Feuchtigkeit an und zerfließt allmählig, zersetzt sich aber dabei gleichzeitig in neutrales Salz und freie Säure. Gegen Wasser verhält es sich wie das analoge Kalisalz, aber in der Wärme für sich zeigt es sich abweichend von diesem; wenn man es nämlich bis zum vollständigen Schmelzen erhitzt, so verliert es alles Wasser, noch bevor Schwefelsäure fortgegangen ist, und in stärkerer Hitze geht dann die Hälfte der Schwefelsäure wasserfrei über.

e. Anwendung. Wie das analoge Kalisalz; das geschmolzene oder wasserfreie Salz dient ausserdem auch noch zur Gewinnung der wasserfreien Schwefelsäure.

Phosphorsaures Natron (c-phosphorsaures Natron).



(In 100 Theilen: 17,26 NaO, 2,50 HO, 20,05 PO₅ und 60,19 Aq.)

a. Entdeckung. Hellot entdeckte dieses Salz 1737 im Harne. Seine wahre Constitution wurde erst 1834 von Graham ermittelt.

b. Vorkommen. Im Harne und andern thierischen Flüssigkeiten, auch in Pflanzentheilen.

c. Darstellung. Man erhält es durch Sättigen der reinen c-Phosphorsäure mit kohlensaurem Natron, oder durch Fällen der rohen (durch Zersetzen der weissgebrannten Knochen mit verdünnter Schwefelsäure abgeschiedenen) Phosphorsäure mit kohlensaurem Natron, Filtriren und Verdunsten.

d. Eigenschaften. Es krystallisirt in ansehnlichen, farblosen, schief rhombischen Säulen, schmeckt milde salzig, reagirt alkalisch, verwittert schnell an der Luft, schmilzt bei gelinder Wärme in seinem Krystallwasser, wird dann wieder fest und geräth im Glühen abermals in Fluss, wobei es auch das basische Aeq. Wasser verliert, und ist nun b-phosphorsaures Natron (welches in Wasser gelöst als $2 \text{NaO} + \text{PO}_5 + 10 \text{Aeq.}$ krystallisirt, ebenfalls alkalisch reagirt, aber das salpetersaure Silberoxyd nicht gelb, sondern weiss niederschlägt, siehe Phosphorsäure). Es löst sich in 4 Theilen kaltem und 2 Theilen heissem Wasser, nicht in Alkohol. Bei einer Temperatur über $+31^\circ$ krystallisirt es mit 16 Aeq. Wasser.

Versetzt man die Lösung des c-phosphorsauren Natrons mit Aetznatron und dampft ein, so erhält man dünne, luftbeständige, stark alkalische Säulen = $3 \text{NaO} + \text{PO}_5 + 24 \text{Aq.}$

Versetzt man die Lösung des c-phosphorsauren Natrons mit so viel Phosphorsäure, dass sie in Baryumchlorid keine Fällung mehr bewirkt, und dampft hierauf ein, so krystallisirt ein sehr leicht lösliches, sauer reagirendes Salz = $\text{NaO}, 2 \text{HO} + \text{PO}_5 + 2 \text{Aq.}$, welches bei 100° die 2 Aeq. Krystallwasser verliert, die 2 Aeq. basisches Wasser aber erst in höherer Temperatur abgibt. Es ist nun $\text{NaO} + \text{PO}_5$ oder a-phosphorsaures Natron, und gibt, wie das b-phosphorsaure Natron, mit salpetersaurem Silberoxyd einen weissen Niederschlag, der aber unter heissem Wasser zusammenschmilzt und sich im überschüssigen a-phosphorsauren Natron auflöst.

Das phosphorsaure Natron ist zuweilen mit kohlensaurem und schwefelsaurem Natron verunreinigt; im erstern Falle braust es mit

Säuren auf, im zweiten Falle gibt seine mit Salpetersäure übersättigte Lösung auf Zusatz von Barytsalzen eine weisse Trübung.

Zweifach-borsaures Natron (Borax). $\text{NaO} + 2 \text{BO}_3 + 10 \text{HO}$.
= 2384,6.

(In 100 Theilen: 16,23 NaO, 36,58 BO_3 und 47,19 HO).

a. Entdeckung. Der Borax war schon den Alten bekannt, der englische Chemiker Kirwan ermittelte aber erst in der zweiten Hälfte des vorigen Jahrh. seine Zusammensetzung.

b. Vorkommen. Er findet sich sparsam in Südamerika, vorzüglich aber in Asien (in China, Tibet, Indien, auch Ceylon), wo er durch Verdunsten gewisser Salzseen erhalten und von wo er als rohes Produkt zu uns gebracht wird.

c. Darstellung. Man reinigt den rohen Borax durch Auflösen in heissem Wasser, welches 1 Pc. Kalk enthält, um eine ihm anhängende fettige Materie zu entfernen, Filtriren, Zusatz von Chlorcalcium, um die fettige Materie vollständig niederzuschlagen, abermaliges Filtriren und Krystallisiren. In neuerer Zeit stellt man den Borax auch durch Sättigen der rohen toskanischen Borsäure mit Natron dar.

d. Eigenschaften. Der Borax krystallisirt in ansehnlichen, wasserhellen, schief rhombischen, zugespitzten Säulen, schmeckt süsslich, schwach alkalisch, reagirt alkalisch, verwittert etwas an der Luft, schmilzt in der Hitze in seinem Krystallwasser, blähet sich dann zu einer weissen schwammigen Masse (gebrannter Borax) auf, und schmilzt im Glühen zu einem in der Kälte klar bleibenden Glase, welches das wasserfreie Salz ist. Er löst sich in 12 Theilen kaltem und 2 Theilen kochendem Wasser, nicht in Alkohol. Lässt man eine heiss bereitete Lösung desselben zwischen $+ 56$ und 79° krystallisiren, so erhält man octaëdrische Krystalle, welche nur 5 Aeq. (30,8 Pc.) Wasser enthalten.

e. Anwendung. Der Borax dient zum Löthen, besonders von Gold- und Silberwaaren, indem er die Oberflächen der Metalle rein und oxydfrei erhält; ferner zu Löthrohrversuchen in der analytischen Chemie, auch zur Darstellung feiner Gläser, Glasuren, endlich zur Darstellung der Borsäure.

Das kiesel-saure Natron wird für sich nicht benutzt, ist aber, wie auch das kiesel-saure Kali, ein wesentlicher Bestandtheil des gemeinen Glases, worin es sich mit kiesel-saurem Kalk (in den Blei-

gläsern mit kieselurem Bleioxyd) verbunden befindet. Von dem Glase wird daher erst bei den Kalksalzen die Rede seyn.

Einfaeh - kohlensures Natron (Soda). $\text{NaO} + \text{CO}_2$
 $+ 10\text{HO} = 1787,2.$

(In 100 Theilen: 21,66 NaO, 15,38 CO₂, und 62,96 HO).

a. Entdeckung. Dieses Salz war schon sehr frühzeitig bekannt.

b. Vorkommen. Es findet sich natürlich als Auswitterung an Mauern, Felsen, auf der Dammerde, aufgelöst in einigen Seen, in Mineralwässern (jedoch hier mehr als doppelkohlensures Salz), mit kohlensurem Kalk verbunden im Gay-Lussit.

c. Darstellung. Früher gewann man es ausschliesslich durch Einäschern der Seestrand- und Seegewächse, und brachte das Produkt als rohe Soda und Barilla in den Handel, welche dann durch Auflösen und Krystallisiren gereinigt wurde. Jetzt stellt man es fast ausschliesslich aus dem schwefelsuren Natron dar. Dasselbe wird im wasserfreien Zustande zu 100 Theilen mit 100 Theilen kohlensuren Kalk und 50 Theilen Kohlenpulver geglühet, wobei, unter Entbindung von Kohlenoxydgas, kohlensures Natron und basisches Calciumsulphid $= 3 \text{CaS} + \text{CaO}$ erzeugt werden:
 $3(\text{NaO} + \text{SO}_2), 4(\text{CaO} + \text{CO}_2)$ und $13 \text{C} = 3(\text{NaO} + \text{CO}_2), 3 \text{CaS} + \text{CaO}$
 und 14 CO.

Beim Behandeln der erkalteten Masse mit Wasser bleibt das basische Calciumsulphid zurück, während sich das kohlensure Natron leicht auflöst; die Auflösung wird zur Krystallisation verdunstet.

d. Eigenschaften. Es bildet ansehnliche wasserhelle, schiefe rhombische Säulen, schmeckt kühlend laugenhaft, reagirt alkalisch, beschlägt an der Luft mit einem weissen Pulver und zerfällt nach und nach ganz; in der Hitze schmilzt es, wird nach Verdunsten des Krystallwassers fest, und geräth erst in der Glühhitze wieder in Fluss, ohne dabei eine Zersetzung zu erleiden. Es löst sich in 2 Theilen kaltem und weniger als 1 Theil heissem Wasser, nicht in Alkohol.

Es enthält häufig schwefelsures Natron; die mit Salzsäure übersättigte Lösung gibt dann mit Barytsalzen einen weissen Niederschlag,

Die Prüfung der käuflichen Soda auf ihren Gehalt an kohlensurem Natron wird ebenso ausgeführt, wie die der Potasche. 41,52 Gr. Kohlensäure entsprechen 100 Gr. wasserfreiem, und 15,38 Gr. Kohlensäure entsprechen 100 Gr. krystallirtem kohlensurem Natron.

Ferner sättigen 141,5 Gr. Weinsteinsäure 100 Gr. wasserfreies und 52,4 Gr. Weinsteinsäure 100 Gr. krystallisirtes kohlensaures Natron.

e. Anwendung. Zum Seifesieden, Bleichen, zur Glasfabrikation, in der Färberei, Kattendruckerei, Medicin, zur Darstellung chemischer Präparate.

Doppelt-kohlensaures Natron. $\text{NaO} + 2 \text{CO}_2 + \text{HO} = 1049,7$.
(In 100 Theilen: 36,88 NaO, 52,39 CO_2 und 10,73 HO).

a. Entdeckung. V. Rose zu Anfang dieses Jahrhunderts.

b. Vorkommen. Ist nur Kunsprodukt.

c. Darstellung. Es wird wie das analoge Kalisalz gewonnen. Gewöhnlich verfährt man auf die Weise, dass man das krystallisirte einfach-kohlensaure Natron verwittern lässt, und das lockere Salzpulver auf Sieben ausgebreitet in den Keller stellt, wo Wein oder Bier gährt. Zur vollständigen Reinigung wird das Salz mit kaltem Wasser abgewaschen und ohne Anwendung von Wärme getrocknet.

d. Eigenschaften. Ein schneeweisses krystallinisches Pulver von mildeesalzigem, hintennach kaum laugenhaftem Geschmack, sehr schwach alkalischer Reaction, luftbeständig, löst sich in 13 Theilen kaltem Wasser, krystallisirt bei gelindem Verdunsten der Lösung in schiefrhombischen Tafeln und verhält sich sonst wie das doppelt-kohlensaure Kali.

e. Anwendung. In der Medicin zu Brausepulvern.

In der Natur kommt an manchen Orten anderthalb-kohlensaures Natron $= 2 \text{NaO} + 3 \text{CO}_2 + 3 \text{HO}$ in Krystallen vor, welche den Namen Trona oder Urao führen. Die Länder, welche es liefern, sind Aegypten, Fezzan, Mexico; es entsteht dort durch Austrocknen kleiner Seen.

Haloidsalze des Natriums.

Natriumchlorid (Kochsalz). $\text{NaCl} = 730,9$.

(In 100 Theilen: 39,29 Na und 60,71 Cl).

a. Entdeckung. Es ist schon seit den ältesten Zeiten bekannt.

b. Vorkommen. Das Kochsalz ist das verbreitetste aller auflöselichen Salze, findet sich in beträchtlicher Menge als Steinsalz in Würfeln und krystallinischen Massen von weisser oder, in Folge verschiedener Beimischungen, grauer, röthlicher, bläulicher Farbe; ferner aufgelöst im Meer-, Fluss- und Quellwasser, in den Salzsoolen, ferner in allen Pflanzen und Thieren.

c. Darstellung. Aus dem Meerwasser und den Salzsoolen gewinnt man es durch Verdunsten und Krystallisiren. Das Meerwasser leitet man zu diesem Behufe in grosse, flache, vor den Fluthen geschützte Bassins und überlässt die Verdunstung der Einwirkung der Sonne und Luft. Die Salzsoolen werden, wenn sie weniger als 25 Pc. Salz enthalten, ebenfalls erst der Luft ausgesetzt, indem man sie an Wänden aus Dornesträuch herablaufen lässt (gradirt) und dann erst in eisernen Pfannen weiter einengt; das dabei herauskrystallisirte Salz wird herausgenommen, getrocknet und in den Handel gebracht. Chemisch rein erhält man es, wenn man das käufliche Kochsalz, welches als wesentliche Verunreinigungen Eisenoxyd, Magnesia, Kalk und Schwefelsäure enthält, in Wasser auflöst, die Lösung mit Kalkhydrat einige Tage digerirt, wodurch Eisenoxyd und Magnesia ausgeschieden werden, dann filtrirt, die Schwefelsäure mit Baryumchlorid fällt, hierauf das Filtrat zur Entfernung des Kalks und überschüssig zugesetzten Baryts mit kohlensaurem Natron versetzt, wieder filtrirt, das überschüssig zugesetzte kohlen saure Natron mit Salzsäure abstumpft und die Flüssigkeit zur Trockne verdunstet.

d. Eigenschaften. Bei langsamem Verdunsten krystallisirt das Kochsalz in farblosen, wasserfreien Würfeln; es schmeckt eigenthümlich salzig, hat ein spec. Gewicht von 1,893 bis 2,03, ist luftbeständig (nur das unreine wird an der Luft feucht), verknistert in der Hitze, schmilzt in der Rothglühhitze, verflüchtigt sich langsam in noch höherer Temperatur, löst sich bei jeder Temperatur zwischen 0° und 100° in 2,8 Theilen Wasser (100 Theile Wasser nehmen 36 Theile Salz auf, und 100 Theile dieser Solution enthalten 26 $\frac{1}{2}$ Theile Salz), auch in wässrigem Weingeist, spurweise in absolutem Alkohol. Setzt man concentrirte Kochsalzlösung einer niedrigen Temperatur aus, so schießt ein Salz mit 6 Aeq. Wasser an.

e. Anwendung. Allgemein bekannt ist der Gebrauch des Kochsalzes als Nahrungsmittel; zum Einsalzen; es dient ferner zur Bereitung der Salzsäure, des Glaubersalzes, Salmiaks, zur Amalgamation silberhaltiger Erze, zur Glasur irdener Waaren, zur Chlorbereitung, in der Weissgerberei, Seifensiederei, in der Landwirthschaft etc.

Die übrigen Haloidsalze des Natriums haben kein näheres Interesse.

Natrium und Schwefel.

Im Allgemeinen gilt hier dasselbe wie beim Kalium, d. h. es

gibt ebenso viele Verbindungsstufen des Natriums mit dem Schwefel, wie des Kaliums, die auch ebenso bereitet werden und sich ganz ähnlich verhalten.

Kennzeichen der Natriumsalze.

Sie sind farblos, wenn die Säure nicht gefärbt ist, enthalten häufig viel Krystallwasser und verwittern dann an der Luft.

Von den Kaliumsalzen unterscheiden sie sich dadurch, dass sie von den dort aufgeführten Reagentien nicht getrübt werden. Dagegen werden ihre nicht zu verdünnten, nicht sauren Lösungen durch eine Auflösung des antimon-sauren Kalis gefällt; der Niederschlag ist weiss, fein pulverig. — Vor dem Löthrohr färben die Natriumsalze die äussere Flamme stark gelb; auch wenn viel Kali zugegen ist.

3. Lithium. $\text{Li} = 7,00$.

A. Entdeckung. Arrédon entdeckte 1817 das Oxyd dieses Metalls, und Davy stellte daraus 1818 das Metall dar. — Seinen Namen hat es von $\lambda\iota\theta\omicron\varsigma$ (Stein), weil es nur im Mineralreiche vorkommt.

B. Vorkommen. Es findet sich als Oxyd an Säuren gebunden, an Kieselsäure im Petalit, Spodumen, Turmalin, Lepidolith etc., an Phosphorsäure im Amblygonit, Triphynit, ferner in mehreren Mineralwässern (zu Eger, Karlsbad, Pyrmont etc.), ist jedoch im Ganzen nur gering in der Natur verbreitet.

C. Darstellung. Durch Zersetzen des Lithionhydrats auf elektrischem Wege, wie das Kalium.

d. Eigenschaften. Es steht dem Natrium in seinen Eigenschaften am nächsten.

e. Anwendung. Seine grosse Seltenheit gestattet keine Anwendung.

f. Verbindungen. Mit dem Sauerstoffe bildet das Lithium nur ein Oxyd, das Lithion $= \text{LiO} + \text{HO}$, welches dem Kali und Natrium ähnlich ist, sich aber in Wasser nicht so leicht auflöst und an der Luft nicht feucht wird. — Das schwefelsaure Lithion $= \text{LiO} + \text{SO}_3 + \text{HO}$ bildet farblose rhombische Tafeln, schmeckt ähnlich wie das schwefelsaure Natrium und löst sich leicht in Wasser. Das kohlensaure Lithion $= \text{LiO} + \text{CO}_2$ ist ein weisses

lockeres, alkalisches Pulver, das sich erst in 120 Theilen Wasser auflöst. — Das Lithiumchlorid = LiCl ist ein sehr zerfließliches, dem Kochsalze ähnlich schmeckendes Salz, dessen geistige Lösung mit karminrother Flamme brennt.

Vor dem Löthrohre geben sich die Verbindungen des Lithiums im Allgemeinen dadurch zu erkennen, dass sie, besonders nach dem Zusatz von doppelt-schwefelsaurem Kali, die äussere Flamme roth färben.

Anhang zu den Metallen der reinen Alkalien.

4. Ammonium. $\text{NH}_4 = 225,0$.

(In 100 Theilen: 77,77 N und 22,23 H).

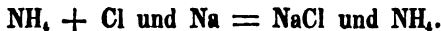
a. Entdeckung. Im Jahre 1809 wurde daselbe in Verbindung mit Quecksilber gleichzeitig von Berzelius, Pontin und Seebeck erhalten.

b. Vorkommen. Wie das Ammoniak (S. 115).

c. Darstellung. Man übergiesst Quecksilber mit concentrirter Aetzammoniakflüssigkeit und leitet den negativen Pol einer kräftigen elektrischen Säule in das Quecksilber und den positiven Pol in das Ammoniak. Das letztere zerfällt dabei in Stickstoff und Ammonium:



und das Ammonium tritt an das Quecksilber, welches dadurch zu einem schwarzgrauen voluminösen Brei anschwillt. Leichter erhält man diesen Körper, wenn man in eine Auflösung von Ammoniumchlorid (Salmiak) Natriumamalgam bringt; hierbei entsteht gleichzeitig Natriumchlorid (Kochsalz):



d. Eigenschaften. Eine schwarzgraue, äusserst voluminöse breiartige Masse von Metallglanz, zersetzt sich rasch wieder unter Entwicklung von Ammoniak und Wasserstoff und Zurücklassung von metallischem Quecksilber.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. In seiner Verbindungsfähigkeit mit andern Stoffen steht das Ammonium den übrigen Alkalimetallen nicht nach.

Ammonium und Sauerstoff.

Wenn Ammoniak = NH_3 mit wässrigen Sauerstoffsäuren zu-

sammenkommt, so enthalten die daraus hervorgehenden Salze, ausser dem Ammoniak und der Sauerstoffsäure, stets noch 1 Aeq. Wasser, welches man denselben ohne sie zu zerstören, nicht entziehen kann.

Dieses eine 1 Aeq. Wasser macht also einen zur Existenz dieser Salze unentbehrlichen Bestandtheil aus, und da es mit 1 Aeq. Ammoniak genau so viel ausmacht als 1 Aeq. Ammonium und 1 Aeq. Sauerstoff, so betrachtet man mit Recht das Ammoniak und Wasser in jenen Salzen zusammen als das Oxyd des Metalls Ammonium und schreibt nicht $\text{NH}_3 + \text{HO}$ sondern NH_3O . Dieses Ammoniumoxyd tritt dadurch in die Reihe der übrigen Metalloxyde; es schliesst sich zunächst an die Oxyde der leichten Metalle Kalium, Natrium, Lithium und seine Salze entsprechen ganz denen dieser Oxyde d. h. der Alkalien. Im isolirten Zustande ist das Ammoniumoxyd jedoch nicht bekannt; wir können aber mit Grund annehmen, dass dasselbe sich stets erzeugt, wenn Ammoniak mit Wasser in Berührung tritt. Demnach würde die wässrige Auflösung des Ammoniakgases als eine Auflösung des Ammoniumoxyds betrachtet werden müssen.

Es gibt allerdings auch Verbindungen des Ammoniaks mit Sauerstoffsäuren, welche das zur Bildung des Ammoniumoxyds erforderliche Wasser nicht enthalten; sie entstehen bei der Zusammenkunft von trockenem Ammoniakgas mit wasserfreien Sauerstoffsäuren, unterscheiden sich aber wesentlich von den Ammoniumoxydsalzen, und werden erst durch die Wasseraufnahme diesen gleich. So z. B. gibt es eine Verbindung $= \text{NH}_3 + \text{SO}_3$, welche durch Einleiten von trockenem Ammoniakgas in wasserfreie Schwefelsäure entsteht, und deren frisch bereitete wässrige Lösung durch Barytsalze nicht gefällt wird; erst wenn diese Lösung längere Zeit gestanden hat oder wenn sie gekocht worden, zeigen Barytsalze die Schwefelsäure darin an, denn die Verbindung ist nun erst ein schwefelsaures Salz (schwefelsaures Ammoniumoxyd).

Sauerstoffsalze des Ammoniumoxyds. (Sogenannte Ammoniaksalze).

Salpetersaures Ammoniumoxyd. (Flammender oder knallender Salpeter). $\text{NH}_3\text{O} + \text{NO}_3 = 1000,0$.

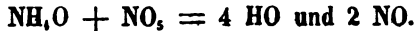
(In 100 Theilen: 32,5 NH_3O und 67,5 NO_3).

a. Entdeckung. Glauber entdeckte dieses Salz im 17. Jahrhundert.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man sättigt Salpetersäure mit reinem oder kohlenurem Ammoniak und verdunstet zur Krystallisation.

d. Eigenschaften. Es bildet farblose, lange, gestreifte, biegsame Säulen, schmeckt scharf salzig und kühlend, schmilzt leicht in der Hitze und zerfällt bei etwas höherer Temperatur, wenn die Luft abgehalten ist (z. B. in einer Retorte), in Wasser und Stickstoffoxydul:



Geschieht das Erhitzen des Salzes an offener Luft, so bricht es mitunter in Flamme aus, indem dann der Wasserstoff auf Kosten des Sauerstoffs der Luft zu Wasser verbrennt, während der Stickstoff mit dem Sauerstoff des Salzes und der Luft Untersalpetersäure bildet, welche in braungelben Dämpfen auftritt. Auf glühenden Kohlen bewirkt es eine lebhaftere Verpuffung. Beim Liegen an der Luft zerfließt das Salz; es löst sich sehr leicht in Wasser und Weingeist, und diese Solutionen reagiren sauer.

e. Anwendung. Zur Darstellung des Stickstoffoxyduls; auch bedient man sich seiner zuweilen als kräftigen Oxydationsmittels für organische Substanzen.

Schwefelsaures Ammoniumoxyd (Glauber's geheimes Salmiak). $\text{NH}_4\text{O} + \text{SO}_3 = 825$.

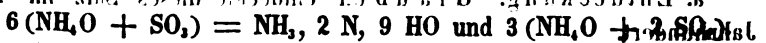
(In 100 Theilen: 39,39 NH_4O und 60,61 SO_3).

a. Entdeckung. Glauber im 17. Jahrhundert.

b. Vorkommen. Es findet sich in geringer Menge am Aetna und Vesuv, und heisst dann Mascagnin.

c. Darstellung. Man sättigt Schwefelsäure mit reinem oder kohlenurem Ammoniak, und verdunstet zur Krystallisation; im Grossen wendet man zu diesem Zwecke das flüssige rohe kohlenure Ammoniak (den Hirschhorngeist) an, oder man verlegt das letztere durch Gyps, in diesen beiden Fällen muss aber das gewonnene Salz zur Entfernung des brenzlichen Oeles gelinde geröstet und unkrySTALLISIRT werden.

d. Eigenschaften. Es bildet farblose, gerade rhombische Säulen, schmeckt bitter und scharf salzig; ist luftbeständig, schmilzt in der Hitze und zerfällt sich dann in Ammoniak, Stickstoff, Wasser und zweifach-schwefeligsaureres Ammoniumoxyd, welches als Sublimat erhalten wird.



Es löst sich in 2 Theilen kaltem und 1 Theil kochendem Was-

ser, die Auflösung reagirt spurweise sauer; Alkohol löst nichts davon auf.

e. Anwendung. Es dient zur Darstellung des Salmiaks, Salmiakgeistes, kohlelsauren Ammoniaks, Ammoniakalauns.

Phosphorsaures Ammoniumoxyd. $2 \text{NH}_3 \cdot \text{HO} + \text{PO}_5 = 1652,5$.
(In 100 Theilen: 39,32 NH_3 , 6,80 HO und 53,88 PO_5).

a. Entdeckung. Mitscherlich ermittelte zuerst die Constitution dieses Salzes.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man übersättigt liquide Phosphorsäure mit reinem oder kohlelsaurem Ammoniak und lässt gelinde verdunsten.

d. Eigenschaften. Farblose Krystalle von schwach alkalischer Reaction, leicht löslich in Wasser; kocht man diese Lösung, so entweicht die Hälfte Ammoniak, und beim Abdampfen schiessen grosse Krystalle eines sauren Salzes $= \text{NH}_3 \cdot \text{O}, 2 \text{HO} + \text{PO}_5$ an, welche sich erst in 5 Theilen kalten Wassers auflösen. Erhitzt man dieses saure Salz weiter bis zum Glühen, so hinterbleibt glasige Phosphorsäure $= \text{PO}_5 + \text{HO}$.

e. Anwendung. Es dient zur Darstellung der glasigen Phosphorsäure (man sehe den Artikel: Phosphorsäure).

Phosphorsaures Ammoniumoxyd-Natron (Microcosmisches Salz, Harnsalz). $\text{NaO}, \text{NH}_3 \cdot \text{O}, \text{HO} + \text{PO}_5 + 8 \text{Aq.} = 2622,7$.
(In 100 Theilen: 14,76 NaO , 12,34 $\text{NH}_3 \cdot \text{O}$, 4,28 HO , 34,31 PO_5 und 34,31 Aq.).

a. Entdeckung. Die Constitution dieses Salzes wurde von Mitscherlich festgestellt.

b. Vorkommen. Es findet sich im Harn, aber erst, wenn derselbe einige Zeit gestanden hat, in Folge dessen das inzwischen durch Zersetzung des Harnstoffs erzeugte Ammoniak auf das vorhandene phosphorsaure Natron einwirkte.

c. Darstellung. Man theilt eine beliebige Menge reiner liquider Phosphorsäure in 2 Theile, sättigt die eine Hälfte mit Natron, die andere mit Ammoniak, giesst beide Flüssigkeiten zusammen und verdunstet; die Mutterlauge, aus der eine Portion Salz angeschossen ist, muss vor dem weitem Verdunsten erst immer wieder mit Ammoniak versetzt werden, weil sie sonst keine Krystalle mehr liefert.

d. Eigenschaften. Es krystallisirt in ansehnlichen, wasser-

hellen, schiefe rhombische Tafeln, schmeckt stechend, kühlend salzig, etwas ammoniakalisch, verwittert etwas an warmer Luft, schmilzt in der Hitze und hinterlässt in der Glühhitze ein klares farbloses Glas von $\text{NaO} + \text{PO}_5$. Es löst sich in 6 Theilen kaltem und gleichen Theilen kochendem Wasser, nicht in Alkohol, reagirt alkalisch.

e. Anwendung. Zu Löthrohrversuchen wie der Borax.

Anderthalb-kohlensaures Ammoniumoxyd (Hirschhornsalz). $2 \text{NH}_3\text{O} + 3 \text{CO}_2 = 1475,6$.

(In 100 Theilen: 44,06 NH_3O und 55,94 CO_2).

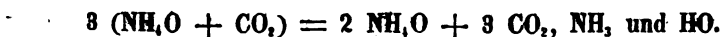
a. Entdeckung. Dieses Salz war wahrscheinlich schon den Arabern im 8. Jahrhundert bekannt; R. Lull erwähnt des flüssigen aus dem Harne, Basil. Valentinus bereitete es durch Zerlegen des Salmiaks mit Potasche, Neumann und Duhamel mit Kreide.

b. Vorkommen. Es findet sich in geringer Menge (kaum zu 1 Milliontheil) in der Atmosphäre, in grösserer Menge in der Nähe von Abritten, Viehställen etc.

c. Darstellung. Es bildet sich bei der Fäulniss und trocknen Destillation stickstoffhaltiger organischer Körper. Lässt man Harn längere Zeit stehen, so verwandelt sich der Harnstoff in kohlensaures Ammoniumoxyd, das man durch Destillation gewinnen kann. Im rohen Zustande erhält man es ferner neben andern Produkten (Wasser, brenzlichem Oel, Gasen etc.) durch trockne Destillation von Steinkohlen, besonders aber von Knochen, Hörnern und andern stickstoffhaltigen thierischen Körpern, wobei es theils als wässrige Solution (sog. Hirschhorngeist), theils als festes Sublimat übergeht. Letzteres wird, mit Kohlenpulver und Kreide vermischt, noch einmal umsublimirt. Das reine Salz bereitet man durch Sublimation eines Gemenges von Salmiak und Kreide, was in irdenen oder gusseisernen Retorten mit Vorlagen von Steingut geschieht. Die Zersetzung geht nach folgender Formel vor sich:



Das gebildete Calciumchlorid bleibt in den Retorten zurück, das einfach kohlensaure Ammoniumoxyd zerlegt sich aber sogleich in anderthalbsaures Salz, Ammoniak und Wasser. Das frei auftretende Ammoniak entweicht in die Luft.



d. Eigenschaften. Das rohe Salz stellt eine gelbbraune Flüssigkeit oder in festem Zustande gelblichweisse krystallinische

Massen von ammoniakalischem und zugleich brenzlichem Thierölgeruche dar. Das reine Salz bildet feste weisse Massen von rein ammoniakalischem Geruche und Geschmacke, ist schon bei gewöhnlicher Temperatur flüchtig, zerfällt aber dabei erst, unter Entwicklung von einfach kohlen saurem Ammoniak, zu Pulver, während das zurückgebliebene doppelkohlen saure Ammoniumoxyd weit langsamer fortgeht.



Es löst sich in 2 Theilen kaltem, in weniger als gleichen Theilen heissem Wasser, nicht in Weingeist. Wenn es nicht sorgfältig vor dem Zutritte der Luft verwahrt wird, so verwandelt es sich unter beträchtlichem Verluste in zweifach-kohlen saures Salz (s. oben), und löst sich nun erst in 8 Theilen Wasser.

e. Anwendung. Es dient zur Darstellung des Salmiaks, des Ammoniakalauns, als Heilmittel, Düngmittel; in der Feinbäckerei zum Auftreiben des Teiges.

Haloidsalze des Ammoniums.

Von diesen verdient hier erwähnt zu werden das

Ammoniumchlorid (Salmiak). $\text{NH}_3 + \text{Cl} = 668,7.$

(In 100 Theilen: 33,64 NH_3 und 66,36 Cl).

a. Entdeckung. Der Salmiak ist schon sehr lange bekannt.

b. Vorkommen. Er findet sich fertiggebildet in Vulkanen verschiedener Länder (Italien, Sicilien, im Innern der Tatarei).

c. Darstellung. Salmiak erzeugt sich unmittelbar durch Zusammentreten von trockenem Ammoniakgas und Chlorwasserstoffgas. Früher erhielt man den Salmiak nur aus Aegypten, wo er durch Sublimation des Russes von verbranntem Kameelmiste bereitet wurde, aber seit Mitte des 18. Jahrhunderts stellt man ihn in Europa fabrikmässig dar. Als Hauptmaterial dazu dient das rohe kohlen saure Ammoniak, welches durch Destillation von faulem Harn, Steinkohlen, Knochen etc. gewonnen wird; man sättigt dasselbe mit Salzsäure, verdampft zur Trockne und sublimirt die Salzmasse in gläsernen, gusseisernen, irdenen oder steinernen Geräthen, welche mit Deckeln von derselben Masse, die oben ein Loch haben, versehen sind. Auch verwandelt man an mehreren Orten das kohlen saure Ammoniak durch Berührung mit Gyps und Wasser erst in schwefelsaures Ammoniak, verdunstet diess zur Trockne, vermengt es mit gleichen Theilen

Kochsalz und sublimirt das Gemenge, wobei schwefelsaures Natron zurückbleibt.



d. Eigenschaften. Der Salmiak kommt im Handel in weissen, durchscheinenden, stänglich krystallinischen, zähen, concav-convexen Kuchen vor, krystallisirt aus seiner Lösung in Octaedern, welche meist federartig aneinander gereiht sind, schmeckt scharf, stechend salzig, urinös, verflüchtigt sich in der Hitze, ohne vorher zu schmelzen, hat ein spec. Gewicht von 1,5, löst sich in 2,7 Theilen kaltem und in gleichen Theilen heissem Wasser, schwer in Weingeist, die Lösungen reagiren schwach sauer. — Wenn er röthlich gefärbt ist, so enthält er Eisen.

e. Anwendung. Zur Darstellung des Ammoniakliquors, des kohlsauren Ammoniaks, zum Löthen und Verzinnen; in der Medicin, Färberei und Kattundruckerei.

Ammonium und Schwefel.

Man kennt mehrere Verbindungen des Ammoniums mit Schwefel. Bringt man 2 Volumina Ammoniakgas und 1 Volumen Schwefelwasserstoffgas mit einander in Berührung und kühlt stark ab, so erhält man farblose sehr flüchtige Krystallnadeln = NH_4S , welche sich aber bald zersetzen und die Hälfte ihres Ammoniaks verlieren, wodurch der Körper $\text{NH}_4\text{S} + \text{HS}$ entsteht.

Der Körper $\text{NH}_4\text{S} + \text{HS}$ entsteht daher auch, wenn gleiche Volumina Ammoniak und Schwefelwasserstoff zusammen treten. Er bildet sich ferner beim Faulen stickstoff- und schwefelhaltiger thierischer Materien, also in Abtritten, Kloaken. Im flüssigen, wässrigen Zustande — Ammoniumsulphid, Schwefelammonium oder Ammoniumsulphhydrat genannt — bereitet man ihn durch Einleiten von Schwefelwasserstoffgas in Ammoniakliquor bis zur Sättigung (bis eine Auflösung von schwefelsaurer Magnesia nicht mehr dadurch getrübt wird). — Es ist eine farblose, hepatisch und zugleich ammoniakalisch riechende und schmeckende Flüssigkeit. An der Luft bildet sie einen weissen Rauch, welcher dadurch hervor gebracht wird, dass der Sauerstoff der Luft das Ammonium zu Ammoniumoxyd und den Wasserstoff des Schwefelwasserstoffs zu Wasser oxydirt, in Folge dessen der Schwefel in dem Ammoniak- und Wasserdunste als ein feiner Staub auftritt. Auf die Flüssigkeit selbst wirkt der atmosphärische Sauerstoff ebenso ein, es entweicht Ammoniak, aber der in Freiheit gesetzte Schwefel löst sich in der übr-

gen Flüssigkeit zu höhern Schwefelungsstufen auf, und ertheilt ihr dabei zugleich eine gelbe Farbe. Aus diesem Grunde fängt das Präparat bald nach seiner Bereitung an, sich gelb zu färben, wenn das Glas zuweilen geöffnet wird. — Man bedient sich desselben als eines wichtigen Reagens auf Metalle; die Flüssigkeiten, denen es zugesetzt wird, dürfen aber nicht sauer reagiren.

Unter dem Namen Boyle's rauchender Geist war früher ein Gemisch mehrerer Schwefelungsstufen des Ammoniums als tief gelbe, fast öartige, stinkende, an der Luft stark rauchende Flüssigkeit im Gebrauche, welche durch Destillation von Salmiak und Mehrfach-Schwefelkalium, oder Salmiak, Kalk und Schwefel erhalten wurde.

Kennzeichen der Ammoniumsalze.

Beim Zusammenbringen mit einem der übrigen reinen Alkalien oder mit einer alkalischen Erde entbinden sie Ammoniak, welches an seinem charakteristischen Geruche zu erkennen ist; Spuren von Ammoniak geben sich an den weissen Nebeln kund, welche entstehen, wenn man über die Probe einen mit Essigsäure befeuchteten Glasstab hält. Platinchlorid erzeugt in den Auflösungen der Ammoniaksalze einen ähnlichen gelben Niederschlag wie in denen der Kalisalze; derselbe entwickelt aber mit Kali oder Kalk einen Geruch nach Ammoniak, und hinterlässt beim Glühen für sich reines metallisches Platin.

Zweiter Abschnitt.

Die Metalle der alkalischen Erden.

1. Baryum. Ba = 856,3.

a. Entdeckung. Das Oxyd dieses Metalls wurde 1774 von Scheele entdeckt; Davy stellte 1807 daraus das Metall dar. — Sein Name ist abgeleitet von βαρυς (schwer), weil die Verbindungen des Baryums sich vor denen der übrigen leichten Metalle durch ein bedeutendes spec. Gewicht auszeichnen.

b. Vorkommen. Es findet sich in der Natur stets oxydirt und an Säuren gebunden, aber nicht sehr häufig, hauptsächlich als schwe-

felsaures Salz (Schwerspath), dann als kohlen-saures Salz, endlich als Bestandtheil von ein paar Silicaten.

c. Darstellung. Aufelektrischem Wege wie das Kalium oder auch durch Hinnüberleiten von Kaliumdämpfen über glühenden Baryt.

d. Eigenschaften. Es ist silberweiss, glänzend, etwas dehnbar, schwerer als Schwefelsäure, schmilzt noch vor dem Rothglühen, verflüchtigt sich nicht. An der Luft oxydirt es sich rasch, das Wasser wird davon schon in der Kälte zersetzt.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. In seinen Verwandtschaftsäusserungen steht das Baryum den Metallen der reinen Alkalien am nächsten.

Baryum und Sauerstoff.

Man kennt zwei Oxydationstufen des Baryums:

1. Baryumoxyd BaO .
2. Baryumsuperoxyd BaO_2 .

Baryumoxyd (Baryt). $BaO = 956,3$.

(In 100 Theilen: 89,54 Ba und 10,46 O).

a. Entdeckung. Scheele 1774.

b. Vorkommen. Siehe Baryum.

c. Darstellung. Wasserfrei wird der Baryt erhalten durch starkes Glühen von salpetersaurem oder kohlen-saurem Baryt; die Zersetzung des letztern erfolgt leichter, wenn man ihm Kohlenpulver hinzusetzt. — Den wasserhaltigen Baryt bereitet man durch Erhitzen von 2 Theilen salpetersaurem Baryt und einem Theil Eisenfeile, bis die Masse sich nicht mehr aufblähet, Auskochen der erkalteten und gepulverten Masse mit Wasser, Filtriren und Krystallisiren; die nach der ersten Krystallisation gebliebene Mutterlauge muss in einer Retorte weiter verdunstet werden. Oder man verwandelt den schwefel-sauren Baryt durch Glühen mit Kohle in Schwefelbaryum, kocht die Masse mit Wasser, setzt Kupferoxyd oder Kupferhammerschlag so lange hinzu, bis eine abfiltrirte Probe durch Kupfervitriollösung nicht mehr schwarz sondern blassblau gefällt wird, filtrirt dann und lässt krystallisiren.

d. Eigenschaften. Der wasserfreie Baryt ist ein grauweisses Pulver von 4,0 spec. Gewichte, stark alkalischem Geschmacke, schmilzt nur in der Hitze des Knallgasgebläses; er erhitzt sich beim Bespren-gen mit Wasser sehr stark und verwandelt sich in feines weisses

Pulver von Barythydrat = $BaO + HO$ (mit 8,94 Proc. Wasser), welches in der Rothglühhitze schmilzt, ohne sein Wasser wieder abzugeben. Der krystallisirte Baryt enthält, ausser diesem 1 Aeq. Hydratwasser, noch 8 Aeq. Krystallwasser ($45\frac{1}{2}$ Proc.), welche in der Wärme ausgetrieben werden können, erscheint in wasserhellen Tafeln und Säulen, verwittert an der Luft und geht zum Theil in kohlen-sauren Baryt über; löst sich in 20 Theilen kalten und 2 Theilen heissen Wassers, auch etwas in Weingeist, die Lösungen reagiren stark alkalisch und ziehen an der Luft rasch Kohlensäure an. Der reine Baryt und alle löslichen Barytsalze wirken giftig. (Gegenmittel: schwefelsaures Natron oder Bittersalz).

e. Anwendung. Zur Erkennung und Abscheidung der Schwefelsäure bei Analysen.

f. Verbindungen. Die wichtigsten Salze des Baryts folgen weiter unten.

Barymsuperoxyd. $BaO_2 = 1056,3$.

(In 100 Theilen: 81,06 Ba und 18,94 O).

a. Entdeckung. Gay-Lussac und Thénard 1808.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Es bildet sich beim Verbrennen des Baryums in überschüssigem Sauerstoffgas; ferner beim Erhitzen des Baryts auf $3 - 400^\circ$ in einem Strome von trockenem Sauerstoffgas; oder durch Behandeln von glühendem Baryt mit chloresurem Kali und Auswaschen der Masse mit Wasser.

d. Eigenschaften. Das nach den beiden ersten Methoden erhaltene Präparat ist wasserfrei, grauweiss, das nach letzterer Methode erhaltene ist ein weisses Hydrat mit 6 Aeq. (39 Proc.) Wasser, in welches auch das wasserfreie Superoxyd bei Berührung mit Wasser leicht übergeht. Es löst sich wenig in kaltem Wasser; von kochendem wird es in Baryt und Sauerstoff zerlegt.

e. Anwendung. In neuerer Zeit hat man die Darstellung dieses Körpers empfohlen, um sich den atmosphärischen Sauerstoff in concentrirter Form und in grösserer verfügbarer Menge zu verschaffen.

Sauerstoffsalze des Baryts.

Salpetersaurer Baryt. $BaO + NO_2 = 1631,3$.

(In 100 Theilen: 58,62 BaO und 41,38 NO_2).

a. Entdeckung. Scheele 1775.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man löst kohleensauren Baryt oder Baryumsulphid in verdünnter Salpetersäure und befördert die Solution zur Krystallisation.

d. Eigenschaften. Das Salz bildet wasserfreie, farblose, luftbeständige Octaëder und Tetraëder, schmeckt scharf, bitterlich, löst sich in 14 Theilen kaltem und in 3 Theilen kochendem Wasser, auch etwas in Weingeist, nicht in concentrirter Salpetersäure, reagirt neutral. Durch Glühen für sich verliert er langsam seine Säure und hinterlässt reinen Baryt.

e. Anwendung. Als Reagens auf Schwefelsäure.

Chlorsaurer Baryt. $BaO + ClO_2 + HO = 2012,5$.

(In 100 Theilen: 47,51 BaO, 46,89 ClO₂ und 5,60 HO).

a. Entdeckung. Gay-Lussac 1814.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Chlorsaurer Baryt entsteht, wenn man Chlor in heisses Barytwasser leitet; da aber das gleichzeitig gebildete Baryumchlorid nicht davon getrennt werden kann, so sättigt man besser aus chlorsaurem Kali abgeschiedene Chlorsäure mit Barythydrat und verdunstet; oder man löst chlorsaures Kali und schwefelsaures Ammoniak zusammen in Wasser auf, verdunstet im Wasserbade zum Brei, zieht das chlorsaure Ammoniak mit Weingeist aus, destillirt den letztern wieder ab und zersetzt das chlorsaure Ammoniak mit Aetzbaryt.

d. Eigenschaften. Er krystallisirt in farblosen vierseitigen Säulen, schmeckt herbe, stechend, verpufft stark auf Kohlen, löst sich in 4 Theilen kaltem, leichter in heissem Wasser.

e. Anwendung. In der Feuerwerkerei zur Erzeugung eines schönen grünen Feuers.

Schwefelsaurer Baryt. (Schwerspath.) $BaO + SO_3 = 1456,3$.

(In 100 Theilen: 65,65 BaO und 34,35 SO₃).

a. Entdeckung. Gahn ermittelte 1775 die Natur dieser Verbindung.

b. Vorkommen. Er ist die am häufigsten vorkommende Barytverbindung und findet sich zuweilen in ziemlich grossen Lagern krystallisirt.

c. Darstellung. Künstlich erhält man ihn durch Fällen eines

auflöslichen Barytsalzes mit Schwefelsäure oder einem auflösliehen schwefelsauren Salze.

d. Eigenschaften. Der natürliche Schwerspath findet sich **derb und krystallisirt in rhombischen Pyramiden, Tafeln, farblos oder durch Metalloxyde, besonders Eisenoxyd, gefärbt, hat ein spec. Gew. von 4,4; der künstliche ist ein weisses Pulver. Er schmilzt in der Glühhitze, ist in Wasser und allen verdünnten Säuren unlöslich.**

e. Anwendung. Zur Bereitung aller Barytpräparate; zur Verfälschung des Bleiweiss; zur Fabrikation einiger Arten Steinzeug und Glas.

Kohlensaurer Baryt (Withernit). $BaO + CO_2 = 1231,3$.
(In 100 Theilen: 77,66 BaO und 22,34 CO_2).

a. Entdeckung. Withering 1783.

b. Vorkommen. Er findet sich besonders in England, dann in Steiermark, Ungarn, Salzburg, Sibirien.

c. Darstellung. Künstlich bereitet man ihn durch Fällen eines auflösliehen Barytsalzes mit kohlensaurem Alkali, am besten mit kohlensaurem Ammoniak.

d. Eigenschaften. Der natürliche kohlensäure Baryt krystallisirt in rhombischen Säulen, ist weiss oder durch fremdartige Materien gefärbt, hat ein spec. Gewicht von 4,3—4,4; der künstliche ist ein weisses Pulver. Er schmilzt in der Weissglühhitze unter Abgabe seiner Kohlensäure, löst sich nicht in Wasser, leicht in verdünnten Säuren.

e. Anwendung. Zur Darstellung der Barytpräparate; in England als Ratten- und Mäusegift.

Haloidsalze des Baryums.

Baryumchlorid. $BaCl + 2 HO = 1525,0$.
(In 100 Theilen: 56,15 Ba, 29,09 Cl und 14,76 HO).

a. Entdeckung. ?

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man löst kohlensauren Baryt oder Baryumsulphid in verdünnter Salzsäure auf und verdunstet zur Krystallisation.

d. Eigenschaften. Es bildet wasserhelle rhombische Tafeln, ist luftbeständig, schmeckt scharf salzig, verliert in der Wärme sein Wasser, schmilzt im Rothglühen ohne Zersetzung, löst sich in $2\frac{1}{2}$.

Theilen kaltem und $1\frac{1}{2}$ Theilen kochendem Wasser, nicht in absolutem Alkohol, reagirt neutral. — Enthält es Eisen, so färbt es sich beim Glühen röthlich.

e. Anwendung. Als Reagens auf Schwefelsäure, auch als innerliches Arzneimittel.

Baryum und Schwefel.

Baryumsulphid. $BaS = 1056,3$.

(In 100 Theilen: 81,07 Ba und 18,93 S).

a. Entdeckung. ?

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Es bildet sich beim Glühen von Baryt in Schwefelwasserstoffgas, wobei zugleich Wasser auftritt; beim Glühen von Baryt mit Schwefel unter gleichzeitiger Bildung von schwefelsaurem Baryt; gewöhnlich bereitet man es aus dem schwefelsauren Baryt, den man mit $\frac{1}{10}$ Kohlenpulver mengt und dann noch mit so viel Oel versetzt, dass eine steife Paste entsteht, welche man in einem verschlossenen Tiegel glühet.

d. Eigenschaften. Ein röthlichgelbes lockeres Pulver, schmeckt hepatisch, reagirt alkalisch, löst sich in kochendem Wasser mit gelber Farbe, aber unter Zersetzung, und beim Erkalten krystallisirt Barythydrat nebst Baryumsulphhydrat in farblosen Krystallen heraus.



Die gelbe Farbe der Flüssigkeit rührt von etwas gebildetem Mehrfach-Baryumsulphid her.

e. Anwendung. Zur Darstellung der Barytpräparate.

Kennzeichen der Baryumsalze.

Sie sind farblos, wenn die Säure nicht gefärbt ist. Ihre Auflösungen geben mit Ammoniak keinen, mit kohlensaurem Ammoniak, reinen und kohlen-sauren fixen Alkalien einen weissen in Säuren löslichen, mit Schwefelsäure oder schwefelsauren Salzen einen weissen in Säuren unlöslichen Niederschlag. Schwefelwasserstoff verändert sie nicht. Kieselfluorwasserstoff gibt einen weissen, in Säuren fast unlöslichen, chromsaurer Strontian einen blassgelben, in Säuren löslichen Niederschlag.

2. Strontium. $Sr = 548,0$.

a. Entdeckung. Das Oxyd dieses Metalls entdeckten 1793 gleichzeitig Hope und Klaproth; Davy stellte 1808 das Metall daraus dar. Sein Name ist abgeleitet von Strontian, einem Dorfe in Schottland, wo der kohlen saure Strontian ausgezeichnet vorkommt.

b. Vorkommen. Wie das Baryum oxydirt mit Schwefelsäure und Kohlensäure verbunden, jedoch nicht so häufig; in geringer Menge im Arragonit und spurweise in einigen Mineralwässern.

c. Darstellung. Wie das Baryum.

d. Eigenschaften. Wie die das Baryum.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Sie haben die meiste Analogie mit denen des Baryums, so dass fast alles was dort über Bereitung u. s. w. gesagt ist, auch hierher passt.

Strontiumoxyd. (Strontian) $SrO = 648,0$.

(In 100 Theilen: 84,56 Sr und 15,44 O).

Eine grauweiße Masse von 4,0 spec. Gewicht, schmilzt nur im Knallgasgebläse, zerfällt beim Befeuchten mit Wasser unter starker Erhitzung zu einem weißen Hydrat $= SrO + HO$ (mit 14,8 Proc. Wasser), das sich in kochendem Wasser löst und beim Erkalten in farblosen Krystallen $= SrO + HO + 8 Aeq.$ (mit 54 Proc. Krystallwasser) anschießt.

Salpetersaurer Strontian. $SrO + NO_2 = 1323,0$.

(In 100 Theilen: 48,98 SrO und 51,02 NO_2).

Er krystallisirt bei gewöhnlicher Temperatur in regulären Octaedern, frei von Krystallwasser, ist luftbeständig; bei niedriger Temperatur krystallisirt er schiefrhombisch und mit 5 Aeq. (30 Proc.) Wasser verbunden, verwittert dann an der Luft und schmilzt in der Wärme in seinem Krystallwasser. Sein Geschmack ist stark salzig, bitter und kühlend. Wasser löst das Salz reichlich, wässriger Weingeist wenig, wasserfreier nichts davon auf; die Lösungen reagiren neutral.— Er dient in der Feuerwerkerei zur Hervorbringung einer rothen Flamme. Die gewöhnliche Mischung zu rothem Feuer ist: 40 Theile salpetersaurer Strontian, 13 Theile Schwefel, 10 Theile chlorsaures Kali und 4 Theile Schwefelantimon.

Schwefelsaurer Strontian. $\text{SrO} + \text{SO}_2 = 1148,0$.

(In 100 Theilen: 56,44 SrO und 43,56 SO₂.)

Als Mineral heisst er Coelestin, weil er öfter blau gefärbt ist; er krystallisirt rhombisch, hat ein spec. Gewicht = 3,6 bis 4,0, schmilzt in starker Glühhitze, löst sich in 3600 Theilen Wasser. Setzt man zu einem leichter löslichen Strontiansalze Schwefelsäure oder ein schwefelsaures Salz, so fällt schwefelsaurer Strontian als feines weisses Pulver nieder. — Man wendet ihn zur Darstellung der übrigen Strontianpräparate an.

Kohlensaurer Strontian. $\text{SrO} + \text{CO}_2 = 923,0$.

(In 100 Theilen: 70,20 SrO und 29,80 CO₂.)

Er bildet das Mineral Strontianit, krystallisirt rhombisch, hat ein spec. Gewicht von 3,6, verliert in der Weissglühhitze die Kohlensäure, ohne vorher, wie der kohlen-saure Baryt, zu schmelzen. Der künstliche ist ein weisses, unlösliches Pulver. — Dient ebenfalls zur Darstellung anderer Strontiansalze.

Strontiumchlorid. $\text{SrCl}_2 + 6 \text{HO} = 1666,7$.

(In 100 Theilen: 32,89 Sr, 26,62 Cl und 40,49 HO.)

Es krystallisirt in sechsseitigen Säulen und Nadeln, schmeckt scharf salzig, bitter, ist luftbeständig, verliert in der Wärme sein Wasser ohne zu schmelzen, geräth im Glühen in Fluss, ohne sich aber weiter zu verändern, löst sich schon in $\frac{1}{4}$ Theilen kaltem und in noch weniger heissem Wasser, in 24 Theilen kaltem und in $2\frac{1}{2}$ Theilen kochendem Alkohol; die Lösungen reagiren neutral, die geistige brennt mit rother Flamme.

Strontiumsulphid. $\text{SrS} = 748,0$

(In 100 Theilen: 73,26 Sr und 26,74 S.)

Es verhält sich ganz wie das Baryumsulphid, und wird ebenso benutzt.

Kennzeichen der Strontiumsalze.

Sie unterscheiden sich in ihrem Verhalten zu Reagentien von den Baryumsalzen dadurch, dass sie von Kieselfluorwasserstoff und chrom-saurem Strontian nicht gefällt werden. Auch ist der schwefelsaure Strontian in Wasser ein wenig löslich, so dass das Wasser, welches man mit diesem Salze geschüttelt hat, durch Barytsalze getrübt wird.

Die Flamme brennender Körper wird durch Strontiansalze carminroth gefärbt.

3. Calcium. Ca = 250,0.

a. Entdeckung. Das Oxyd dieses Metalles, der Kalk, ist schon seit den ältesten Zeiten bekannt. Das Metall stellte Seebeck, später auch Davy 1808 daraus dar. Sein Name ist von *calx* abgeleitet.

b. Vorkommen. Es findet sich sehr verbreitet in der Natur, aber nur oxydirt und an Säuren, besonders Kohlensäure, Schwefelsäure, Phosphorsäure, Kieselsäure, ferner an Salpetersäure, mehrere Metallsäuren, organische Säuren gebunden in allen drei Reichen.

c. Darstellung. Wie das Baryum.

d. Eigenschaften. Das Calcium verhält sich ähnlich wie das Baryum.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Von diesen verdienen folgende eine nähere Betrachtung.

Calcium und Sauerstoff.

Das Calcium verbindet sich, wie die bereits abgehandelten Metalle, mit dem Sauerstoff in 2 Verhältnissen, CaO und CaO_2 , von denen jedoch die letztere Verbindung nur unvollständig bekannt ist.

Calciumoxyd (Kalk). $\text{CaO} = 350,0$.

(In 100 Theilen: 71,42 Ca und 28,58 O).

a. Entdeckung. }
b. Vorkommen. } Siehe Calcium.

c. Darstellung. Im Grossen erhält man den Kalk durch Glühen des rohen kohlen-sauren Kalks, den man der unmittelbaren Einwirkung eines Flammenfeuers aussetzt. Im Kleinen glühet man reinen Marmor oder isländischen Kalkspath in einem irdenen Tiegel unter zuweiligem Befeuchten mit Wasser, wodurch die Austreibung der Kohlensäure befördert wird; oder man glühet den salpetersauren Kalk.

d. Eigenschaften. Der Kalk ist eine weisse, matte, amorphe Masse, hat ein spec. Gewicht von 2,3, schmeckt scharf laugenhaft, reagirt alkalisch, schmilzt nur unvollständig im Knallgasgebläse, zieht an der Luft Wasser und Kohlensäure an und zerfällt zu einem feinen weissen Pulver von basisch-kohlensäurem Kalk. = $(\text{CaO} + \text{CO}_2, \text{CaO} + \text{HO})$. Besprengt man ihn mit Wasser, so erhitzt er sich sehr stark und zerfällt ebenfalls zu einem feinen Pulver, dem Kalkhy-

drat = $\text{CaO} + \text{HO}$ (mit $24 \frac{1}{2}$ P. Wasser); diese Operation heisst das Löschen und das Produkt daher auch gelöschter Kalk. Setzt man dem gelöschten Kalk noch mehr Wasser hinzu, so erhält man den Kalkbrei und bei noch mehr Wasser die Kalkmilch. Die von der Kalkmilch abfiltrirte Flüssigkeit ist eine gesättigte Auflösung des Kalks in Wasser, reagirt stark alkalisch und heisst Kalkwasser. Dasselbe enthält $\frac{1}{100}$ Kalk; erhitzt man es zum Sieden, so trübt es sich und lässt die Hälfte des Kalks fallen, beim Erkalten löst sich aber der ausgeschiedene Kalk wieder auf. An der Luft zieht das Kalkwasser schnell Kohlensäure an, und überzieht sich mit einer feinen Haut von kohlen-saurem Kalk = $\text{CaO} + \text{CO}_2$, welche, nachdem sie eine gewisse Dicke erreicht hat, niederfällt, worauf eine neue Haut entsteht und diess geht so lange fort, bis aller Kalk in kohlen-sauren verwandelt ist. Lässt man das Kalkwasser unter der Luftpumpe verdunsten, so bilden sich kleine Krystalle von Kalkhydrat = $\text{CaO} + \text{HO}$, welche durch Glühen ihr Wasser wieder verlieren.

Der im Grossen dargestellte Kalk ist niemals rein; stets enthält er etwas Magnesia, auch Eisenoxyd, zuweilen Kieselerde, Thon. Ist in dem rohen Kalkstein viel Kieselerde oder Thon, so verbindet sich der Kalk damit beim Glühen, löscht sich nun nicht mit Wasser und heisst todtgebrannt. Löscht er sich nur schwach mit Wasser, so heisst er mager, während er im entgegengesetzten Fall fett genannt wird.

e. Anwendung. Der Gebrauch des Kalks ist höchst mannigfaltig; vor allem dient er zur Anfertigung des Mörtels, zum Abputz, Anstrich; dann zur Bereitung reiner Aetzkalkalien; zum Fällen der Magnesia aus den Mutterlaugen der Salinen; zur Seifensiederel, Bleicherei, in der Gerberei zum Enthaaren der Felle; in der Färberei zum Anstellen der Blauküpen; in der Zuckersiederei; zum Reinigen des Leuchtgases; zur Glasfabrikation; zum Düngen der Felder; zu Kitt mit Eiweis oder frischem Käse; als Polirmittel, u. s. w. Auch der Chemiker sowie der Arzt machen öfter Gebrauch davon.

f. Verbindungen. Die wichtigsten Kalksalze sind:

Sauerstoffsalze des Kalks.

Salpetersaurer Kalk. $\text{CaO} + \text{NO}_2 = 1025,0$.

(In 100 Theilen: 34,15 CaO und 65,85 NO_2 .)

a. Entdeckung. Dieses Salz kannte schon der sächsische Alchemist C. A. Balduin in der Mitte des 17. Jahrhunderts.

b. Vorkommen. Er findet sich als Auswitterung auf der Oberfläche der Erde, besonders in heissen Ländern, in Höhlungen, auf Mauern (Mauersalpeter), ferner in manchem Quell- und Brunnenwasser; bildet sich in den Salpeterplantagen.

c. Darstellung. Rein erhält man ihn durch Zerlegung des kohlensauren Kalks mit Salpetersäure und Verdunsten.

d. Eigenschaften. Er krystallisirt in farblosen sechsseitigen Säulen, welche 4 Aeq. (80 Pct.) Wasser enthalten, schmeckt scharf, bitter, erwärmend, zerfliesst schnell an der Luft, löst sich auch leicht in Alkohol, reagirt neutral; in der Glühhitze hinterlässt er reinen Kalk.

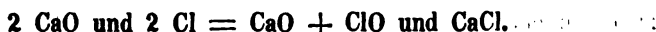
e. Anwendung. Das rohe Salz dient zur Darstellung des salpetersauren Kalis.

Unterchlorigsaurer Kalk (Chlorkalk). $\text{CaO} + \text{ClO}$,
gemengt mit CaCl und $\text{CaO} + \text{HO}$.

a. Entdeckung. Tennant in Glasgow 1798; seine wahre Natur wurde erst nach Entdeckung der unterchlorigen Säure durch Balard 1834 erkannt.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man leitet Chlorgas in geschlossene Räume, in welchen Kalkhydrat aufgeschüttet ist und rührt den letztern von Zeit zu Zeit um. Hierbei bilden sich unterchlorigsaurer Kalk und Calciumchlorid:



Zum Gelingen dieser Operation ist aber erforderlich, dass ein bedeutender Antheil Kalk in Ueberschuss bleibt, und dass die Temperatur des Kalks sich nicht merklich erhöhe, sey es durch zu rasches Zuströmen des Chlors, oder durch Erwärmung von Aussen. Bei Nichtbeachtung dieser Bedingungen zerfällt der anfangs erzeugte unterchlorigsaurer Kalk in (nicht bleichenden) chlorsauren Kalk und in Calciumchlorid:

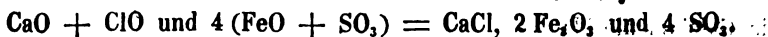


Man nimmt daher auch auf 2 Aeq. Chlor (die man aus 4 Aeq. Salzsäure und 2 Aeq. Braunstein entwickelt) 5 bis 6 Aeq. Kalkhydrat.

d. Eigenschaften. Der Chlorkalk ist ein weisses, lockeres, schwach nach unterchloriger Säure riechendes, schwach chlorartig und zugleich salzig und laugenhaft schmeckendes Pulver, zersetzt sich nach und nach an der Luft durch Einwirkung der Kohlensäure,

welche die unterchlorige Säure austreibt und an deren Stelle tritt, theils aber auch das freie Kalkhydrat in kohlen-sauren Kalk verwandelt, zieht auch vermöge seines Gehalts an Calciumchlorid gleichzeitig Wasser aus der Luft an und wird feucht, endlich schmierig. In Wasser löst sich der Chlorkalk etwa zur Hälfte, mit Zurücklassung des meisten Kalkhydrats, auf; die Auflösung reagirt stark alkalisch, und zerstört alle Pflanzenfarben. An dieser bleibenden Wirkung des Chlorkalks nimmt nur sein unterchlorigsaurer Kalk Theil; der letztere gibt nämlich seine beiden Aeq. Sauerstoff an die organische Substanz ab und zerstört dieselbe durch Oxydation, während er in Calciumchlorid verwandelt wird. Da nun zur Bildung von 1 Aeq. unterchlorigsaurem Kalk 2 Aeq. Chlor erforderlich sind, so besitzt der Chlorkalk dasselbe Entfärbungsvermögen, wie das zu seiner Darstellung verwendete Chlor; und da man die Bleichkraft des Chlorkalks nicht, wie es doch richtiger wäre, nach dem Sauerstoffgehalt des in ihm enthaltenen unterchlorigsauren Kalks, sondern nach seinem ganzen Chlorgehalt bezeichnet, so muss die Zahl über 4mal höher ausfallen, denn 2 Aeq. Sauerstoff sind = 200, 2 Aeq. Chlor aber = 887,4. Wenn z. B. der Chlorkalk (wie es bei den besten Sorten der Fall ist) 28 Pc. unterchlorigsauren Kalk enthält, so befinden sich in letzterm 6,26 Theile (bleichender) Sauerstoff, und diese entsprechen 27,77 Theilen (bleichendem) Chlor, d. h. derjenigen Menge Chlor, welche erforderlich war, um (unter gleichzeitiger Bildung 21,7 Theilen Calciumchlorid) 28 Theile unterchlorigsauren Kalk zu erzeugen.

Um den Chlorkalk auf seine Bleichkraft zu prüfen, reibt man 100 Gran mit 900 Gran Wasser an, lässt etwas absetzen, und giesst von der überstehenden Flüssigkeit so lange zu einer Auflösung von 78 Gran Eisenvitriol, bis ein herausgenommener Tropfen der letztern durch Kaliumeisencyanid nicht mehr blau wird. Hierbei verwandelt sich nämlich der Eisenvitriol in schwefelsaures Eisenoxyd:



Der Eisenvitriol = $\text{FeO} + \text{SO}_2 + 7 \text{HO}$ hat die Zahl 1737,5. 4 Aeq. desselben = 6950,0 Theile bedürfen also 2 Aeq. oder 200 Theile Sauerstoff, und 78 Theile Eisenvitriol: 2,24 Theile Sauerstoff, welche 10 Theilen Chlor entsprechen. Wären nun z. B. von den aus 100 Gran Chlorkalk bereiteten 1000 Gran Chlorkalksolution 400 Gran verbraucht worden, um die 78 Gran Eisenvitriol vollständig zu oxydiren, so enthielten diese 400 Gran: 2,24 Gran bleichenden Sauer-

stoff, entsprechend 10 Gran bleichendem Chlor, und in 1000 Gran Solution oder in 100 Gran trockenem Chlorkalk befanden sich 5,60 Gran bleichender Sauerstoff, entsprechend 25 Gran bleichendem Chlor.

e. Anwendung. Der Chlorkalk ist ein höchst wichtiges und viel gebrauchtes Bleichmittel für baumwollene Stoffe, Leinwand, in der Papierfabrikation; dient ferner als Desinfectionsmittel für organische Materien u. s. w.

Schwefelsaurer Kalk (Gyps). $\text{CaO} + \text{SO}_3 + 2 \text{HO}$.

(In 100 Theilen: 32,55 CaO, 46,51 SO₃ und 20,94 HO).

a. Entdeckung. Ist schon seit den ältesten Zeiten bekannt, seine Natur wurde aber erst im 18. Jahrhundert von Duclos, Marggraf, Pott, Macquer und Bergmann ermittelt.

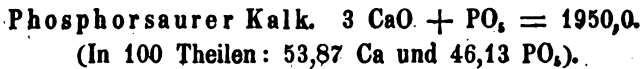
b. Vorkommen. Der schwefelsaure Kalk ist ein sehr verbreitetes Salz, und kommt wasserleer und wasserhaltig vor; der wasserleere heisst Anhydrit, der wasserhaltige: Gyps, Marienglas, Alabaster etc.; aufgelöst trifft man ihn in Quellwasser, Mineralwässern, Salzsoolen.

c. Darstellung. Man erhält ihn häufig bei chemischen Arbeiten als Nebenprodukt, z. B. bei der Darstellung der Phosphorsäure aus den Knochen, der Weinsteinssäure etc. Rein bekommt man ihn durch Fällen des salzsauren Kalks mit schwefelsaurem Natrium und Auswaschen des Niederschlags.

d. Eigenschaften. Der natürliche wasserfreie bildet rhombische Pyramiden und Tafeln von 3,5 Härte und 2,7—3 spec. Gewicht, der natürliche wasserhaltige: schiefrhombische Krystalle von 1,5 Härte und 2,3 spec. Gewicht; der künstliche ist ein weisses, lockeres, aus feinen Nadeln bestehendes Pulver, hat weder Geruch noch Geschmack, verliert bei 120° sein Wasser, nimmt es aber, wenn man ihn damit befeuchtet, wieder an, und auf dieser Eigenschaft beruht seine Anwendung zur Darstellung der Gipsfiguren etc. Den Stuck oder Gypsmarmor stellt man durch Anrühren des gebrannten Gypses mit Leimwasser dar; er erstarrt in diesem Falle langsamer als mit reinem Wasser, wird aber härter und nimmt eine schöne Politur an. Erhitzt man den Gyps bis zu 160°, so nimmt er das Wasser nur mehr sehr schwierig an, in der Rothglühhitze büsst er die Eigenschaft, mit Wasser zu erhärten, gänzlich ein, schmilzt dabei und erstarrt zu einer krystallinischen Masse, welche die Spaltungsrichtungen des Anhydrits (der auch nicht mit Wasser erhärtet)

hat. Der durch zu starkes Erhitzen seiner wasserbindenden Kraft beraubte Gyps heisst todtgebrannt. Der wasserhaltige Gyps löst sich in 338 Theilen kaltem oder kochendem Wasser; die Lösung reagirt neutral; der wasserleere erfordert natürlich etwas mehr Wasser zum Auflösen.

e. Anwendung. Meist zu baulichen Zwecken, aber auch zur Darstellung von Gegenständen der bildenden Künste, zum Düngen der Felder, zur Zersetzung des rohen kohlen sauren Ammoniaks.



Der phosphorsaure Kalk findet sich in der Natur sehr verbreitet, doch niemals zu solchen Massen vereinigt wie der Gyps; mit etwa 8 Pc. Calciumfluorid und Calciumchlorid verbunden als Apatit; mit etwa $\frac{1}{2}$ Leim, etwas kohlen saurem Kalk, wenig phosphor saurer Magnesia und Calciumfluorid, als Thierknochen; ferner in andern thierischen Körpertheilen und in allen Pflanzen. Die weissgebrannten Knochen enthalten etwa $\frac{2}{3}$ phosphor sauren Kalk und $\frac{1}{3}$ kohlen sauren Kalk. Der phosphorsaure Kalk ist unlöslich in Wasser, aber leicht löslich in Säuren. Fällt man eine Auflösung von Calciumchlorid mit phosphor saurem Natron, so erhält man einen weissen flockigen Niederschlag $= 2 \text{CaO}, \text{HO} + \text{PO}_5$, der durch Behandeln mit Ammoniak in die Verbindung $3 \text{CaO} + \text{PO}_5$ übergeht. Digerirt man weissgebrannte Knochen mit Schwefelsäure, so entsteht saurer phosphor saurer Kalk $= \text{CaO}, 2 \text{HO} + \text{PO}_5$.

Die Knochenasche dient zur Darstellung des Phosphors und der Phosphorsäure, zur Bereitung des Milchglases, zum Putzen der Metalle, zur Anfertigung kleiner Kapellen, in denen man Silber oder Gold unter der Muffel des Probirofens abtreibt; auch als Düngemittel.

Kielselsaurer Kalk.

Er kommt in der Natur sehr häufig vor, aber weniger für sich als mit andern kieselsauren Salzen verbunden. In technischer Hinsicht wichtig sind seine künstlichen Verbindungen mit kieselsaurem Kali oder Natron, die wir Glas nennen. Manches Glas enthält statt Kalk Bleioxyd und heisst dann Bleiglas (Krystallglas, Flintglas). Ferner gehört hierher der Mörtel.

Das Glas.

a. Entdeckung. Es ist eine Erfindung der alten Phönizier.

b. Darstellung. Als Rohmaterialien bedient man sich zur Glasfabrikation der Kieselerde in der Form von gemeinem Sand, selten von Quarz oder Feuerstein; des Kalis in der Form von Potasche; des Natrons in der Form von Soda oder schwefelsaurem Natron (in letzterm Falle unter Zusatz von 1 Aeq. Kohle auf 2 Aeq. schwefelsaures Natron, wodurch schwefeligsäures Natron entsteht, aus welchem die schwefelige Säure von der Kieselsäure ausgetrieben wird); des Kalks in der Form von kohlsaurem Kalk oder auch von natürlichem kieselsaurem Kalk (Wollastonit = $3\text{CaO} + 2\text{SiO}_2$); des Bleioxyds meist in der Form von Mennige. Zuweilen wird auch Alaunerde zugesetzt, und zwar bei ordinärem Glase, um an Alkali zu ersparen. Ausserdem werden der Glasmasse meistens noch Entfärbungsmittel zugesetzt, welche dazu dienen, das in den Rohmaterialien enthaltene Eisenoxydul, das dem Glase eine grüne Farbe gibt, in Eisenoxyd zu verwandeln; ferner die zuweilen angewesene Kohle, die ebenfalls das Glas dunkel macht, in Kohlensäure überzuführen. Die Entfärbungsmittel müssen daher solche Materien seyn, welche leicht Sauerstoff abgeben, und dahin gehören: der Braunstein, die arsenige Säure, der Salpeter, die Mennige.

Das zur Anfertigung einer Glassorte bestimmte Gemenge von Rohmaterial heisst der Glassatz. Diese Glassätze sind je nach der zu erzielenden Glassorte sehr verschieden zusammengesetzt, im Allgemeinen verhält sich aber der Sauerstoff der Basen in den besten Glassorten zu dem der Kieselsäure wie 1:4. Die quantitativen Verhältnisse der Bestandtheile einiger Glassätze mögen hier Platz finden. Das französische Fensterglas wird angefertigt aus 100 Theilen Sand, 35—40 Theilen Kreide, 30—35 Theilen Soda und 180 Theilen Glasbruch; das sächsische aus 50 Theilen Quarz, 25 Theilen schwefelsaurem Natron, 2 Theilen Kohle und $5\frac{1}{2}$ Theilen Kalk; das englische Krystallglas aus 120 Theilen weissem Sand, 40 Theilen Potasche, 85 Theilen Bleiglätte oder aus 12 Theilen Salpeter; das böhmische Glas aus 100 Theilen Quarz, 10 Theilen Kalk und 30 Theilen Potasche; das ordinäre Bouteillenglas fand man zusammengesetzt aus 45,6 Kieselerde, 14,0 Alaunerde, 6,2 Eisenoxyd, 28,1 Kalk und 6,1 Kali.

Die Schmelzung des Glassatzes geschieht in Gefässen, welche auf der Hütte selbst aus schwer schmelzbarem Thon und geulverten

Charmottesteinen angefertigt werden. Enthält das Gemenge, wie gewöhnlich, salzsaure und schwefelsaure Alkalien, so scheiden sich diese beim Schmelzen auf der Oberfläche der Masse aus; man schöpft dieselben ab und verkauft sie unter dem Namen Glasgalle an Alaunfabriken etc. Hierauf schreitet man zur Verarbeitung der fertigen Glasmasse.

c. Eigenschaften. Das Glas ist in reinem Zustande ein farblos-er amorpher Körper von 2,4 bis 3,6 spec. Gewichte (die Bleigläser sind am schwersten, die Alkaligläser am leichtesten), einer Härte von 6 bis 6½, widersteht den meisten Agentien, und zwar um so mehr, je härter und schwerer schmelzbar es ist, wie z. B. das Kaliglas. Manche Glassorten werden schon von heissem Wasser, andere von schwachen alkalischen und sauren Flüssigkeiten angegriffen. Fluorwasserstoffsäure zerstört jedes Glas. Wird Glas in Sand, Gyps oder Asche eingegraben, längere Zeit geglühet, so verliert es einen Theil seines Alkalis und die Durchsichtigkeit, und nimmt krystallinisches Gefüge an. Den Vorgang nennt man Entglasen und das Produkt Réaumur'sches Glas oder Porcellan. — In Bezug auf einige besondere Glassorten fügen wir noch folgende Bemerkungen hinzu.

Krystallglas heisst ein Bleiglas, welches zu Luxusgegenständen verwendet wird; es schmilzt leichter als das Alkaliglas, lässt sich daher auch leichter verarbeiten (früher nannte man jedes reine farblose Glas: Krystallglas, wenn es auch frei von Blei war).

Flintglas ist Bleiglas, welches vorzugsweise zu optischen Instrumenten dient.

Strass heisst (nach seinem Erfinder) ein borsäurehaltiges Bleiglas, aus welchem die künstlichen Edelsteine verfertigt werden. Der Satz besteht aus 100 Theilen Bergkrystall, 156 Theilen Mennige, 54 Theilen Aetzkali, 7 Theilen Borsäure, ½, arseniger Säure. Zur Nachahmung der verschiedenen Farben der natürlichen Edelsteine setzt man der Masse Metalloxyde zu, z. B. Kobaltoxyd um Sapphir, Chromoxyd um Smaragd, Manganoxyd um Amethyst zu erhalten.

Email oder Schmelz ist ein bleihaltiger Glasfluss, womit besonders Metallgegenstände überzogen werden. Der weisse undurchsichtige Email verdankt seine trübe Beschaffenheit darin feinertheiltem Zinnoxide; in einer Probe desselben fanden sich: 31,6 Kiesel-erde, 8,3 Kali, 50,3 Bleioxyd und 9,8 Zinnoxyd.

Bein- oder Milchglas unterscheidet sich von dem undurch-

ichtigen Email dadurch, dass das Zinnoxid durch Knochenerde ersetzt ist.

Gefärbt wird das Glas durch verschiedene Metallpräparate, nämlich roth durch Goldpurpur, Kupferoxydul; blau durch Kobaltoxyd; violett durch Mangan; gelb durch Eisenoxyd und Braunstein; orangegelb durch Antimonglas, Mennige und Eisenoxyd; grüngelb durch Uranoxyd; grün durch Chromoxyd, ein Gemenge von Antimonglas und Kobaltoxyd, ein Gemenge von Nickeloxyd und Uranoxyd, Eisenoxyd; schwarz durch ein Gemenge von Braunstein, Kupferoxyd und Kobaltoxyd, auch durch Kohle, ferner durch Iridium und Platin.

Aventuringlas ist Glas mit eingestreuten Blättchen von metallischem Kupfer.

Der Mörtel.

Unter Mörtel versteht man eine aus Kalk und gewissen andern Mineralsubstanzen auf nassem Wege bereitete Steinmasse, welche theils zur Verbindung der Bausteine, theils zum Abputz etc. dient. Man unterscheidet Luftmörtel und Wassermörtel.

Der Luftmörtel erhärtet an der Luft, zergeht aber im Wasser, kann daher nur da angewandt werden, wo Gebäude aufgeführt werden sollen, welche bloß der Wirkung der Luft und Witterung; nicht aber dem Wasser ausgesetzt sind. Man bereitet ihn aus steifem Kalkbrei und Sand, auf 1 Volum des erstern etwa 3 Vol. Sand; oder wenn der Kalk sehr unrein (nicht fett) ist, nur 1 — 1½ Vol. Sand. Dieser Sand ist entweder Quarz oder kohlensaurer Kalk; beide Sandarten geben guten Mörtel. Das Festwerden des Mörtels, welches nur bei langsamem Austrocknen erfolgt, beruht darauf, dass der Aetzkalk eine gewisse Menge Wasser, sowie aus der Luft Kohlensäure anzieht, und der dadurch erzeugte basisch kohlensaure Kalk mit den eckigen Sandkörnchen in innige Adhäsion tritt, während das übrige Wasser verdunstet. Ist der angewandte Sand Kieselerde, so wirkt ein Theil Kalk auch chemisch auf diese ein und es bildet sich kieselsaurer Kalk, doch in zu geringer Menge, als dass sich dadurch das Festwerden des Mörtels erklären liesse; obgleich zugegeben werden muss, dass der Mörtel durch Bildung von Kalksilikat an Güte, d. i. an Festigkeit gewinnt.

Der Wassermörtel (hydraulische Mörtel) erhärtet schnell an der Luft, bekommt aber Risse, unter Wasser erfolgt das

Erhärten langsamer, gleichförmiger ohne Risse und Spalten; er eignet sich daher nicht zu Luftbauten, ganz vorzüglich dagegen zu Wasserbauten. Das Material dazu findet man häufig schon in der Natur; es sind diess gewisse magere Kalksteine, mit 20—30 P. Thon- und Kieselerde, also Mergelarten, welche nach dem Brennen mit Wasser angerührt erhärten und daher hydraulische Kalksteine heissen. Durch das Brennen wird aus dem Kalk die Kohlensäure zum Theil oder ganz ausgetrieben, der entstandene Aetzkalk bildet unter dem Einfluss des Wassers mit einem Antheil Kieselerde wasserhaltiges Kalksilikat und dieses vereinigt sich gleichzeitig mit dem schon vorhandenen Thonsilikat zu einer steinharten Masse. Was denjenigen Antheil Kieselerde betrifft, der mit dem Kalk in Verbindung tritt, so ist hier zu wissen nöthig, dass alle Thone Alkalien (Kali, Natron) als kieselsaure Salze enthalten, welche von dem Aetzkalk zersetzt werden, an diesen ihre Säure abgeben und nun ins Wasser übergehen. Das Erhärten der Masse beruht also zunächst auf der Substitution der Alkalien durch den Kalk.

Wo sich das Material zum Wassermörtel nicht schon fertig in der Natur vorgebildet findet, da stellt man es künstlich auf die Weise dar, dass man Kalkbrei mit einem Zuschlage, sogenanntem Cement, welches ihm die Eigenschaft ertheilt, unter Wasser zu erhärten, vermengt. Das Cement ist entweder ein natürlich vorkommendes, wie z. B. der Trass oder Duckstein, die Puzzuolanerde bei Neapel, welche Kieselerde, Alaunerde, Kalk, Magnesia, Eisenoxyd und Alkalien enthalten; oder es ist ein künstlich dargestelltes, wozu es eine Menge Vorschriften gibt. Manche im Handel verbreitete Cemente enthalten bereits alle Bedingungen in sich vereinigt, erhärten daher schon ohne weitem Zusatz von Kalk u. dgl. mit Wasser in kurzer Zeit; ein solches Cement ist das aus England kommende sogenannte Roman-Cement, welches aus einer Art Kalksteinnieren, die sich im Thone an den Ufern der Themse u. s. w. finden, bereitet wird.

Kohlensaurer Kalk. $\text{CaO} + \text{CO}_2 = 625,0$.

(In 100 Theilen: 56 CaO und 44 CO₂).

a. Entdeckung. Der kohlensaure Kalk ist seit den ältesten Zeiten bekannt.

b. Vorkommen. Er findet sich sehr reichlich in der Natur,

theils ziemlich rein als Kalkspath, Arragonit, Marmor, mehr oder weniger durch andere Körper verunreinigt als gefärbter Marmor, Kreide, Tropfstein, gemeiner Kalkstein, theils mit andern Carbonaten zu Doppelsalzen vereinigt z. B. im Bitterkalk, Barytocalcit, Gay-Lussit etc.; im Thierreiche als Hauptmasse der Schalenthiergehäuse, der Eierschalen, Krebssteine; in den Knochen etc.; aufgelöst in überschüssiger Kohlensäure in Brunnen- und Mineralwässern (z.B. Carlsbad).

c. Darstellung. Kohlensaurer Kalk bildet sich durch Berührung von Aetzkalk oder Calciumsulphid mit der Luft. Zu den allermeisten Zwecken ist der in der Natur sich findende Kalkspath und weisse Marmor hinreichend rein. Um chemisch-reinen kohlen-sauren Kalk zu erhalten, fällt man eine Auflösung von Calciumchlorid mit kohlen-saurem Ammoniak, wäscht und trocknet den Niederschlag.

d. Eigenschaften. Der reine kohlen-saure Kalk bildet ein schneeweisses, krystallinisches, geschmackloses Pulver, ist bei gelindem Glühen unveränderlich, verliert aber bei starkem und anhaltendem Glühen seine Kohlensäure vollständig, löst sich zu $\frac{1}{10000}$ in reinem, reichlicher in kohlen-saurem Wasser, leicht in verdünnten Säuren.

e. Anwendung. Zur Darstellung des Aetzkalks, als Baustein, als Zuschlag bei metallurgischen Schmelzprocessen, zur Bereitung der Kohlensäure; als Marmor zu Statuen und andern Gegenständen der Kunst; als sogenannter lithographischer Stein in der Stein-druckerei; als Kreide zum Schreiben, Zeichnen, Verfälschen des Bleiweiss; als Mergel (ein Gemenge von kohlen-saurem Kalk mit 10 — 25 P. Thon und Sand) zum Düngen der Felder etc.

Haloidsalze des Calciums.

Calciumchlorid. $\text{Ca} + \text{Cl} = 693,7$.

(In 100 Theilen: 36,07 Ca und 63,93 Cl)

a. Entdeckung. Schon im 15. Jahrh. kannte Isaac Hollandus diese Verbindung.

b. Vorkommen. Es findet sich in bedeutender Menge in den Salzsoolen, im Meerwasser, auch in allen Brunnwässern.

c. Darstellung. Man bekommt es als Nebenprodukt bei der Bereitung des Aetzammoniaks aus Salmiak und Kalk; dieser Rückstand wird mit Wasser gekocht, filtrirt, das Filtrat mit Salzsäure gesättigt und verdampft. Oder man löst kohlen-sauren Kalk in Salzsäure auf und verdunstet.

d. **Eigenschaften.** Es krystallisirt in farblosen, gestreiften, sechseitigen Säulen, welche 6 Aeq. (49,3 Pc.) Wasser enthalten, zerfließt schnell an der Luft, schmeckt bitter scharfsalzig, löst sich leicht in Wasser und Weingeist unter starker Kälteentwicklung, die Auflösungen reagiren neutral. In der Wärme schmelzen die Krystalle und verlieren dabei 4 Aeq. Wasser; der trockne Rückstand, worin nun 24,5 Pc. Wasser, lässt beim Glühen den Rest des Wassers fahren, schmilzt neuerdings, verändert sich aber nicht weiter. Das geglühete, wasserfreie Salz löst sich in Wasser unter Erwärmen.

e. **Anwendung.** Das wasserhaltige Salz gebraucht man zur Erzeugung hoher Kältegrade, indem man es mit Schnee oder Eis vermenget; das wasserfreie ist ein vorzügliches Entwässerungs- und Austrocknungsmittel. Ferner dient es bei der Bereitung der Weinsteinensäure zur Fällung des neutralen weinsteinsäuren Kalks; in der Lithographie, um das Feuchtbleiben der Steine zu bezwecken; als Düngsalz; als Reagens.

Calciumfluorid (Flussspath). $\text{CaF} = 490,0$.

(In 100 Theilen: 52,02 Ca und 47,98 F).

a. **Entdeckung.** Die Natur des Flussspaths wurde von Scheele 1771 ermittelt.

b. **Vorkommen.** Findet sich in der Natur als selbstständiges Mineral (Flussspath) besonders in England, Nordamerika, Sachsen, und als untergeordneter Bestandtheil anderer Mineralien; auch in geringer Menge in den Knochen der Thiere und in einigen Mineralwässern.

c. **Darstellung.** Um die Verbindung künstlich zu erhalten, fällt man Calciumchlorid mit Kaliumfluorid, oder man sättigt kohlen-sauren Kalk mit Fluorwasserstoffsäure.

d. **Eigenschaften.** Der Flussspath erscheint derb und krystallisirt in Würfeln und andern tesseralen Formen, ist ungefärbt, blau, grau, gelb, roth, hat ein spec. Gewicht von 3,0 — 3,3, phosphorescirt beim Erwärmen mit grünem oder violettem Lichte, schmilzt vor dem Löthrohre zum farblosen Glase, entwickelt mit Schwefelsäure Fluorwasserstoffsäure, welche das Glas angreift. Die durch Fälln bereite Verbindung ist ein weisses, körniges, geschmackloses, im Wasser unlösliches, in Säuren schwerlösliches Pulver.

e. **Anwendung.** Zur Darstellung der Flusssäure, Kiesel- und Borflusssäure; als Zuschlag zum Schmelzen von Kupfer- und Eisen-

erzen (daher auch sein Name Flussspath), um die Bildung von Schlacken zu befördern; mit Gyps und Schwerspath vermischt zum Email für eiserne Kochgeschirre.

Calcium und Schwefel.

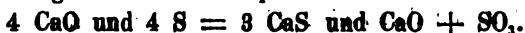
Einfach-Calciumsulphid. $\text{CaS} = 450,0$.

(In 100 Theilen; 55,55 Ca und 44,45 S).

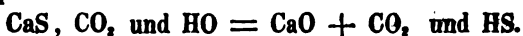
a. Entdeckung. Diese Verbindung war bereits 1768 dem englischen Naturforscher I. Canton bekannt.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Rein erhält man es durch Glühen von Kalk in Schwefelwasserstoff oder von schwefelsaurem Kalk mit Kohle. Glühet man reinen oder kohlen-sauren Kalk mit Schwefel, so erhält man ein Gemenge von Calciumsulphid und schwefelsaurem Kalk:



d. Eigenschaften. Ein weisses, mitunter ins Röthliche spielendes Pulver von hepatischem Geschmack, alkalischer Reaction, entwickelt mit Säuren Schwefelwasserstoffgas, löst sich erst in etwa 500 Theilen Wasser vollständig auf, zerfällt mit weniger Wasser in leicht auflösliches Calciumsulphhydrat und in zurückbleibendes Kalkhydrat. In Berührung mit der Luft riecht es schwach nach Schwefelwasserstoff, welcher in Folge der Einwirkung der Kohlensäure und des Wasserdampfes auftritt:



Weit energischer ist aber die gleichzeitige Einwirkung des Sauerstoffs der Luft, nicht bloss auf das Calcium, sondern auch auf den Schwefel, wodurch zunächst unterschwefelige Säure und Kalk entstehen; die eine Hälfte des Kalks vereinigt sich mit der unterschwefeligen Säure, und die andere Hälfte mit der Kohlensäure aus der Luft:



Nachdem alles Calciumsulphid auf diese Weise zersetzt ist, verwandelt sich durch weitere Einwirkung des Sauerstoffs der Luft der unterschwefeligen Säure Kalk in schwefelsauren Kalk und freien Schwefel:



Ist das Präparat durch Glühen von Kalk und Schwefel dargestellt worden, enthält es also schwefelsauren Kalk, so gibt seine wässrige Lösung mit Baryumchlorid einen in Säuren unlöslichen Niederschlag.

e. Anwendung. Es wird als äusserliches Heilmittel (zu Bädern), zuweilen auch zur Darstellung des Schwefelwasserstoffs angewendet.

Das Calciumsulphhydrat = $\text{CaS} + \text{HS}$, welches man durch Einleiten von Schwefelwasserstoffgas in Kalkbrei als eine graue, stark nach Schwefelwasserstoff riechende Masse erhält, wird angewendet, um die Haare von der thierischen Haut wegzubeitzen.

Fünffach-Calciumsulphid = CaS_5 , gemengt mit unterschwefeligsaurem Kalk, bildet sich beim Kochen von Kalkmilch mit überschüssigem Schwefel, und ist eine dunkelgelbe Flüssigkeit, die zur Darstellung der Schwefelmilch angewendet wird.

Kennzeichen der Calciumsalze.

Sie sind farblos, wenn die Säure nicht gefärbt ist. Ihre Auflösungen werden von Ammoniak nicht gefällt; kohlen-saures Ammoniak, reine und kohlen-saure fixe Alkalien erzeugen einen weissen Niederschlag. Von Schwefelsäure oder schwefelsauren Salzen werden sie nur in concentrirter Solution getrübt; der Niederschlag verschwindet durch viel Wasser wieder. Hierdurch, sowie durch die Trübung, welche sie selbst in sehr verdünnten Lösungen durch oxal-saures Ammoniak erleiden, unterscheiden sie sich von den Salzen des Baryums und Strontiums.

Die in Alkohol löslichen Calciumsalze ertheilen der Alkoholflamme eine gelbrothe Farbe.

4. Magnesium. $\text{Mg} = 150,0$.

a. Entdeckung. Das Oxyd dieses Metalles, die Magnesia, wurde zuerst 1755 von Black rein dargestellt und vom Kalk unterschieden. Im Jahre 1808 stellte Davy das Metall daraus dar. — Sein Name hat folgenden Ursprung. Magnesia (Magnesia lapis, Pseudomagnes) hiessen ursprünglich die natürlichen Braunsteinoxyde, weil sie äusserlich dem Magneteisensteine gleichen, aber das Eisen nicht anziehen. Diese Braunsteine liefern beim Glühen eine Luftart (Sauerstoff). Später lernte man einen weissen Körper (die kohlen-saure Magnesia) kennen, der beim Glühen ebenfalls eine Luftart (Kohlen-säure) liefert, und nannte nun diesen Magnesia alba, jenen (die Braunsteine) Magnesia nigra.

b. Vorkommen. Es findet sich in der Natur sehr häufig,

aber stets gebunden, an Sauerstoff theils rein, noch mehr jedoch mit verschiedenen Säuren (Kohlen-, Schwefel-, Phosphor-, Salpeter-, Bor-, Kieselsäure, Alaunerde) vereinigt, dann als Chlor- und Brommetall, letztere besonders im Meerwasser und in Salzsoolen.

c) Darstellung. Davy erhielt das Metall durch Reduktion der Magnesia auf elektrischem Wege; Bussy 1828 auf eine leichtere Weise durch Erhitzen von Magnesiumchlorid mit Kalium und Auswaschen der Masse mit kaltem Wasser.

d. Eigenschaften. Das Magnesium ist silberweiss, starkglänzend, hart und dehnbar, schwerer als Wasser, schmilzt bei einer, den Schmelzpunkt des Silbers nicht übersteigenden Temperatur, verflüchtigt sich in der Weissglühhitze, verändert sich nicht an trockner Luft, verliert an feuchter seinen Glanz, verbrennt erhitzt mit rothem Lichte, zersetzt das Wasser erst in der Wärme.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen:

Magnesium und Sauerstoff.

Man kennt nur ein Oxyd dieses Metalls, das

Magnesiumoxyd (Magnesia, Talkerde, Bittererde)

$MgO = 250,0$. (In 100 Theilen: 60 Mg und 40 O).

a. Entdeckung. }
b. Vorkommen. } Siehe Magnesium.

c. Darstellung. Durch Glühen der basisch-kohlensauren Magnesia.

d. Eigenschaften. Ein feines, weisses, sehr lockeres, geruch- und geschmackloses Pulver von 2,3, im starkgeglühten Zustande von 3,64 spec. Gewicht, schmilzt nur vor dem Knallgasgebläse oder durch starke elektrische Batterien, löst sich erst in 5000 Theilen kaltem Wasser, reagirt schwach alkalisch; verbindet sich mit wenig Wasser zu einem Hydrate = $MgO + HO$, welches auch in der Natur vorkommt und Brucit heisst. — In Säuren muss es sich leicht und ohne Brausen auflösen.

e. Anwendung. Als innerliches Heilmittel; als Gegenmittel bei Vergiftungen mit Arsenik, Phosphor etc.

f. Verbindungen. Die wichtigsten Magnesiumsalze sind:

Sauerstoffsalze der Magnesia.

Schwefelsaure Magnesia (Bittersalz). $\text{MgO} + \text{SO}_2 + 7 \text{HO} = 1537,5$.

(In 100 Theilen: 16,26 MgO, 32,52 SO₂, und 51,22 HO).

a. Entdeckung. N. Grew entdeckte dieses Salz 1695 in der Quelle von Epsom in England.

b. Vorkommen. Es ist in der Natur ziemlich verbreitet, theils in fester Form, meist aber aufgelöst im Quell-, Fluss- und Meerwasser, vorzüglich in den sogenannten Bitterwässern (Epsom in England, Seidlitz, Seidschütz und Püllna in Böhmen, Birmensdorf in der Schweiz).

c. Darstellung. Sie geschieht im Grossen und ist je nach der Beschaffenheit des Rohmaterials und der lokalen Verhältnisse verschieden; entweder man verdunstet die genannten Bitterwässer geradezu zur Krystallisation, oder man zersetzt die Magnesiumchlorid enthaltende Mutterlauge einiger Salzsoolen und des Meerwassers mit Kalk und löst die gefällte Magnesia in verdünnter Schwefelsäure; oder man erhitzt eine solche Mutterlauge nach dem Eintrocknen mit Schwefelsäure, und reinigt den Rückstand durch Calcination, Auflösen etc.; oder man löst natürliche kohlen-saure Magnesia, auch Bitterkalk, in verdünnter Schwefelsäure.

d. Eigenschaften. Es krystallisirt in farblosen gerade rhombischen Säulen und Pyramiden (gewöhnlich ist es durch gestörte Krystallisation erhalten und erscheint dann in kleinen weissen Spies-sen), schmeckt kühlend, bitter, salzig, verwittert in warmer Luft oberflächlich, schmilzt bei gelinder Wärme in seinem Krystallwasser, wird dann fest und kommt erst wieder im Weissglühen in den Fluss, ohne sich dabei zu zersetzen. Es löst sich in 2 Theilen kalten und in weniger als seinem gleichen Gewichte kochenden Wassers, nicht in Alkohol; die Lösung reagirt neutral.

e. Anwendung. Als Arzneimittel, zur Darstellung der kohlen-sauren Magnesia und anderer Magnesiapräparate.

Phosphorsaure Magnesia.

Sie findet sich in einigen Mineralien, in den Samen besonders der Gräser, im thierischen Körper. — Ein Doppelsalz derselben mit phosphorsaurem Ammoniak = $2 \text{MgO}, \text{NH}_4\text{O} + \text{PO}_5 + 12 \text{HO}$ verdient hier in so fern Erwähnung, als seine Bildung mit der Nach-

weisung der Magnesia verknüpft ist. Dasselbe Doppelsalz findet sich zuweilen auch in thierischen Concretionen, und setzt sich aus faulem Harn ab. Es löst sich in sehr geringer Menge in reinem, nicht aber in ammoniakhaltigem Wasser.

Kieselsaure Magnesia

findet sich in der Natur wasserhaltig als Meerschaum, Talk; mit Magnesiahydrat als Serpentin; mit etwas kieselsaurem Kalk als Asbest u. s. w.

Basisch-kohlensaure Magnesia (*Magnesia alba*).



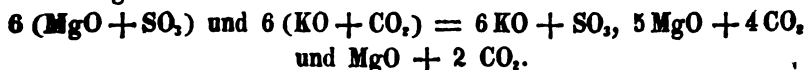
(In 100 Theilen: 42,91 MgO, 37,76 CO₂, und 19,33 HO).

a. Entdeckung. Sie wurde zu Anfang des 18. Jahrhunderts als Geheimmittel verkauft; Black lehrte 1755 ihre Bereitung, und Berzelius ermittelte ihre Zusammensetzung.

b. Vorkommen. Sie findet sich in beträchtlicher Menge zu Kumi auf der Insel Negroponte, auch bei New-York. (Neutrale kohlen-saure Magnesia tritt wasserfrei als Mineral auf und heisst Mag-nesit; eine Verbindung derselben mit kohlen-saurem Kalk ist der Bitterkalk oder Dolomit; beide krystallisiren hexagonal).

c. Darstellung. Man vermischt warme Auflösungen von schwefelsaurer Magnesia und kohlen-saurem Kali, erhitzt zum Sieden und wäscht den Niederschlag aus. Um dem Präparate die im Han-del beliebte Form von etwa 4 Zoll langen quadratischen Prismen zu geben, giesst man den breiigen Niederschlag in grosse hölzerne Kasten, welche durch Leisten in Fächer abgetheilt sind, die man mit Leinwand ausgekleidet hat, und lässt ihn darin langsam austrocknen.

Setzt man zu einer kalten Auflösung von schwefelsaurer Mag-nesia kohlen-saures Kali, so entsteht derselbe Niederschlag wie in der Hitze, aber ein Theil der Magnesia bleibt als doppeltkohlen-saures Salz aufgelöst



In der Hitze kann die doppeltkohlen-saure Magnesia nicht be- stehen, sondern zerfällt in das basische Salz und in freie Kohlensäure:



Auf einigen Salinen bereitet man die Magnesia alba dadurch, dass man die Soolenmutterlauge mit faulem Harn versetzt, den ge-

bildeten Niederschlag, ein Gemenge von kohlensaurem Kalk und kohlensaurer Magnesia, eine Zeit lang der Ruhe überlässt, wobei der schwerere kohlensaure Kalk sich zuerst absetzt, hierauf den darüber stehenden Brei abgiesst, den darin suspendirten Niederschlag auswäscht und trocknet.

d. Eigenschaften. Die im Handel vorkommende kohlensaure Magnesia bildet blendend weisse, leichte quadratisch-prismatische Stücke, welche sich leicht zu einem sehr zarten, lockern Pulver zerreiben lassen, ist geruch- und geschmacklos, löst sich erst in mehreren Tausendtheilen Wasser, sehr leicht in Säuren unter Brausen auf, gibt im Glühen das Wasser und die Kohlensäure ab und hinterlässt reine Magnesia. Die kohlensaure Magnesia schwimmt in kompakten Stücken, vermöge ihrer grossen Zertheilung, auf dem Wasser, obwohl sie an sich specifisch schwerer als letzteres ist; schüttelt man dagegen das Pulver mit Wasser, so sinkt es sogleich unter.

e. Anwendung. Zur Darstellung von Magnesiapräparaten; in der Medicin.

Haloidsalze des Magnesiums.

Magnesiumchlorid. $MgCl = 593,7$.

(In 100 Theilen: 25,26 Mg und 74,74 Cl).

a. Entdeckung.?

b. Vorkommen. Aufgelöst im Quellwasser, Meerwasser und vorzüglich in den Salzsoolen.

c. Darstellung. Wasserfrei erhält man diese Verbindung, wenn man kohlensaure Magnesia in Salzsäure auflöst, der Auflösung so lange Salmiak hinzufügt, bis Ammoniak keine Trübung mehr erzeugt, die Flüssigkeit zur Trockne verdunstet, und die Salzmasse zur Austreibung des Salmiaks glühet. Durch die Vereinigung mit Salmiak erlangt das Magnesiumchlorid so viel Beständigkeit, dass es sich vom Wasser befreien lässt, ohne zuvor durch dieses in Salzsäure und Magnesia versetzt zu werden, was ausserdem erfolgen würde. — Wasserhaltig erhält man das Salz durch Verdunsten der Auflösung von kohlensaurer Magnesia in Salzsäure bis zum Sirup.

d. Eigenschaften. Das wasserfreie Salz ist eine weisse krystallinische Masse, welche bei abgeschlossener Luft in der Rothglühhitze ohne Zersetzung schmilzt, beim Liegen an der Luft rasch zerfliesst, sich in Wasser und Weingeist sehr leicht unter Erhitzung

auföst und neutral reagirt. Das wasserhaltige Salz $= \text{MgCl} + 6 \text{HO}$ (mit 53 Pc. Wasser) krystallisirt in langen gestreiften sehr zerfliesslichen Säulen, schmeckt widrig bittersalzig; die Auflösung wird beim Abdampfen zur Trockne unter Entbindung von Salzsäure zersetzt, und das Produkt löst sich nun nicht mehr vollständig in Wasser.

e. Anwendung. Das in der Kochsalzmutterlauge enthaltene Magnesiumchlorid dient zur Darstellung von Salzsäure, Salmiak, kohlensaurer und schwefelsaurer Magnesia.

Magnesium und Schwefel.

Eine Verbindung dieser beiden Elemente lässt sich nur schwierig erhalten. Glühet man schwefelsaure Magnesia mit Kohle, so bildet sich nur dann Magnesiumsulphid, wenn eine sehr anhaltende Weissglühhitze angewendet wird. Das Produkt ist grauweiss und leicht zersetzbar.

Kennzeichen der Magnesiumsalze.

Sie sind farblos, wenn die Säure nicht gefärbt ist. Von schwefelsauren Alkalien werden sie unter keinen Umständen gefällt. Ammoniak erzeugt einen Niederschlag, der sich aber in Ammoniaksalzen wieder auflöst; enthalten daher die Magnesiumsalze eine hinreichende Menge freie Säure oder Ammoniaksalz, so werden sie durch Ammoniak nicht getrübt. Kohlensäure fixe Alkalien trüben die Magnesiumsalze, kohlensaures Ammoniak jedoch nicht; setzt man aber zu einer Flüssigkeit, welche Magnesia enthält, erst kohlensaures Ammoniak und dann phosphorsaures Natron, so entsteht ein feiner weisser körnig-krystallinischer Niederschlag, von phosphorsaurer Ammoniak-Magnesia.

Dritter Abschnitt.

Die Metalle der reinen Erden.

1. Aluminium. $\text{Al} = 171,2$.

a. Entdeckung. Wöhler stellte zuerst dieses Metall im Jahre 1827 dar. — Seinen Namen hat es von *alumen* (Alaun).

b. Vorkommen. Ausser im Kryolith (einer Verbindung von

Fluoraluminium mit Fluornatrium) stets oxydirt, theils wasserfrei und krystallisirt als Corund, Rubin, Sapphir, Smirgel, theils wasserhaltig als Diaspor, Gibbsit, mit 20—30 Proc. Magnesia verbunden als Spinell, mit Schwefelsäure, Phosphorsäure, grösstentheils aber mit Kieselsäure vereinigt in den Thonen und vielen andern Silicaten (Feldspath, Glimmer etc.).

c. Darstellung. Man erhitzt Aluminiumchlorid mit Kalium in einem verschlossenen Porcellantiegel, und wäscht die erkaltete Masse mit kaltem Wasser aus.

d. Eigenschaften. Ein graues magnetisches Pulver, nimmt unter dem Polirstahle Metallglanz an, zersetzt das Wasser nicht bei gewöhnlicher Temperatur, wohl aber beim Kochen, obgleich nur langsam, dagegen leicht bei Gegenwart einer Säure oder eines Alkalis. In der Glühhitze verbrennt es zu Alaunerde.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen:

Aluminium und Sauerstoff.

Es gibt nur ein Oxyd des Aluminiums, die

Alaunerde. (Thonerde). $\text{Al}_2\text{O}_3 = 642,4$.

(In 100 Theilen: 53,2 Al und 46,8 O).

a. Entdeckung. ?

b. Vorkommen. Siehe Aluminium.

c. Darstellung. Man löst Alaun in Wasser, fällt mit kohlen-saurem Kali oder Natron, wäscht den Niederschlag mit Wasser, löst ihn wieder in Salzsäure, fällt die Solution mit Ammoniak, wäscht, trocknet und glüht den Niederschlag. — Der Alaun, ein Doppelsalz von schwefelsaurem Kali und schwefelsaurer Alaunerde, wird durch das kohlen-saure Alkali zersetzt und die Alaunerde abgeschieden; letzterer bleibt jedoch immer eine kleine Menge des Alkalis anhängen, weshalb man sie in Salzsäure auflösen und mit Ammoniak wieder fallen muss.

Auch erhält man durch blosses Glühen von Ammoniakalaun reine Alaunerde als Rückstand.

d. Eigenschaften. Sie stellt schmutzigweisse, hornartig aussehende Stücke dar, welche ein weisses Pulver geben, ist geruch- und geschmacklos, hat ein spec. Gew. von 3,9, schmilzt nicht in der Hitze unserer Oefen, wohl aber vor dem Knallgasgebläse und zwar zu einer beim Erkalten durchsichtig bleibenden Perle (die, wenn man

der Alaunerde zuvor ein wenig chromsaures Kali zugesetzt hat, dem Edelstein Rubin vollkommen gleicht); löst sich nur sehr schwierig in Säuren und Alkalien, wird mit Kobaltsolution befeuchtet und ge-
glüht blau. — Die frisch gefällte Alaunerde ist eine weisse gallert-
artige Masse, welche nach dem Trocknen in gelinder Wärme ein
Hydrat von der Zusammensetzung = $2 \text{ Al}_2\text{O}_3 + 8 \text{ HO}$ (mit $34\frac{1}{2}$
Pc. Wasser) ist, das sich sehr leicht in Säuren und Alkalien auflöst.

e. Anwendung. Die reine Alaunerde findet nur geringe An-
wendung; in Kalilauge gelöst dient sie in der Kattundruckerei zum
Rothdruck.

f. Verbindungen. Von den Salzen der Alaunerde sind be-
sonders folgende zu betrachten.

Sauerstoffsalze der Alaunerde.

Neutrale schwefelsaure Alaunerde = $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{ SO}_3 + 18 \text{ HO} = 4267,4$. (In 100 Theilen: 15,00 Al_2O_3 , 35,10 SO_3 , und 49,90 HO).

a. Entdeckung. ?

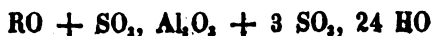
b. Vorkommen. Sie findet sich in mehreren Ländern natürlich,
in Columbien, Cumana, auf der Insel Milo, in Chili, Böhmen, auf Guade-
loupe, in Neu-Sudwales. (Drittelschwefelsaure Alaunerde = $\text{Al}_2\text{O}_3 +$
 $\text{SO}_3 + 9 \text{ HO}$, Aluminit, kommt in weissen erdigen Massen be-
sonders bei Halle und noch an einigen andern Orten vor).

c. Darstellung. Im Grossen behandelt man Thon mit conc.
Schwefelsäure; im Kleinen löst man frisch gefällte Alaunerde in
verdünnter Schwefelsäure, und verdunstet zur Krystallisation.

d. Eigenschaften. Sie krystallisirt in weissen perlenmutter-
glänzenden Blättchen, schmeckt süsslich zusammenziehend, reagirt
stark sauer, schmilzt in der Wärme in ihrem Wasser und hinterlässt
beim Glühen reine Alaunerde, löst sich in 2 Theilen Wasser, nicht
in Alkohol.

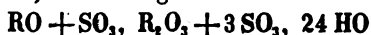
e. Anwendung. In der Färberei statt des Alauns.

f. Verbindungen. Die schwefelsaure Alaunerde bildet mit
schwefelsauren Alkalien und andern leicht löslichen schwefelsauren
Salzen, deren Base die Formel RO hat, eine Reihe merkwürdiger
Doppelsalze, welche im Allgemeinen den Namen Alaun führen.
Alle diese Alaune krystallisiren im tesseralen Systeme und zwar ge-
wöhnlich in Octaedern, Würfeln oder Combinationen dieser beiden
Formen und sind sämmtlich nach der Formel



zusammengesetzt: $RO = KO$ gibt den gewöhnlichen oder Kalialaun, $RO = NaO$ den Natronalaun, $RO = NH_4O$ den Ammoniakalaun, $RO = LiO$ den Lithionalaun, $RO = MgO$ den Magnesia-Alaun, $RO = FeO$ den Eisenoxydul-Alaun, u. s. w.

Die mit der Alaunerde isomorphen basischen Oxyde bilden wiederum sämmtlich mit den eben genannten schwefelsauren Salzen $= RO + SO_3$, ganz ähnliche Doppelsalze von derselben Form und demselben Wassergehalte, deren allgemeine Formel also



ist. R_2O_3 , der Vertreter der Alaunerde, ist hier entweder Eisenoxyd $= Fe_2O_3$, oder Manganoxyd $= Mn_2O_3$, oder Chromoxyd $= Cr_2O_3$. So kennt man einen Kali-Eisenoxyd-Alaun, einen Kali-Manganoxyd-Alaun, einen Kali-Chromoxyd-Alaun u. s. w.

Die in gewerblicher Beziehung wichtigste dieser Verbindungen ist der

Kali-Alaun. $KO + SO_3, Al_2O_3 + 3SO_3, 24HO$.

(In 100 Theilen: 9,94 KO, 10,82 Al_2O_3 , 33,77 SO_3 , und 45,47 HO).

a. Entdeckung. ? Seine Zusammensetzung wurde zuerst von Thomson festgestellt.

b. Vorkommen. Er findet sich hie und da in geringer Menge in der Natur schon fertig gebildet, haarförmig krystallisirt in Klüften und Spalten von Alaunschiefer, als krystallinische tropfsteinartige Massen, in der Nähe von Vulkanen; aufgelöst in Gewässern in Indien, Ungarn.

c. Darstellung. Der meiste Alaun wird künstlich bereitet. Das beste Material dazu, welches bereits alle Bestandtheile des Alauns enthält, der Alaunstein (Alunit) $= KO + SO_3 + 3(Al_2O_3 + SO_3) + 6HO$, findet sich namentlich bei Tolfa in der Nähe von Rom. Er wird daselbst geröstet, bis er schwefelige Säure zu entwickeln anfängt, dann mit Wasser behandelt, wobei eine Portion Alaunerde zurückbleibt, und die Auflösung durch Abdampfen krystallisirt. — An andern Orten lässt man auf Thon concentrirte Schwefelsäure einwirken, versetzt die gebildete heisse Auflösung von schwefelsaurer Alaunerde mit schwefelsaurem Kali oder mit Chlorkalium und lässt unter fortwährendem Umrühren erkalten. Der Alaun schlägt sich dabei als ein feines krystallinisches Pulver (Alaunmehl) nieder, das man mit wenig kaltem Wasser abwäscht und umkrystallisirt. — Der meiste Alaun wird aber aus gewissen bituminösen, von Schwefelkies $= FeS_2$,

durchdrungenen Thonarten gewonnen, welche häufig als geschichtete Gesteine vorkommen und von ihrer Anwendung den Namen Alaun-schiefer führen. Man röstet dieselben, setzt sie dann der Luft aus und befeuchtet sie zuweilen mit Wasser; dabei oxydirt sich das Eisen zu Eisenoxydul, der Schwefel zu Schwefelsäure, und die Hälfte der letztern vereinigt sich mit der Alaunerde. Durch Auslaugen erhält man eine Auflösung von schwefelsaurem Eisenoxydul und schwefelsaurer Alaunerde; fägt man derselben Chlorkalium hinzu, so setzt sich das schwefelsaure Eisenoxydul mit dem Chlorkalium in schwefelsaures Kali und Chloreisen um, und die schwefelsaure Alaunerde tritt mit dem schwefelsauren Kali zu Alaun zusammen. Hat die Flüssigkeit durch Verdunsten einen gewissen Concentrationsgrad erreicht, so entfernt man sie vom Feuer und rührt um, wodurch Alaunmehl niederfällt, welches umkrystallisirt wird. Wendet man statt Chlorkalium Aschenlauge an, so scheidet sich das Eisen als kohlen-saures Eisenoxydul ab, welches abfiltrirt wird. Statt der Aschen-lauge bedient man sich in einigen Fabriken des faulen Haras oder des Hirschhornes, d. h. einer unreinen Auflösung von kohlen-saurem Ammoniak, erhält dann aber natürlich keinen Kali-Alaun, sondern Ammoniak-Alaun.

d. Eigenschaften. Der Kali-Alaun krystallisirt in ansehnlichen farblosen glänzenden Octaedern; man kann ihn aber auch in Würfeln von gleicher Zusammensetzung erhalten, wenn man eine bei 50° mit gewöhnlichem Alaun gesättigte Lösung mit etwas kohlen-saurem Kali versetzt, wodurch ein Niederschlag von basisch-schwefelsaurer Alaunerde entsteht, der beim Umschütteln wieder verschwindet, und hierauf die Flüssigkeit erkalten lässt. Der römische Alaun ist von anhängender, eisenoxydhaltiger Erde röthlich gefärbt, welche beim Auflösen zurückbleibt. Der Alaun schmeckt süßlich zusammenziehend, verwittert bei gewöhnlicher Temperatur nicht, schmilzt in der Wärme in seinem Krystallwasser, blähet sich dann auf und verwandelt sich in eine äußerst lockere schneeweiße Masse, welche wasserfrei ist, und gebrannter Alaun genannt wird. Beim Glühen wird der Alaun unter Entwicklung von schwefeliger Säure und Sauerstoff zer-setzt und hinterlässt ein Gemenge von Alaunerde und schwefelsaurem Kali. Glüht man ihn mit Kohle (am besten Kienruss), so erhält man ein Gemenge von Alaunerde, Schwefelkalium und Kohle, welches sich an der Luft entzündet und den Namen Pyrophor führt. Der Alaun löst sich in 18½ Theilen kaltem, aber schon in 0,75 Theilen

kochendem Wasser auf; die Auflösung reagirt stark sauer; Alkohol wirkt nicht darauf ein.

Der Ammoniakalaun unterscheidet sich äusserlich in nichts von dem Kalialaun, besitzt auch dieselbe Löslichkeit, hinterlässt aber beim Glühen reine Alaunerde.

e. Anwendung. Der Alaun dient zur Darstellung der Alaunerde und vieler Alaunerdepräparate; als Beizmittel in der Färberei, Kattundruckerei; zur Bereitung von Lackfarben; in der Weissgerberei, zum Klären, zu feuerfesten Anstrichen; zur Reinigung des Fetts, Talgs; in der Medicin etc.

Kieselsaure Alaunerde.

Sie kommt in der Natur in verschiedenen Verhältnissen theils rein, theils mit andern Silicaten etc. verbunden vor. Einige derselben sind krystallisirt, aber am wichtigsten sind die Verbindungen derselben mit Wasser. Die gewöhnlichen Thonarten, die Porcellanerde sind wesentlich wasserhaltige kieselsaure Alaunerde, enthalten aber stets eine gewisse Menge von kieselsaurem Kali. Diese Körper sind offenbar Verwitterungsprodukte der Urgebirge, namentlich des Granits, wobei das darin enthaltene kieselsaure Kali durch Wasser grösstentheils gelöst und entfernt wurde. Die diese Produkte liefernden Doppelsalze von kieselsaurer Alaunerde und kieselsauren Alkalien heissen Feldspath und sind nach derselben Formel wie der Alaun zusammengesetzt, d. h. sie können betrachtet werden als wasserfreier Alaun, worin die Schwefelsäure durch Kieselsäure vertreten ist.

Die reinste Thonart, der Kaolin oder die Porcellanerde, ist weiss, amorph, zerreiblich, und gibt mit Wasser einen nur wenig bindenden Teig. Er enthält öfters auch unzersetzten Feldspath im Innern, den man aber durch Zerreiben und Schlämmen trennen kann. Der auf diese Weise gereinigte Kaolin nähert sich in seiner Zusammensetzung der Formel $Al_2O_3 + SiO_2 + 2 HO$. Die gewöhnlichen Thonarten weichen in ihrer Zusammensetzung häufig nicht unbedeutend hiervon ab, kommen aber meistens mit wechselnden Mengen von Quarzsand, Eisenoxyd und kohlen-sauren Kalk vermengt vor, wodurch ihre physikalischen und chemischen Eigenschaften bedeutend verändert sind.

Der gewöhnliche Thon ist meist sehr plastisch, d. h. er bildet mit Wasser einen sehr zähen Teig, der sich kneten und in alle Ge-

stehen bringen lässt; er heisst dann fett; durch Beimengung fremder Stoffe verliert aber der Thon an seiner Plasticität und heisst dann mager. Der mit viel (80 Pct. und darüber) kohlensauren Kalk vermengte Thon heisst Mergel. Während der reine Thon unschmelzbar ist, lässt sich der mit viel Eisenoxyd oder kohlensaurem Kalk verunreinigte Thon schmelzen. Der mit Quarzsand vermengte Thon ist dagegen gleichfalls unschmelzbar.

Bolus heisst ein feiner schmelzbarer Thon, der in Wasser unter Knistern zerfällt. Er ist weiss, gelb oder roth gefärbt. An ihn schliesst sich das sogenannte Steinmark.

Gewisse Thonarten, welche zum Entfetten der Wollstoffe dienen, heissen Walkerde.

Ocker nennt man innige Gemenge von Thon und Eisenoxydhydrat, auch wohl Manganoxydhydrat, die man als Farben anwendet. Sie zeigen je nach dem Mengenverhältniss der genannten Metalloxyde alle Nuancen von gelb durch roth bis braun.

Die Anwendung der Thonarten ist höchst mannigfaltig; sie dienen zur Fabrication des Porcellans, Steinguts, zu Ziegelsteinen, Tabakspfeifen, Schmelzriegeln etc. Die wichtigsten dieser Fabricate können wir nicht umhin, hier noch mit einigen Worten zu berühren.

Das Porcellan wird aus Porcellanerde, Quarz, Feldspath und Gyps bereitet, und mittelst Feldspath nebst Zusatz von etwas Quarz glasirt. Das Porcellan ist weiss, durchscheinend, feinkörnig und flachmuschelartig auf dem Bruche, fettglänzend, halbgeschmolzen, saugt kein Wasser an; die Glasur ist durchsichtig.

Das englische Steingut wird aus einem guten weissen Thon mit einem Zusatz von Kalk und Quarz verfertigt, mittelst Kochsalz glasirt. Es ist auf dem Bruche nicht so feinkörnig, mehr erdig, saugt Wasser ein, hängt sich an die Zunge an, ist nicht durchscheinend; die Glasur ist ein durchsichtiges Glas.

Zum gewöhnlichen Steinzeug werden dieselben Materialien genommen, wie zum Steingut, aber nicht geschlämmt, sondern nur fein gepulvert; auch sind sie meistens eisenhaltiger. Die Glasur wird ebenfalls mittelst Kochsalz bewerkstelligt.

Die Fayence, aus weissem Thon und feinem Quarzsand bereitet, mit einem Blei- und Zinnoxid enthaltendem Glase glasirt, ist auf dem Bruche ganz erdig und porös, hängt sich an die Zunge an, ist nicht selten röthlich durch Eisenoxyd gefärbt; die Glasur ist undurchsichtig.

Das Töpfergeschirr, aus Töpferthon (Thon, welcher kohlen-sauren Kalk und viel Eisenoxyd enthält) geformt, und mit einer Fritte, aus Thon, Sand und Bleiglätte bestehend, glasirt. Soll die Glasur gefärbt erscheinen, z. B. braun, so setzt man Hammerschlag hinzu, grün Kupferasche, schwarz Braunstein, dunkelgelb Antimon. diaphoret. oder Antim. crud., Eisenoxyd, blau Zaffer, weiss Zinn-oxyd. Ist nicht zu viel Bleiglätte beigemischt, die Glasur gehörig im Feuer mit der Töpferwaare verbunden, so ist das kiesel-saure Bleioxyd unschädlich; ist aber zu viel Bleiglätte angewendet worden, und nicht gehörig eingebrannt, so blättert sich die Glasur ab, gibt auch schon an schwache Säuren Blei ab und kann dann für den Küchengebrauch nachtheilig werden. Bleifreie Glasuren verdienen allerdings immer den Vorzug vor bleihaltigen, sind aber auch meistens theurer. Manche Hohofenschlachen eignen sich sehr gut zur Glasur des Töpfergeschirres.

Mauerziegel, Dachziegel, sind aus mit Sand vermengtem Thon (Letten) geformt und gebrannt, wobei diejenigen, welche die grösste Hitze erleiden, theils oberflächlich, theils ganz schmelzen. Man kann sie auch mit Kochsalz glasiren.

Die hessischen Schmelztiegel bestehen aus feuerfestem, mit Quarz gemengtem Thon; die Passauer Tiegel aus Thon und Graphit.

Haloidsalze des Aluminiums.

Aluminiumchlorid. = $Al_2 Cl_6$ = 1673,5.

(In 100 Theilen: 20,43 Al und 79,57 Cl).

a. Entdeckung. Oerted stellte diese Verbindung zuerst wasserfrei dar.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Wasserfrei erhält man die Verbindung, wenn man über ein inniges Gemenge von Alaunerde und Kühle trocknes Ochlorgas leitet und das Uebergehende in einer gut abgekühlten Vorlage auffängt. — Eine wasserhaltige Verbindung erhält man durch Auflösen des Alaunerdehydrats in Salzsäure und Verdunsten im Vacuo.

d. Eigenschaften. Das wasserfreie Aluminiumchlorid bildet kleine gelblichweisse krystallinische Blättchen, ist sehr flüchtig, bildet an der Luft dicke weisse Nebel und zerfließt; löst sich leicht in Wasser, Weingeist und Aether. Das wasserhaltige bildet gleichfalls sehr zerfließliche Krystalle, welche die Formel $Al_2 Cl_6 + 12 HO$ ($44\frac{1}{2}$ P.

Wasser) haben, zersetzt sich in der Hitze und hinterlässt beim Abdampfen zur Trockne reine Alaunerde.

e. Anwendung. In der Weissgerberei, zu welchem Behufe man aber kein reines Aluminiumchlorid darstellt, sondern Auflösungen von Alaun und Kochsalz zusammengiess.

Aluminium und Schwefel.

Das Aluminium verbindet sich nach Wöhler nur in der Glühhitze mit dem Schwefel. Das Produkt ist eine schwarze halbmetallische, an der Luft zersetzbare Masse.

Ultramarin.

So heisst die schöne blaue Malerfarbe, welche den farbigen Bestandtheil des Lasursteins oder vielmehr den reinen Lasurstein selbst ausmacht. Der Lasurstein findet sich in Asien (Bucharei, Thibet, China, Persien, Sibirien), selten in Rhombendodecaëdern, meist derb, hat eine Härte von 5,5, ein spec. Gewicht von 2,7, schmilzt vor dem Löthrohre zum weissen, durchscheinenden Glase, wird von Salzsäure unter Entwicklung von Schwefelwasserstoff schnell entfärbt und gelatinirt dabei. Nach einer Analyse von Varrentrapp besteht er in 100 Theilen aus: 45,50 Kieselerde, 5,90 Schwefelsäure, 31,76 Alaunerde, 3,52 Kalk, 9,09 Natron, 0,95 Schwefel, 0,86 Eisen, 0,42 Chlor und 0,12 Wasser. Die Ursache seiner blauen Farbe kennt man noch nicht; wahrscheinlich rührt sie von einer eigenthümlichen Schwefelungsstufe des Eisens her, welche mit Schwefelnatrium zu einem Schwefelsalze verbunden ist.

Seit mehrern Jahren bereitet man diese Verbindung künstlich und zu sehr billigen Preisen.

Künstlicher Ultramarin.

Die ersten Probe davon erhielt Döbereiner 1815. C. G. Gmelin sowie Guimet entdeckten ihn 1828 aufs Neue. Seine Darstellung wird als Geheimniss betrieben und die bisher publicirten Vorschriften weichen ziemlich von einander ab. Die wesentlich nothwendigen Materialien zu seiner Darstellung sind: kohlen-saures Natron, Kieselerde, Alaunerde, Schwefel und Eisen. Das Eisen braucht nicht absichtlich zugesetzt zu werden, wenn man rohe Materialien anwendet, denn der zufällige Eisengehalt des Schwefels und der Alaunerde ist gerade hinreichend, um mit dem entstandenen Schwefelnatrium die blaue Färbung zu bedingen. Die obengenann-

ten Rohmaterialien werden gemengt und gegläht, wobei erst eine grüne — grüner Ultramarin —, dann eine blaue Masse entsteht, die man mit Wasser wieder auswäscht und schlämmt. Elsner hat den grünen und blauen Nürnberger Ultramarin untersucht und in 100 Theilen folgendermaassen zusammengesetzt gefunden. Grüner: 40,0 Kieselerde, 29,5 Alaunerde, 23,0 Natron, 3,4 Schwefelsäure, 4,0 Schwefel, 1,0 Eisenoxyd (als Schwefeleisen vorhanden). Blauer: 39,9 Kieselerde, 30,0 Alaunerde, 25,5 Natron, 0,4 Schwefelsäure, 4,6 Schwefel, 0,9 Eisenoxyd (als Schwefeleisen vorhanden).

Kennzeichen der Aluminiumsalze.

Sie sind farblos, wenn die Säure nicht gefärbt ist. Ammoniak erzeugt in ihren Auflösungen einen weissen, flockigen Niederschlag, der sich weder in überschüssigem Ammoniak, noch in Ammoniaksalzen, dagegen leicht in Aetzkali oder Aetznatronlauge auflöst. Kohlensaure Alkalien sowie Schwefelwasserstoff-Schwefelalkalien verhalten sich wie das Ammoniak. — Befeuchtet man ein Aluminiumsalz mit salpetersaurer Kobaltoxydlösung, und erhitzt vor dem Löthrohre, so färbt es sich schön blau.

2. Beryllium. Be = 87,5.

a. Entdeckung. Vauquelin entdeckte 1797 das Oxyd dieses Metalls, die Beryllerde, und Wöhler stellte 1828 das Metall daraus dar. — Seinen Namen hat es von dem Minerale Beryll (*βήρυλλος*).

b. Vorkommen. Es findet sich nur oxydirt, mit Kieselsäure verbunden in wenigen Mineralien, nämlich im Beryll, Smaragd, Euklas, Phenakit, Leucophan, Helvin, und Gadolinit, mit Alaunerde verbunden im Chrysoberyll.

c. Darstellung. Aus dem Berylliumchlorid wie das Aluminium.

d. Eigenschaften. Ein dunkelgraues Pulver, welches unter dem Polirstahle Metallglanz annimmt; oxydirt sich weder an der Luft bei gewöhnlicher Temperatur, noch in siedendem Wasser, verbrennt beim Glühen mit grossem Glanze, löst sich in Säuren, sowie in Aetzkalilauge unter Entwicklung von Wasserstoffgas auf.

e. Anwendung. Weder das Metall noch seine Verbindungen haben bis jetzt eine praktische Benutzung gefunden.

f. Verbindungen. Mit dem Sauerstoff bildet das Beryllium nur ein Oxyd, die Beryllerde = BeO . Sie ist ein weisses leichtes Pulver von 2,96 — 3,02 spec. Gewicht, unschmelzbar, leicht löslich in Säuren, als Hydrat auch in kohlen sauren und ätzenden Alkalien, mit Ausnahme des Aetzammoniaks. Ihre Salze sind farblos, schmecken süß zusammenziehend. Das Berylliumchlorid ist flüchtig und dem Aluminiumchlorid ähnlich.

3. Erbium. Er.

a. Entdeckung. Mosander 1843. — Sein Name ist von *Ytterby* (dem schwedischen Fundorte mehrerer, Yttererde enthaltender Fossilien) durch Weglassung der ersten drei Buchstaben gebildet, weil sein Oxyd die schwächste der drei in der Yttererde befindlichen Basen ist; die zweitstärkste Base ist das Oxyd des Terbium, und dieser Name wurde nach demselben Principe, mit Weglassung der ersten zwei Buchstaben des Wortes *Ytterby* gewählt.

b. Vorkommen. Ist als Oxyd ein steter Begleiter der Yttererde (siehe Yttrium).

c. Darstellung. Das Erbium ist bis jetzt nur als Oxyd (Erberde) bekannt.

d. Eigenschaften. Die Erberde ist weiss, wird beim Erhitzen an der Luft dunkelorange gelb, verliert aber diese Farbe unter einem kleinen Gewichtsverlust wieder, wenn man sie in Wasserstoffgas erhitzt; sie ist die Ursache der gelben Farbe, welche die Yttererde zuweilen hat.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Die salpetersaure Erberde ist farblos und verwittert; die schwefelsaure Erberde ist farblos und verwittert nicht.

4. Terbium. Tr.

a. Entdeckung. }
 b. Vorkommen. } Siehe Erbium.
 c. Darstellung. }

d. Eigenschaften. Die Terberde ist weiss.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Die Salze dieses Metalls sind röthlich die salpetersaure Terberde verwittert nicht; die schwefelsaure Terberde verwittert.

5. Thorium. Th = 743,9.

a. Entdeckung. Berzelius 1828. — Sein Name ist von dem skandinavischen Götzen Thor abgeleitet.

b. Vorkommen. Nur oxydirt, mit Kieselerde verbunden im Thorit (auf der Insel Lövön bei Brevig in Norwegen), ferner im Pyrochlor und wenigen andern Mineralien Sibiriens.

c. Darstellung. Aus dem Thoriumchlorid wie das Aluminium.

d. Eigenschaften. Ein schweres, dunkelbleigraues, beim Reiben metallglänzendes Pulver, verändert sich nicht im Wasser, verbrennt bei gelindem Erhitzen an der Luft, löst sich in Säuren, nicht in Alkalien.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Mit dem Sauerstoff bildet das Thorium nur ein Oxyd, die Thorerde = ThO. Sie ist weiss, von 9,40 spec. Gewicht, unschmelzbar, löst sich, frisch bereitet und noch feucht, leicht in Säuren, auch in kohlensauren, nicht in ätzenden Alkalien, nach dem Glühen nur in concentrirter Schwefelsäure auf. Ihre Salze sind farblos, schmecken rein zusammenziehend. Das Thoriumchlorid verhält sich wie das Aluminiumchlorid.

6. Yttrium. Y = 402,3.

a. Entdeckung. Das Oxyd dieses Metalls entdeckte Gadolin 1794; das Metall stellte Wöhler 1828 daraus dar. — Ueber die Ableitung seines Namens siehe Erbium.

b. Vorkommen. Es findet sich nur oxydirt, in einigen seltenen kieselerdehaltigen skandinavischen und sibirischen Mineralien, nämlich im Ytterit (Gadolinit), Yttrotantalit, Yttrocerit, Orthit, Pyrorthit, sowie in der phosphorsauren Yttererde.

c. Darstellung. Aus dem Yttriumchlorid wie das Aluminium.

d. Eigenschaften. Es erscheint in metallglänzenden, eisen-schwarzen Schuppen, oxydirt sich nicht an der Luft und im Wasser, verbrennt beim Glühen, löst sich in verdünnten Säuren unter Entwicklung von Wasserstoffgas, schwieriger in Kalilauge, nicht in Ammoniak.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Mit dem Sauerstoff bildet das Yttrium nur ein Oxyd, die Yttererde = YO. Sie ist weiss (nur durch

anhängende Erberde gelblich gefärbt), unsmelzbar, von 4,84 spec. Gewicht, löst sich leicht in Säuren, als Hydrat auch in kohlensuren, nicht in ätzenden Alkalien. Ihre Salze sind farblos, schmecken zucker-süss, und werden durch Kaliumeisencyanür weiss gefällt; das salpe-tersaure Salz ist sehr hygroskopisch, das schwefelsaure Salz luftbe-ständig. Das Yttriumchlorid ist sehr zerfliesslich, aber nicht flüchtig.

7. Zirkonium. Zr = 420,0.

a. Entdeckung. Das Oxyd dieses Metalls entdeckte Klap-roth 1789; Davy erhielt nur Spuren des Metalls, Berzelius stellte es 1823 in grösserer Menge dar.

b. Vorkommen. Nur als Oxyd in wenigen Silicaten, nämlich dem Zirkon, Hyazinth und Eudialyt.

c. Darstellung. Aus dem Kaliumzirkoniumfluorid mittelst Kalium in der Hitze.

d. Eigenschaften. Ein kohlschwarzes, beim Reiben metall-glänzendes Pulver, verändert sich nicht in Wasser, Kalilauge, Salz-säure, wenig in Salpetersäure und Königswasser, wird von Flusssäure lebhaft angegriffen und gelöst, verbrennt beim Glühen an der Luft.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Mit dem Sauerstoff bildet das Zirkonium nur ein Oxyd, die Zirkonerde = Zr_2O_3 . Sie ist weiss, von 4,3 spec. Gewicht, löst sich als Hydrat leicht in verdünnten Säuren, in kohlensuren, nicht in ätzenden Alkalien, im geglühten Zustande aber nur in heisser concentrirter Schwefelsäure. Ihre Salze sind farblos, schmecken rein zusammenziehend, werden von Gerbsäure gelb, von schwefelsaurem Kali weiss gefällt. Das Zirkoniumchlorid ist nicht zerfliesslich und nicht flüchtig.

Vierter Abschnitt.

Die unedlen Metalle, welche vorzugsweise Basen bilden.

1. Cerium. Ce = 590,8.

a. Entdeckung. Es wurde im Jahre 1803 von Berzelius und Hisinger und gleichzeitig auch von Klaproth entdeckt.

1839 fand Mosander, dass das bis dahin für einfach gehaltene Cerium stets noch von einem zweiten Metalle begleitet sey, welches er Lanthan (von *λανθανειν*: verbergen; d. h. dieses Metall war lange in Cerium versteckt, ehe man es fand) nannte, und 1842 entdeckte derselbe Chemiker darin abermals ein neues Metall, das Didym (von *διδυμος*: Zwillig; Zwillingbruder des Lanthans im Cerium). — Das Cerium ist nach der Göttin Ceres oder vielmehr nach dem kurze Zeit vorher (1801) von Piazzi entdeckten, und von ihm mit dem Namen Ceres belegten Planeten benannt.

b. Vorkommen. Es findet sich mit Ausnahme des Fluorceriums, nur oxydirt in einigen seltenen nordischen Silicaten, als Cerin (Allanit), Cerit, Gadolinit, Orthit, Pyrorthit, Tschewkinit.

c. Darstellung. Ceriumchlorür wird mit Kalium erhitzt, die erkaltete Masse mit kaltem Wasser und dann noch mit Alkohol gewaschen.

d. Eigenschaften. Ein graues (wenn lanthanhaltig: ochroledebraunes) Pulver, nimmt beim Reiben Metallglanz an, zersetzt das Wasser bei gewöhnlicher Temperatur langsam, in der Kochhitze rascher, verbrennt beim Glühen an der Luft.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Mit dem Sauerstoff bildet das Cerium zwei Stufen, Oxydul = CeO und Oxyd = Ce_2O_3 . Das Cerioxydul ist im wasserfreien Zustande noch unbekannt; als Hydrat ist es weiss, der Niederschlag nimmt aber beim Trocknen eine blassgelbe Farbe an und geht theilweise in Oxyd über. Das Cerioxyd ist citronengelb (das rohe ist durch Didymoxyd schmutzig ziegelroth), löst sich in nicht zu verdünnten Säuren, die kalt bereitete Lösung desselben in Salzsäure entbindet in der Wärme Chlor, indem das Ceriumchlorid in Chlorür übergeht. Die Ceriumoxydulsalze sind farblos, schmecken süß zusammenziehend, geben mit schwefelsaurem Kali ein weisses, schwer lösliches Doppelsalz, mit Alkalien, auch mit Schwefelammonium weisse permanente Niederschläge. Die Ceriumoxydsalze sind gelb, schmecken säuerlich süß, geben mit schwefelsaurem Kali ein gelbes schwer lösliches Doppelsalz, mit Alkalien hellgelbe Niederschläge, mit Schwefelammonium einen weissen Niederschlag.

2, Didym. Di = 620,0.

a. Entdeckung. Siehe Cerium.

b. Vorkommen. Siehe Cerium.

c. Darstellung. Es ist bis jetzt nur als Oxyd bekannt.

d. Eigenschaften. Das Didymoxyd ist dunkelbraun; durch Glühen wird es fast farblos, ohne sein Gewicht merklich zu ändern.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Die Salze dieses Metalls sind rosenroth.

3. Lanthan. La = 588,0.

a. Entdeckung. Siehe Cerium.

b. Vorkommen. Siehe Cerium.

c. Darstellung. Es ist bis jetzt nur als Oxyd bekannt.

d. Eigenschaften. Das Lanthanoxyd ist weiss und löst sich schon in sehr stark verdünnter Salpetersäure leicht auf.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Die Salze dieses Metalls sind farblos.

4. Mangan. (Braunsteinmetall). Mn = 345,0.

a. Entdeckung. Zuerst erkannten Kaim und Winterl 1770, später auch Scheele und Bergmann dieses Metall als eigenthümlich, und Gahn stellte es zuerst regulinisch dar. — Sein Name ist zunächst abgeleitet von *μαγγανον* (Zaubermittel), was wiederum mit *Magnet* (der wegen seiner merkwürdigen Eigenschaft, das Eisen anzuziehen, wohl als ein zauberischer Körper betrachtet werden konnte) und mit *Magnesia* (s. Magnesium) zusammenhängt; manche Erze des Mangans haben nämlich im Aeussern Aehnlichkeit mit dem Magneteisenstein, da man aber an ihnen die eisenanziehende Kraft des letztern vermisste, so nannte man sie *Pseudomagnes* (falscher Magnet), und übertrug auf diese Weise den Namen des „ächtten Zaubersteins“ (*μαγγανον*) auf den „falschen.“

c. Vorkommen. Es findet sich in der Natur ziemlich häufig, aber nie rein, sondern stets gebunden, besonders an Sauerstoff als Oxyduloxyd, Oxyd, Superoxyd, dann geschwefelt, als kohlen-, schwefel-, phosphor- und kieselsaures Salz; in geringer Menge im Pflanzen- und Thierreiche, und in einigen Mineralwässern.

c. Darstellung. Man gewinnt es durch Reduction seiner Oxyde mittelst Kohle in heftiger Glühhitze.

d. Eigenschaften. Es ist weissgrau, stark metallglänzend,

von 8,01 spec. Cewicht, etwas dehnbar, zerspringt aber unter dem Hammer, sehr schwer schmelzbar, nicht magnetisch, zerfällt an der Luft durch Anziehung von Sauerstoff zu einem schwarzbraunen Pulver, zerlegt das Wasser langsam bei gewöhnlicher Temperatur, rasch beim Sieden, löst sich leicht in verdünnten Säuren.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen:

Mangan und Sauerstoff.

Das Mangan hat fünf Oxydationsstufen, von denen zwei die Eigenschaften der Basen, eine die der indifferenten Oxyde und zwei die der Säuren besitzen.

1. Manganoxydul . . Mn O.
2. Manganoxyd . . Mn₂O₃.
3. Mangansuperoxyd . Mn O₂.
4. Mangansäure . . Mn O₃.
5. Uebermangansäure Mn₂O₇.

Manganoxydul. MnO = 445,0.

(In 100 Theilen: 77,55 Mn und 22,45 O).

a. Entdeckung. Berzelius ermittelte zuerst seine Zusammensetzung.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Es bildet sich bei der Einwirkung von Wasser oder verdünnten Säuren auf das Metall, von starken Säuren auf die höhern Oxydationsstufen in der Wärme. Man erhält es durch Glühen des kohlen-sauren Manganoxyduls bei Abschluss der Luft, oder durch Reduction der höhern Oxyde mittelst Wasserstoffgas.

d. Eigenschaften. Es ist ein hellgrünes Pulver, oxydirt sich nach und nach an der Luft höher und wird braun, löst sich leicht in Säuren, in Salzsäure ohne Entwicklung von Chlor. Das Hydrat = MnO + HO (mit 21 Pc. Wasser) durch Alkalien aus Manganoxydulsalzen gefällt, ist weiss, wird aber an der Luft schnell höher oxydirt und braun.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Das Manganoxydul ist eine starke Base. Die wichtigsten Manganoxydulsalze werden weiter unten abgehandelt.

Manganoxyd. Mn₂O₃ = 990,0.

(In 100 Theilen: 69,69 Mn und 30,31 O).

a. Entdeckung. Berzelius ermittelte zuerst seine Zusammensetzung.

b. Vorkommen. Es findet sich wasserfrei als Braunit, wasserhaltig als Manganit (Schwarzmanganerz), mit Wasser, Baryt und Kali verbunden als Psilomelan (Hartmanganerz), mit Wasser und Kupferoxyd verbunden als Kupfermanganerz.

c. Darstellung. Man erhält es künstlich durch gelindes Erhitzen des Superoxyds oder des salpetersauren Oxyduls.

d. Eigenschaften. Das natürliche Oxyd bildet schwarze Massen, die ein röthlichbraunes Pulver geben; das künstliche ist ein schwarzes Pulver. Es löst sich in Salzsäure zu einer dunkelbraunen, nach Chlor riechenden Flüssigkeit, die in der Hitze schnell rosaroth und zur Chlorür wird. Das natürliche Hydrat hat die Formel $Mn_2O_3 + HO$; das künstliche Hydrat, durch Fällen eines Oxydsalzes mit Alkalien erhalten oder auch durch Fällen eines Oxydulsalzes mit Alkalien und Aussetzen des weissen Niederschlags an die Luft erhalten ist lederbraun und hat die Formel $Mn_2O_3 + 2 HO$.

e. Anwendung. Man bedient sich des Oxydhydrats in der Kattundruckerei, um einen braunen Grund zu erzielen, zu welchem Zwecke Manganchlorür benutzt wird.

f. Verbindungen. Das Manganoxyd ist eine sehr schwache Base, deren Salze wenig Beständigkeit haben und leicht in Oxydsalze zurückgeführt werden können.

Eine Verbindung des Manganoxyduls mit dem Manganoxyd, Manganoxyduloxyd = $MnO + Mn_2O_3$ (27,3 P.c. O) findet sich in der Natur als schwärzliches auf dem Striche röthlichbraunes Mineral, das den Namen Hausmannit führt. Sie wird künstlich erhalten, wenn man irgend eine Oxydationsstufe des Mangans oder auch kohlen-saures Manganoxydul bei freiem Luftzutritt glühet, und ist dann ein braunes Pulver. Verdünnte Säuren lösen daraus das Oxydul auf und hinterlassen Oxyd; starke Säuren zersetzen es in Oxydul und Superoxyd = $2 MnO + MnO_2$.

Mangansuperoxyd (Braunstein). $MnO_2 = 545,0$.

(In 100 Theilen: 63,30 Mn und 36,70 O).

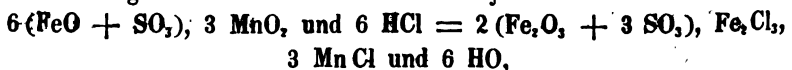
a. Entdeckung. In dieser Verbindung wurde zuerst die Eigenthümlichkeit des Mangans erkannt.

b. Vorkommen. Es findet sich wasserfrei an mehreren Orten in bedeutender Menge, z. B. in Thüringen, am Harz, in Böhmen, Mähren etc. und heisst Pyrolusit oder Weichmanganerz, ferner als Hydrat (Gröroilith der Mineralogen), sowie mit Alaunerde verbunden.

c. Darstellung. Künstlich erhält man das Superoxyd als Hydrat bei der Behandlung des Manganoxyduloxyds mit Salpetersäure, oder bei der Zersetzung des mangansauren Kalis durch heisses Wasser, oder beim Einleiten von Chlor in Wasser, worin kohlen-saures Manganoxydul suspendirt ist.

d. Eigenschaften. Der Pyrolusit erscheint derb und krystallisirt, dunkeleisenschwarz, metallglänzend, auf dem Striche schwarz, weicher als Kalkspath; das Hydrat = $\text{MnO}_2 + \text{HO}$ bildet ein schwarzes Pulver. Das Mangansuperoxyd ist unschmelzbar vor dem Löthrohre, wird aber dabei rothbraun und zu Oxyduloxyd, indem es 12 Pc. Sauerstoff verliert, löst sich nicht in Salpetersäure, löst sich in verdünnter Schwefelsäure unter Reduction zu Oxydul und Entwicklung von Sauerstoffgas, in Salzsäure unter Entwicklung von Chlor.

Das Mineral enthält stets etwas Eisenoxyd und Kieselerde, auch mitunter Kalkstein, Schwerspath und niedrigere Oxydationsstufen des Mangans eingemengt, wodurch natürlich sein technischer Werth vermindert wird. Es ist daher von Wichtigkeit, ihn vorher zu prüfen, d. h. seinen Gehalt an Superoxyd zu bestimmen. Diess geschieht, wie beim Chlorkalk, durch Oxydation einer bestimmten Menge Eisenvitriol; da 2 Aeq. Eisenvitriol 1 Aeq. Sauerstoff bedürfen, damit das Eisenoxydul in Oxyd übergeht, und da 1 Aeq. Mangansuperoxyd dieses 1 Aeq. Sauerstoff liefert, so werden 3475 Theile Eisenvitriol durch 545 Theile reines Mangansuperoxyd oxydirt, oder 319 Gran Eisenvitriol durch 50 Gr. Mangansuperoxyd. Man stellt den Versuch am besten so an, dass man 319 Gr. Eisenvitriol in einem Kölbchen in verdünnter Salzsäure auflöst, die Auflösung nahe zum Kochen erhitzt, und nun so lange von einer genau abgewogenen Menge (100 Gr.) des fein gepulverten Braunsteins in kleinen Portionen hinzufügt, bis ein herausgenommener Tropfen durch Kaliumeisencyanid nicht mehr blau wird. Wären alle 100 Gr. Braunstein verbraucht worden, so enthielten dieselben nur 50 Gr. reines Superoxyd. Die Salzsäure dient zur leichtern Zersetzung des Braunsteins: es entsteht dadurch eigentlich schwefelsaures Eisenoxyd und Eisenchlorid:



aber das Endresultat bleibt dasselbe, denn das Eisenchlorid entspricht ja in seinem Verhalten und in seiner Zusammensetzung ganz dem Eisenoxyde.

e. Anwendung. Es dient zur Darstellung des Sauerstoffgases,

des Chlors, zur Entfärbung des Glases, zu einer schwarzen Glasur auf Töpfergeschirr, zu violetten Farben auf irdene Waaren; zur Darstellung der Unterschwefelsäure aus schwefeliger Säure, zu andern Manganpräparaten.

Mangansäure. $MnO_2 = 645,0$.

(In 100 Theilen: 53,48 Mn und 46,52 O).

a. Entdeckung. Sie wurde erst im Jahre 1832 von Mitscherlich genau unterschieden, war aber als Kaliverbindung unter dem Namen mineralisches Chamaeleon schon weit früher bekannt.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man kennt sie bis jetzt nur in Verbindung mit Basen. Das rohe Kalisalz erhält man durch Glühen von gleichen Theilen Braunstein und Aetzkali. Um daraus das reine mangansaure Kali zu gewinnen, behandelt man die grüne Masse bei Abschluss der Luft mit Wasser, und verdunstet die vom Bodensatze klar abgessene Lauge im Vacuo neben Schwefelsäure.

d. Eigenschaften. Das reine mangansaure Kali bildet schöne grüne Krystalle, ist aber äusserst leicht zersetzbar. Verdünnte Salpetersäure und Schwefelsäure entbinden daraus Sauerstoffgas und fällen Mangansuperoxydhydrat; fast alle organische Säuren und andere organische Stoffe zersetzen es sehr schnell. Seine wässrige Lösung verändert die grüne Farbe schnell in Violettröth und lässt ein braunes Pulver von Superoxydhydrat fallen, während die Flüssigkeit nun übermangansaures Kali enthält; endlich wird, unter abermaliger Abscheidung von Superoxyd die Flüssigkeit farblos. Ist die Flüssigkeit sehr verdünnt, so scheidet sich kein Superoxyd ab, sondern alle Mangansäure geht dann durch den in Wasser gelösten Sauerstoff in Uebermangansäure über. Dieser Farbenwechsel der Auflösung des mangansauren Kalis beim Stehen ist der Grund, warum diese Verbindung den Namen mineralisches Chamaeleon erhalten hat. Ueberschüssiges Alkali verhindert die Zersetzung des mangansauren Kalis. — Die mangansauren Salze sind sämmtlich grün; das Barytsalz löst sich fast gar nicht in Wasser.

e. Anwendung. Keine.

Uebermangansäure. $Mn_2O_7 = 1390,0$.

(In 100 Theilen: 49,63 Mn und 50,37 O).

a. Entdeckung. Sie war durch die Untersuchung von Ed-

wards und Chevillot (1818), Forchhammer, Fromherz, Unverdorben schon länger bekannt, aber für Mangansäure gehalten (man betrachtete nämlich die grünen Verbindungen als basische, die rothen als neutrale mangansaure Salze), bis Mitscherlich 1832 beide Säuren unterschied und analysirte.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Sie bildet sich durch Einwirkung der Luft auf mangansaure Salze, schneller, wenn zugleich eine Säure zugesetzt wird, wie denn überhaupt die Mangansäure bei Gegenwart freier Säure nicht bestehen kann. Zu ihrer Isolirung bereitet man sich erst mangansauren Baryt durch Glühen von Braunstein mit salpetersaurem Baryt, führt denselben durch Behandeln mit verdünnter Salpetersäure in übermangansauren Baryt über, reinigt letztern durch Krystallisiren, und scheidet daraus den Baryt durch vorsichtigen Zusatz von Schwefelsäure.

d. Eigenschaften. Die Uebermangansäure ist eine dunkelrothe Flüssigkeit, zersetzt sich bei gewöhnlicher Temperatur langsam, bei + 30 bis 40° rasch in Sauerstoff und Superoxydhydrat, wird auch durch organische und andere reducirende Stoffe in derselben Weise zersetzt. Versetzt man die Uebermangansäure mit überschüssigem Kali, so verliert sie Sauerstoff, verwandelt sich in Mangansäure und die Flüssigkeit wird grün. — Die übermangansauren Salze sind im festen Zustande dunkelroth bis schwarzroth, meist leicht löslich in Wasser.

e. Anwendung. Die übermangansauren Salze werden als kräftige Oxydationsmittel zuweilen benutzt, um niedere Oxydationsstufen in höhere, z. B. die schwefelige Säure in Schwefelsäure zu verwandeln.

Sauerstoffsalze des Manganoxyduls.

Schwefelsaures Manganoxydul. $\text{MnO} + \text{SO}_2 = 945,0$.

(In 100 Theilen: 47,08 MnO und 52,92 SO_2 .)

a. Entdeckung. Brandes, sowie Graham untersuchten dieses Salz näher.

b. Vorkommen. Es findet sich in dem natürlichen Eisen- und Zinkvitriol.

c. Darstellung. Man erhält es als Rückstand bei der Darstellung des Sauerstoffs aus Braunstein und Schwefelsäure, bei der

Darstellung des Chlors aus Braunstein, Kochsalz und Schwefelsäure; oder man glühet gleiche Theile Braunstein und Eisenvitriol und laugt die Masse aus. Die Lösung wird filtrirt und zur Krystallisation verdunstet.

d. Eigenschaften. Es krystallisirt unter $+ 6^\circ$ schiefrhombisch mit 7 Aeq. (45 $\frac{1}{2}$ Pc.) Wasser, zwischen $+ 6$ und 20° schiefrhomboidisch mit 5 Aeq. (37 Pc.) Wasser, ist bloss rosaroth, schmeckt bitter zusammenziehend, verwittert in der Wärme, wird erst durch starke Glühhitze zerlegt, löst sich in 2 Theilen Wasser, nicht in Alkohol, reagirt neutral.

e. Anwendung. Zur Reinigung des Leuchtgases.

Kieselsaures Manganoxydul

kommt in der Natur vor als Mangankiesel, Manganchrysolith, mit andern Silicaten verbunden im Helvin, Thonmangangranat, Manganepidat etc.

Kohlensaures Manganoxydul. $\text{MnO} + \text{CO}_2 = 720,0$.

(In 100 Theilen: 61,80 MnO und 38,20 CO_2 .)

a. Entdeckung. Forchhammer ermittelte die Zusammensetzung dieser Verbindung.

b. Vorkommen. Wasserfrei als Manganspath, mit kohlen-saurem Eisenoxydul verbunden als Oligonspath.

c. Darstellung. Die Auflösung eines Manganoxydulsalzes wird mit kohlen-saurem Natron gefällt, der Niederschlag gewaschen und getrocknet.

d. Eigenschaften. Das künstliche ist ein schneeweisses Pulver, welches aber beim Trocknen an der Luft eine graugelbe Farbe annimmt und dann etwa $\frac{1}{100}$ seines Gewichts Manganoxydhydrat enthält, ist geruch- und geschmacklos, verliert in der Hitze sein Wasser (1 Aeq. = 13 $\frac{1}{2}$ Pc.) und die Kohlensäure, und hinterlässt bei Abschluss der Luft reines Manganoxydul, bei Zutritt der Luft aber braunes Oxyduloxyd. Es löst sich mit Zurücklassung des Oxyds in Essigsäure, vollständig in Salpetersäure, Schwefelsäure und Salzsäure.

e. Anwendung. Zur Darstellung anderer Manganpräparate.

Haloidsalze des Mangans.

Manganchlorür. $\text{MnCl} + 4 \text{HO} = 1238,7$.

(In 100 Theilen: 27,85 Mn, 35,81 Cl und 36,34 HO).

a. Entdeckung. ?

b. Vorkommen. In geringer Menge in einigen Mineralwässern.

c. Darstellung. Man gewinnt es in bedeutender Menge als Nebenprodukt bei der Darstellung des Chlors aus Braunstein und Salzsäure. Um das reine Salz daraus zu erhalten, filtrirt man die rückständige Flüssigkeit, schlägt einen kleinen Theil derselben mit Soda nieder, wäscht den Niederschlag aus, setzt diesen der übrigen Flüssigkeit wieder zu, digerirt einige Tage (wodurch das Eisen gefällt wird), filtrirt, leitet durch das Filtrat Schwefelwasserstoff (um etwa vorhandenes Blei und Kupfer zu entfernen), filtrirt und dampft zur Krystallisation ab.

d. Eigenschaften. Das Manganchlorür krystallisirt in blass rosenrothen Tafeln, schmeckt bitterlich zusammenziehend, zerfließt langsam an der Luft, verliert beim Erhitzen das Wasser, geräth dann in Fluss und hinterlässt bei Abschluss der Luft wasserfreies Chlorür, bei Luftzutritt hingegen Oxyduloxyd. Es löst sich leicht in Wasser und Weingeist und diese Lösungen reagiren neutral.

e. Anwendung. In der Kattundruckerei zur Erzeugung von braunen Gründen; man bedruckt die Gewebe damit, und zieht sie dann durch ein alkalisches Bad, wodurch braunes Manganoxydhydrat entsteht. Man beizt den braunen Grund topisch aus durch Weinstensäure für Maschinendruck, mit Chlorzinn für den Handdruck, und um Gelb aufzusetzen mit Citronensäure in Verbindung mit salpetersaurem Bleioxyd und chromsaurem Kali. Ferner zur Reinigung des Leuchtgases.

Mangan und Schwefel.

Mangansulphür. $\text{MnS} = 545,0$.

(In 100 Theilen: 63,30 Mn und 36,70 S).

a. Entdeckung. Arfvedson sowie Völker untersuchten diese Verbindung näher.

b. Vorkommen. Als Manganglanz in Siebenbürgen.

c. Darstellung. Künstlich erhält man es auf trockenem Wege durch Glühen von Braunstein und Schwefel; auf nassem Wege durch Fällen einer Manganoxydullösung mit Schwefelammonium, von stabilerer

Beschaffenheit durch Fällen des neutralen essigsäuren Manganoxyduls mit Schwefelwasserstoff.

d. Eigenschaften. Das natürliche Mangansulphür bildet eisen-schwarze, metallglänzende, auf dem Striche grüne, derbe oder kry-stallisirte Massen von 4 Härte und 4,0 spec. Gewicht, schmilzt vor dem Löthrohre. Das künstliche ist ein fleischrother Niederschlag, der sich an der Luft sehr leicht oxydirt und bräunt; lässt sich aber, auf die letztangegebene Weise bereitet, ohne merkliche Zersetzung auswaschen und selbst trocknen, wird von Essigsäure unter Zurück-lassung von Schwefel aufgelöst.

e. Anwendung. Keine. Man benutzt nur seine Bildung zur Erkennung des Mangans.

Kennzeichen der Mangansalze.

Die am meisten bekannten Oxydulsalze sind farblos oder rosenroth. Aetzende Alkalien erzeugen in ihren Auflösungen einen weissen Niederschlag, der beim Stehen an der Luft bald braun und in Oxydhydrat verwandelt wird; die durch Aetzammoniak bewirkte Fällung ist, wie bei den Magnesiasalzen unvollständig, und Ammo-niaksalze lösen den Niederschlag, so lange er noch weiss ist, voll-ständig wieder auf, aber auch aus dieser Lösung schlägt sich nach und nach alles Mangan als Oxydhydrat braun nieder. Kohlensäure Alkalien geben einen weissen, nicht so leicht höher oxydirbaren Niederschlag. Kaliumeisencyanür fällt sie rosenroth, Kaliumeisencyanid braun, Ammoniumsulphid fleischroth, Schwefelwasserstoff bei Gegen-wart freier Säure nicht. — Eine Perle von Borax oder Phosphorsalz färben sie in der äussern Löthrohrflamme violett, und mit Soda auf Platinblech zusammengeschmolzen geben sie eine grüne Masse.

5. Uran. $U = 750,0$.

a. Entdeckung. Klaproth 1789; er benannte es nach dem Planeten *Uranus*. Ausser ihm beschäftigten sich vorzüglich Arfvedson; Berzelius und Péligot mit Untersuchungen über dieses Metall.

b. Vorkommen. Es findet sich nicht sehr häufig und nur oxydirt, als Oxyduloxyd im Uranpecherz, als Oxyd mit Schwefelsäure verbunden im Uranocker, mit Schwefelsäure und Kupferoxyd im Jo-hannit, mit Phosphorsäure und Kalk im Gummierz und Uranit, mit

Phosphorsäure und Kupferoxyd im Chalkolith (Uranit und Chalkolith führen zusammen den Namen Uranglimmer).

c. Darstellung. Man erhitzt das grüne Uranchlorür mit Kalium in einen Platintiegel und zieht die erkaltete Masse mit Wasser aus. Glühet man Uranoxyd mit Kohle oder in Wasserstoff, so erhält man kein Metall, sondern nur Oxydul.

d. Eigenschaften. Ein schwarzes Pulver, welches aus silberglänzenden Blättchen oder Fäden besteht, die einige Dehnbarkeit zu haben scheinen, ist sehr brennbar, wird von kaltem Wasser nicht angegriffen, löst sich in verdünnten Säuren unter Entwicklung von Wasserstoffgas mit grüner Farbe, vereinigt sich direkt mit dem Chlor, auch in der Hitze mit dem Schwefel unter Lichterscheinung.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen:

Uran und Sauerstoff.

Man kennt zwei bestimmte salzfähige Basen, Oxydul und Oxyd, ausserdem aber noch ein Suboxyd und zwei Oxyduloxyde.

Uransuboxyd. $U_2O_3 = 2550,0$.

(In 100 Theilen: 88,23 U und 11,77 O).

a. Entdeckung. Peligot 1841.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man behandelt das grüne Uranchlorür mit Wasserstoff bei angehender Rothglühitze, wodurch ein Subchlorür $= U_2Cl_2$ in braunen Prismen entsteht; man löst dasselbe in Wasser und fällt die purpurfarbige Lösung sogleich mit Ammoniak. Bleibt die purpurfarbige Lösung des Subchlorürs sich selbst überlassen, so wird sie schnell grün, indem sich Wasserstoffgas entwickelt und Uranoxydul niederfällt.

d. Eigenschaften. Ein brauner Niederschlag, der aber bald heller und unter Entwicklung von Wasserstoff grünlichgelb, an der Luft apfelgrün wird und sich zuletzt in braunes Oxydul verwandelt. Letzteres geht aber unter dem Einflusse des Ammoniaks und der Luft in gelbes Uranoxyd-Ammoniak über.

e. Anwendung. Keine.

Uranoxydul. $UO = 850,0$.

(In 100 Theilen: 88,02 U und 11,98 O).

a. Entdeckung. Peligot 1841. Vor dessen Untersuchungen hielt man diesen Körper für metallisches Uran.

b. Vorkommen. Mit Oxyd verbunden in Uranpecherz.

c. Darstellung. Man glühet das Oxyd oder das oxalsaure Uranoxyd in Wasserstoffgas. Als Hydrat bekommt man es durch Fällen des Chlorürs mit Ammoniak.

d. Eigenschaften. Es ist erst schwarz, wird aber dann gleichmässig zimmetbrann, löst sich nur in concentrirter Schwefelsäure, verwandelt sich durch Salpetersäure in lösliches Oxyd. Das Hydrat ist röthlichbraun, wird aber beim Kochen mit Wasser entwässert und schwarz, löst sich leicht in verdünnten Säuren mit grüner Farbe.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Mit Säuren bildet es grüne Salze.

Uranoxyd. $U_2O_3 = 1800,0$.

(In 100 Theilen: 88,88 U und 16,67 O).

a. Entdeckung. Malaguti stellte zuerst 1843 das Oxyd rein dar; das früher gewonnene war stets mit kohlensaurem Ammoniak verunreinigt.

b. Vorkommen. Siehe Uran.

c. Darstellung. Man behandelt gepulvertes Uranpecherz mit Königswasser, filtrirt, dampft das Filtrat ziemlich weit ein, verdünnt wieder mit Wasser, füllt mit Schwefelwasserstoff, oxydirt die vom Niederschlage getrennte Flüssigkeit wieder vollständig mit Salpetersäure, fällt mit Ammoniak, wäscht den Niederschlag aus, extrahirt ihn mit kohlensaurem Ammoniak, und verdunstet die Auszüge zur Trockne. Das so erhaltene Oxyd ist ammoniakhaltig, aber zu technischen Zwecken hinreichend rein. — Will man ammoniakfreies Oxyd haben, so löse man salpetersaures Uranoxyd in absolutem Alkohol auf und lasse diese Solution langsam verdunsten; bei einer gewissen Concentration tritt eine heftige Reaction ein, und es bildet sich eine gelbliche schwammige Masse, die beim Behandeln mit Wasser reines Oxyd hinterlässt.

d. Eigenschaften. Das reine Oxyd ist schön zeisiggelb, das ammoniakhaltige ist gesättigt gelb, beide geruch- und geschmacklos, werden durch Glühen zu grünem Oxyduloxyd reducirt, lösen sich leicht in Säuren und in kohlen-sauren Alkalien, nicht in ätzenden Alkalien.

e. Anwendung. Zum Färben des Glases, dem es eine grün-gelbe Farbe ertheilt; ferner zur Erzeugung einer schönen schwarzen Farbe auf Porcellan, das aufgetragene Oxyd reducirt sich nämlich auf dem Geschirr in der Glühhitze zu schwarzem Oxyduloxyd.

f. Verbindungen. Mit Säuren bildet es gelbe Salze.

Schwarzes Uranoxyduloxyd $= 2\text{UO} + \text{U}_2\text{O}_3$ steht im Wesentlichen das Mineral Uranpecherz dar. Künstlich erhält man es durch Glühen des Oxyduls oder des salpetersauren Salzes an der Luft. Durch Wasserstoff wird es zu Oxydul reducirt.

Olivengrünes Uranoxyduloxyd $= \text{UO} + \text{U}_2\text{O}_3$ bildet sich nach Péligot durch Glühen des Oxyds, oder durch Behandeln des Uranmetalls, Oxyduls oder des schwarzen Oxyduloxyds mit Sauerstoff bei dunkler Rothglühhitze. Glühet man es für sich, so verwandelt es sich in schwarzes Oxyduloxyd. Durch Wasserstoff wird es zu Oxydul reducirt.

Uran und Chlor.

Uranchlorür $= \text{UCl}$ ist dunkelgrün, krystallinisch, flüchtig, zerfliesslich.

Uranchlorid, nur im basischen Zustande $= \text{U}_2\text{Cl}_6 + 2\text{U}_2\text{O}_3$ bekannt, ist gelb, krystallinisch, wenig flüchtig, zerfliesslich.

Uran und Schwefel.

Man kennt bis jetzt nur ein Uransulphür $= \text{US}$. Man erhält es durch direkte Vereinigung, auch durch Leiten von Schwefelkohlenstoffdampf über das Oxydul als schwarze schwere Masse; ferner durch Fällen eines Oxydulsalzes mit Schwefelammonium als schwarzen Niederschlag, der sich aber beim Auswaschen zersetzt.

Kennzeichen der Uransalze.

Die Oxydulsalze sind grün, geben mit reinen Alkalien einen braunen permanenten, mit kohlensauren Alkalien einen schmutziggrünlichen, im Ueberschuss des Reagens löslichen, mit Kaliumeisencyanür einen hellbraunen, nach einiger Zeit mit Kaliumeisencyanid einen rothbraunen permanenten, mit Schwefelammonium einen schwarzen permanenten, mit Schwefelwasserstoff keinen Niederschlag. — Vor dem Löthrohre ertheilen sie dem Phosphorsalze und dem Borax in der äussern Flamme eine gelbe, in der innern eine grüne Farbe.

Die Oxydsalze sind gelb, geben mit reinen Alkalien einen gelben permanenten, mit kohlensauren Alkalien einen gelben, im Uebermass des Reagens löslichen, mit Kaliumeisencyanür einen rothbraunen permanenten, mit Kaliumeisencyanid keinen, mit

Schwefelammonium einen braunen, im Uebermaass des Reagens etwas löslichen, mit Schwefelwasserstoff keinen Niederschlag; Schwefelwasserstoff reducirt aber das Oxyd zu Oxydul. — Vor dem Löthrore verhalten sie sich wie die Oxydulsalze.

6. Zink. $Zn = 406,6$.

a. Entdeckung. Dieses Metall war den alten Griechen und Römern unbekannt (sie kannten nur das Oxyd desselben und den Galmei, sowie seine Legirungen mit Kupfer); erst im 13. Jahrhundert stellte es Albert v. Bollstädt dar und erst im 16. Jahrhundert lehrte Parazelsus dasselbe als eigenthümliches Metall kennen und gab ihm den Namen. Dieser letztere bezieht sich auf das zinken- oder zackenförmige Anlegen des Metalls in den Oefen. Den Chinesen soll übrigens das Zink schon weit früher bekannt gewesen seyn.

b. Vorkommen. Es findet sich besonders in Schlesien, Rheinpreussen, am Harz, in England, Ostindien, aber nie rein, sondern theils als Oxyd, mit Kohlensäure, Schwefelsäure, Kieselsäure und Thonerde, theils mit Schwefel verbunden (als Blende).

c. Darstellung. Man erhält es im Grossen durch Glühen des gerösteten Galmei oder der gerösteten Blende mit Kohlenpulver in irdenen Retorten oder in konischen Tiegeln, die unten eine Oeffnung haben, in welche eine thönerne Röhre eingekittet ist, die man in Wasser leitet. Als Nebenprodukt fällt es beim Ausschmelzen zinkhaltiger Blei- und Kupfererze. Aus dem käuflichen bereitet man das reine durch Umdestilliren aus irdenen Retorten in der Weissglühhitze.

d. Eigenschaften. Es ist glänzend weiss, ein wenig ins Bläulichgraue spielend, hat ein spec. Gewicht von 6,8 — 7,1, einen blättrigen Bruch, bei gewöhnlicher Temperatur eine gewisse Zähigkeit aber auch zugleich eine gewisse Sprödigkeit, lässt sich bei 120 — 150° leicht hämmern und strecken, wird aber bei 200° so spröde, dass es zu Pulver gestossen werden kann, schmilzt bei 360 — 400° und verflüchtigt sich in der Weissglühhitze bei Abschluss der Luft vollständig. An der Luft verliert es bei gewöhnlicher Temperatur nach und nach seinen Glanz und bedeckt sich mit einer dünnen grauen Oxydschichte; beim Schmelzen überzieht es sich mit einer ähnlichen aber weit stärkeren grauen Haut; entfernt man diese, und hat der Tiegel, worin das schmelzende Metall sich befindet, die

Rothglühhitze erreicht, so entzündet sich dasselbe und verbrennt mit grünweisser leuchtender Flamme zu Oxyd. Das Zink löst sich leicht in verdünnten Mineralsäuren, auch in fast allen übrigen Säuren, wenn sie nicht zu verdünnt sind, selbst in reinen Alkalien, unter Wasserstoffentwicklung.

e. Anwendung. Das metallische Zink wird vielfach benutzt; zum Dachdecken, zu Gusswaaren, Badewannen, Dachrinnen (zu Gefässen für Milch und dergleichen, überhaupt für Nahrungsmittel darf es nicht genommen werden, weil schon kleine Mengen des aufgelösten Metalls giftig wirken; Gcgenmittel: Magnesia); zu Platten für Voltaische Säulen, zu Messing, zur Bereitung von Wasserstoffgas, reinem Zinkvitriol, etc.

f) Verbindungen:

Zink und Sauerstoff.

Ausser dem Zinkoxyd nimmt man auch noch ein Suboxyd und Superoxyd an, genauer bekannt ist aber nur das

Zinkoxyd. (Zinkblumen). $\text{ZnO} = 506,6$.

(In 100 Theilen: 80,26 Zn und 19,74 O).

a. Entdeckung. Als ein Produkt bei der Verhüttung der Zinkerze ist es schon lange in mehr oder weniger reinem Zustande unter dem Namen Tutia, Ofenbruch, Nichts bekannt, aber erst Hellot lehrte 1735 seine Darstellung auf trockenem Wege genauer, v. Crell stellte es zuerst 1776 auf nassem Wege dar und Proust untersuchte es.

b. Vorkommen. Es findet sich in der Natur frei aber sparsam, mit Eisen und Mangan verunreinigt als Rothzinkerz, in Verbindung mit Alaunerde und Magnesia als Automolit, mit Alaunerde, Eisen und Mangan im Dysluit und einigen andern Mineralien.

c. Darstellung. Man kann es auf zwei Wegen, dem trocknen und nassen, bereiten. Im erstern Falle schmilzt man das Metall in einem schief stehenden Tiegel, zieht, nachdem der Tiegel ins Glühen gekommen, die auf dem flüssigen Metalle befindliche graue Decke weg, worauf das Zink in Flamme ausbricht, und nimmt mit Hülfe eines breiten eisernen Spatels das fortwährend sich bildende Oxyd weg (ein Theil des letztern bildet sich erst aus den bereits in die Luft übergetretenen Zinkdämpfen, und erscheint dann als feine lockere Flocken, die früher den Namen Lana philosophica führ-

ten); nach dem Erkalten wird das Oxyd durch Schlämmen von dem mechanisch eingemengten Metalle befreit und getrocknet. Auf nassem Wege erhält man das Oxyd durch Fällen einer Auflösung von schwefelsaurem Zinkoxyd mit kohlensaurem Natron, Waschen, Trocknen und Glühen des Niederschlags.

d. Eigenschaften. Das reine Zinkoxyd ist ein weisses, lockeres, geruch- und geschmackloses Pulver, zieht an der Luft etwas Kohlensäure an, wird beim Glühen citronengelb, aber beim Erkalten wieder weiss (behält es eine gelbliche Farbe, so ist es nicht rein, gewöhnlich eisenhaltig); schmilzt im Weissglühen zu einem gelblichen Glase, wird auf Kohle reducirt und verflüchtigt, wobei die Kohle weiss beschlägt, löst sich leicht in Säuren; auch in ätzenden Alkalien.

e. Anwendung. Als Anstrichfarbe statt Bleiweiss (vor dem es den Vorzug hat, dass es durch schwefelwasserstoff-haltige Dünste nicht geschwärzt wird), zur Bereitung von Fensterkitt, Firniss, Zinksalzen; in der Medicin.

f. Verbindungen. Das Zinkoxyd ist eine starke Basis, und folgende Salze verdienen hier erwähnt zu werden:

Sauerstoffsalze des Zinkoxyds.

Salpetersaures Zinkoxyd. $\text{ZnO} + \text{NO}_2 + 7 \text{HO} = 1961,1$.

(In 100 Theilen: 25,72 ZnO, 34,27 NO₂ und 40,01 HO).

a. Entdeckung. Schindler ermittelte 1823 die Zusammensetzung dieses Salzes.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man löst Zink oder Zinkoxyd in verdünnter Salpetersäure und verdunstet die Solution zum Krystallisiren.

d. Eigenschaften. Es krystallisirt in farblosen vierseitigen Säulen, schmeckt scharf metallisch, zerfliesst an der Luft, löst sich in Wasser und Alkohol, reagirt sauer, schmilzt in der Wärme, zersetzt sich und hinterlässt endlich reines Zinkoxyd.

e. Anwendung. In der Kattundruckerei als Reserveage auf Blau. Schwefelsaures Zinkoxyd (Zinkvitriol, weisser Vitriol) $\text{ZnO} + \text{SO}_3 + 7 \text{HO} = 1794,1$.

(In 100 Theilen: 28,23 ZnO, 27,86 SO₃ und 43,91 HO).

a. Entdeckung. Es wurde schon im 14. Jahrh. in Kärnthen aus Zinkerzen gewonnen; aber erst Brandt ermittelte 1735 seine Natur; und Mitscherlich untersuchte es quantitativ.

b. Vorkommen. Es findet sich in haar- und nadel förmigen Krystallen, auch stalactitisch, als Zersetzungsprodukt der Zinkerze.

c. Darstellung. Im Grossen bereitet man es durch Rösten der schwefelzinkhaltigen Erze (Blende), Auslaugen der verwitterten Massen und Krystallisiren der Lauge; das Salz wird nochmals in seinem Krystallwasser geschmolzen, von den Unreinigkeiten durch Abschöpfen befreit, ausgegossen, bis zum Erkalten umgerührt, und noch feucht in hölzernen Kasten eingedrückt. Ein reines Präparat bekommt man durch Auflösen des Metalls in verdünnter Schwefelsäure, Digestion der Auflösung mit überschüssigem Zink, Filtriren, Zusatz von frischgefälltem kohlen saurem Zinkoxyd, Einleiten von Chlorgas, mehrtägiges Stehenlassen, Abfiltriren des ausgeschiedenen Eisenoxyds, Abdampfen und Krystallisiren.

d. Eigenschaften. Das rohe Salz kommt als weisse, krystallinische, dem weissen Zucker ähnlichen Massen in den Handel; das reine Salz bildet farblose, gerade rhombische Säulen; es schmeckt scharf salzig, herbe, metallisch, verwittert etwas an der Luft, schmilzt in der Wärme, verliert sein Wasser, wird wieder trocken, und gibt in der Glühhitze nach und nach alle Säure ab, so dass endlich reines Zinkoxyd zurückbleibt. Es löst sich in $2\frac{1}{2}$ Theilen kaltem und kaum gleichen Theilen kochendem Wasser, nicht in Weingeist auf, die Lösung reagirt sauer.

Das rohe Salz enthält Eisen, auch Kupfer. Eisen erkennt man, wenn die Auflösung durch Gerbesäure blau, und Kupfer, wenn sie durch überschüssiges Ammoniak blau wird.

e. Anwendung. Zur Firnissbereitung um das Oel mehr trocknend zu machen, in der Kattundruckerei als Reservage auf Blau, in der Medicin, zur Darstellung von kohlen saurem und reinem Zinkoxyd etc.

Kieselsaures Zinkoxyd

findet sich in der Natur als $2(3 \text{ ZnO} + \text{SiO}_2) + 3 \text{ HO}$ in weissen oder gefärbten, derben oder krystallisirten Massen, führt den Namen Kieselgalmei und wird, wie der Zinkspath zur Darstellung des Zinks angewendet.

Kohlensaures Zinkoxyd

findet sich in der Natur neutral = $\text{ZnO} + \text{CO}_2$ als Zinkspath (Galmei zum Theil), lässt sich aber nur schwierig künstlich

darstellen; ferner basisch $\equiv 8 \text{ ZnO} + \text{CO}_2 + 3 \text{ HO}$ als Zinkblüthe und diese Verbindung erhält man auch durch Fällen eines Zinksalzes mit kohlensaurem Alkali. Sie enthält in 100 Theilen: 71,4 Zn, 13,5 CO_2 und 15,1 HO.

Der Zinkspath ist weiss oder gefärbt, selten krystallinirt, meist dicht und erdig und dient zur Darstellung des Zinks. — Das basische Salz ist ein weisses erdiges Pulver.

Haloidsalze des Zinks.

Zinkchlorid $\text{ZnCl} = 850,3.$

(In 100 Theilen: 47,81 Zn und 52,19 Cl).

a. Entdeckung. ?

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Es bildet sich durch unmittelbare Vereinigung von Zink und Chlor unter Lichtentwicklung, auch durch Destillation von Zink mit Quecksilberchlorid, ferner durch Auflösen des Zinks, Zinkoxyds oder kohlensauren Zinkoxyds in Salzsäure und Verdunsten.

d. Eigenschaften. Ein weisses, krystallinisches Pulver, scharf salzig, leicht zerfliesslich, schmilzt in der Hitze (bei 250°) und erstarrt beim Erkalten zu einer weissgrauen, durchscheinenden, etwas weichen Masse (Zinkbutter), lässt sich auf 400° erhitzen, ohne dass viel verdampft, stösst aber in stärkerer Hitze dicke weisse Dämpfe aus und hinterlässt endlich eine trockne blättrige Masse, welche aus Zinkoxyd mit sehr wenig Chlorid besteht. Es löst sich leicht in Wasser, Alkohol und Aether, reagirt sauer.

e. Anwendung. In der Färberei als Reservage bei Hellblau in der kalten Küpe, in der Medicin; gibt in Verbindung mit Leim eine dem Vogelleim ähnliche Masse; dient ferner in vielen Fällen als Bad statt des Oelbades, um Körper in einer Flüssigkeit auf eine hohe aber bestimmte Temperatur zu bringen.

Zink und Schwefel.

Man kennt nur eine Verbindung dieser beiden Elemente, das

Zinksulphid. $= \text{ZnS} = 606,6.$

(In 100 Theilen: 67,02 Zn und 32,98 S).

a. Entdeckung. ?

b. Vorkommen. Als Blende.

c. Darstellung. Das Zink verbindet sich direkt nur schwierig mit dem Schwefel; besser gelingt die Vereinigung durch Erhitzen von Zinkoxyd mit Schwefel, oder von Zink mit Cinnober. Auf nassem Wege bekommt man Schwefelzink durch Fällen eines Zinksalzes mit Schwefelalkalien.

d. Eigenschaften. Das natürliche Sulphid (die Blende) bildet derbe oder tesselal krystalisirte Massen von gelber, grüner, brauner etc. Farbe, Diamantglanz, 4,0 spec. Gewicht; das künstliche ist ein gelblich weisses Pulver, und das auf nassem Wege bereite ein weisser Niederschlag, der sich leicht in Salzsäure auflöst.

e. Anwendung. Die Blende wird theils auf Zink, theils auf Zinkvitriol benutzt.

Kennzeichen der Zinksalze.

Sie sind farblos, wenn die Säure keine Farbe besitzt, geben mit ätzenden Alkalien, sowie mit kohlenurem Ammoniak, einen weissen, im Ueberschuss des Alkalis löslichen, mit kohlenurem fixen Alkalien, phosphorsuren Alkalien, Kaliumeisencyanür und Ammoniumsulphid weisse permanente Niederschläge, mit Kaliumeisencyanid einen gelben, mit Schwefelwasserstoff in sauren Lösungen keinen Niederschlag. Erhitzt man sie nach dem Befeuchten mit salpetersaurem Kobaltoxyd vor dem Löthrohre, so färben sie sich grün; erhitzt man sie für sich oder mit Soda auf Kohle, so beschlagen sie dieselbe weiss. Die Zinksalze wirken giftig; als Gegenmittel dient Magnesia.

7. Eisen (Ferrum). Fe = 350,0.

a. Entdeckung. Das Eisen ist schon lange Zeit, jedoch später als Gold, Silber und Kupfer, in metallischem Zustande bekannt. — Sein Name ist abgeleitet von *aes* (Erz).

b. Vorkommen. Es findet sich nur sehr sparsam gediegen (meist als Meteoreisen); dagegen in grosser Menge mit Schwefel, Sauerstoff und Säuren in verschiedenen Verhältnissen verbunden, ist überhaupt das verbreitetste aller Metallen. Auch enthalten alle Pflanzen und Thiere Eisen.

c. Darstellung. Man stellt das Eisen zunächst aus den sogenannten Eisensteinen (Oxyduloxyd, Oxyd, Oxyhydrat, Thoneisenstein, kohlenurem Eisenoxydul) durch Ausschmelzen derselben in

Hohöfen mittelst Kohlen und kalkhaltigen Zuschlägen (wenn letztere nicht schon in den Eisensteinen enthalten sind) dar; dem Ausschmelzen muss häufig eine Röstung der Erze vorausgehen. Das durch die Kohlen reducirte und im untern, engern Theile des Ofens, dem Gestell, vermöge der durch Einblasen von Luft erzeugten grössern Hitze geschmolzene Eisen sammelt sich in der Basis des Ofens, dem Heerde, und wird von Zeit zu Zeit abgelassen; die darüber stehende Schlacke, im Wesentlichen ein Doppelsalz von kieselaurer Alaunerde und kieselurem Kalk, fliesst am obern Rande des Heerdes fortwährend ab. Das sogewonnene Eisen heisst Roheisen oder Gusseisen. — Um dasselbe von den in ihm enthaltenen fremdartigen Materien namentlich dem Kohlenstoff und Kiesel grösstentheils zu befreien und dehnbar zu erhalten, macht man es bei Zutritt der Luft mehr oder weniger flüsig, wobei ein Theil des Eisens sich oxydirt. Das Eisenoxyd (welches man auch wohl in der Form von Eisenhammerschlag eigens zusetzt) wirkt auf den in dem Eisen enthaltenen Kohlenstoff, und verbrennt ihn zu Kohlenoxyd, welches entweicht; der Kiesel des Gusseisens wird gleichzeitig zu Kieselsäure verbrannt, welche mit Eisenoxydul sich zu leicht schmelzbarer Schlacke vereinigt. In dem Maasse, als das Eisen reiner wird, vermindert sich die Schmelzbarkeit desselben, und der Arbeiter erkennt an gewissen Merkmalen den Zeitpunkt, in welchem die Reinigung vollendet ist. Er nimmt dann die teigartig gewordene Masse (Luppe) aus dem Feuer, und lässt einen schweren Hammer darauf einwirken, wodurch die Schlacke ausgepresst und das Eisen, nun Stabeisen oder Schmiedeeisen genannt, in Stangen erhalten wird. Dieser Process heisst Frischprocess, wenn das Verbrennen des Kohlenstoffs und Kiesels in offenen Heerden durch Einblasen von Luft; und Puddlingsprocess, wenn dasselbe in Flammöfen vorgenommen wird. — Das Schmiedeeisen wird härter ohne an Dehnbarkeit zu verlieren, wenn ihm wieder etwas Kohlenstoff zugeführt wird, und dieses Produkt führt den Namen Stahl. Man stellt den Stahl auf zweierlei Weise dar, entweder unmittelbar aus dem Gusseisen, wenn man die Entkohlung nicht so weit, als bis zur Schmiedeeisenbildung nothwendig ist, fortsetzt, und nennt ihn dann Rohstahl oder Frischstahl; oder durch Glühen von Eisenstangen zwischen Kohlepulver, wobei erst Cyan erzeugt wird, welches dann seinen Kohlenstoff an das Eisen abgibt, während der Stickstoff entweicht. Letzterer Stahl heisst Cementstahl. Um ihm mehr Gleichförmigkeit zu geben, schweisst man:

mehrere Stücke zu einem einzigen zusammen (raffinirter oder gegerbter Stahl), oder man schmilzt ihn in Tiegeln (Gussstahl).

Ganz reines, d. h. von allem Kohlenstoff und andern Körpern freies Eisen erhält man, wenn man gefälltes Stabeisen mit Eisenoxyd unter einer Decke von Glaspulver der stärksten Weissglühhitze aussetzt; auch durch Redaction von erhitztem Eisenoxyd oder Eisenchlorür mittelst darüber geleitetem Wasserstoffgas.

d. Eigenschaften. Das Gusseisen enthält ausser geringen wechselnden Antheilen von Mangan, Kupfer, Chrom, Kiesel, Calcium, Aluminium, Schwefel, Phosphor, wesentlich 4—5 P. Kohlenstoff. Sein spec. Gewicht wechselt von 6,61 bis 7,5. Es erstarrt, wenn es beim Austreten aus dem Ofen rasch erkaltet, zu einer glänzenden, harten und spröden Masse, welche weisser als das reine Eisen ist und daher weisses Gusseisen genannt wird. Kühlt es sich dagegen langsam ab, so scheidet sich ein Theil des mit ihm verbundenen Kohlenstoffs in schwarzen graphitartigen Blättchen aus, welche der Masse ein dunkelgraues Ansehen ertheilen; dadurch entsteht das sogenannte graue Gusseisen, das eine gewisse Dehnbarkeit besitzt und sich feilen lässt. Nicht alle Eisensorten scheiden den mit ihnen verbundenen Kohlenstoff gleich leicht ab; Eisen, welches Schwefel oder Phosphor enthält, bleibt selbst bei sehr langsamem Erkalten weiss. Einige Gusseisensorten, welche Mangan enthalten (namentlich das aus manganhaltigem Spatheisenstein gewonnene), besitzen gleichfalls die Eigenschaft, den mit ihnen verbundenen Kohlenstoff zurückzubehalten, erscheinen nach dem Erkalten in grossen Blättern krystallisirt und heissen daher Spiegeleisen. Das weisse Gusseisen löst sich in Salzsäure oder verdünnter Schwefelsäure unter Entwicklung von Wasserstoffgas vollständig auf; sein Kohlenstoff vereinigt sich dabei gleichzeitig mit einer Portion Wasserstoff zu einem flüchtigen stinkenden Oele. Das graue Gusseisen verhält sich ähnlich, nur mit dem Unterschiede, dass der bereits frei darin befindliche Kohlenstoff sich dabei in kleinen schwarzen Blättchen ausscheidet. In manchen Fällen wird das Gusseisen in einem zwischen dem weissen und grauen liegenden Zustande erhalten, und heisst dann halbirtes Gusseisen.

Das Schmiedeeisen enthält noch gegen $\frac{1}{2}$ P. Kohlenstoff, und mitunter auch Spuren von Kiesel, Schwefel und Phosphor, welche auf die Güte desselben von grossem Einflusse sind. Ein geringer Schwefelgehalt macht das Eisen rothbrüchig, d. h. unfähig zu

Schmieden in der Rothglühhitze; durch Phosphor wird es in der Kälte spröde (während es sich in der Glühhitze gut bearbeiten lässt) und heisst dann kaltbrüchig. Das beste ist das zu Claviersaiten verwendete Eisen, weil nur ein sehr reines Eisen sich zu feinem Drahte ausziehen lässt. Das spec. Gewicht beträgt 7,7—7,9. Es ist das zäheste Eisen und überhaupt das zäheste unter den Metallen, denn ein Eisendraht von 1 Linie im Durchmesser reisst erst bei einer Belastung von 500 Pfund. Beim Auflösen in verdünnten Säuren scheidet sich auch hier stets eine kleine Menge Kohlenstoff aus und es tritt ein stinkender Kohlenwasserstoff auf.

Der Stahl ist Eisen mit etwa 1 Pct. Kohlenstoff, hat ein mit dem Schmiedeeisen übereinkommendes spec. Gewicht, und vereinigt mit der Härte des Gusseisens die Geschmeidigkeit des Schmiedeeisens. Er ist heller von Farbe als das Schmiedeeisen, lässt sich besser poliren, rostet weniger leicht, schmiedet leichter. Durch Glühen und rasches Abkühlen (Eintauchen in kaltes Wasser) nimmt er einen hohen Grad von Härte an. Der gehärtete Stahl verliert seine Härte wieder, wenn man ihn erhitzt und langsam abkühlen lässt; dieses Verfahren heisst das Anlassen des Stahls.

Das ganz reine Eisen ist entweder ein schwarzes, an der Luft leicht entzündliches Pulver oder bildet, wenn die Darstellung desselben in sehr hoher Temperatur geschah, eine compacte, fast silberweisse Masse von 7,84 spec. Gewicht, schuppigem, muschligem, zuweilen krystallinischem Bruche, weicher als Schmiedeeisen und sehr zähe, vollkommen löslich in verdünnten Säuren.

Das Gefüge des käuflichen Eisens ist je nach Art seiner Bearbeitung sehr verschieden: das reine gehämmerte und nach allen Richtungen ausgedehnte Eisen besteht aus kleinen glänzenden Körnern; wenn es aber zu Stangen ausgedehnt wurde, so zeigt es ein sehr entschieden faseriges Gefüge (das man durch Biegen und Zerbrechen der Stange leicht sehen kann), und ist alsdann weit zäher als das körnige Eisen. Das faserige Eisen nimmt aber nach längerer Zeit ein körniges Gefüge an und verliert damit zugleich an Festigkeit, besonders wenn es häufig in Schwingungen versetzt wird, z. B. an Hängebrücken, Wagenaxen.

Der Schmelzpunkt des Eisens liegt im Allgemeinen sehr hoch, weit höher als der des Kupfers und der meisten übrigen Metalle, und stets um so höher, je reiner es ist. Vor dem Schmelzen, in der Weissglühhitze, wird es so weich, dass es sich unter dem Ham-

mer in alle Formen bringen lässt; dabei erfolgt gleichzeitig durch den Einfluss der Luft eine oberflächliche Oxydation des Eisens, die gebildete Oxydschicht trennt sich unter dem Hämmeren von dem darunter liegenden Metalle in schwarzgrauen Blättchen ab, und wird daher Eisenhammerschlag genannt. Auf dieser leichten Verbrennlichkeit des Eisens beruht seine Eigenschaft, beim Schlagen gegen einen Feuerstein Funken zu geben; es werden nämlich hierbei kleine Theilchen abgestossen, welche, durch die heftige Reibung erhitzt, verbrennen, und dann leicht verbrennliche Körper, wie Zunder entzünden können. — Zwei weissglühende Stücke Eisen lassen sich unmittelbar zu einem einzigen Stücke vereinigen, wenn man reine Flächen derselben über einander legt und darauf schlägt. Da aber das Eisen beim Glühen an der Luft sich oxydirt, so bringt der Schmied gewöhnlich zwischen die zu vereinigenden Eisenstücke etwas Sand; die Kieselsäure vereinigt sich nämlich mit dem Eisenoxydul zu einem leicht schmelzbaren Salze, welches auf der Oberfläche eine Art Firniss bildet und die weitere Oxydation verhindert; durch den Schlag des Hammers wird es in flüssiger Form ausgepresst, und hiervon führt diese Operation den Namen Schweissen.

Das metallische Eisen, sowie auch seine niedrigen Oxydations- und Schwefelungsstufen werden vom Magnete stark angezogen. Das reine Eisen wird durch Berührung mit einem Magnet sogleich selbst zum Magnete, aber die magnetischen Eigenschaften verschwinden schnell wieder beim Entfernen des Magnets. Enthält dagegen das Eisen etwas Kohlenstoff, wie im Stahle, so nimmt es den Magnetismus zwar langsamer an, behält ihn aber länger. Magnetisch gemachtes Eisen verliert den Magnetismus sogleich beim Glühen.

In trockner Luft oder in trockenem Sauerstoffgas verändert sich das Eisen bei gewöhnlicher Temperatur nicht, an feuchter Luft aber erleidet es bald eine Veränderung und überzieht sich mit Rost. Das Rosten des Eisens besteht in einer oberflächlichen Oxydation desselben, welche besonders leicht bei Gegenwart von Kohlensäure erfolgt; wie diess in der atmosphärischen Luft der Fall ist (siehe Seite 201). Der Rost enthält fast immer eine kleine Menge Ammoniak, welche man durch Erhitzen mit Kali leicht nachweisen kann; das Eisenoxydhydrat zieht nämlich, ähnlich wie andere poröse Stoffe, das in der Luft stets vorhandene Ammoniak an, und verdichtet es. In Wasser, welches ein wenig freies Alkali enthält, rostet das Eisen

fast gar nicht; ebenso lässt es sich durch einen dünnen Ueberzug von Zink vor dem Rosten schützen.

Beim Auflösen des Eisens in Salzsäure entsteht Eisenchlorür und Wasserstoffgas entweicht; mit verdünnter Schwefelsäure erhält man unter Entwicklung von Wasserstoff schwefelsaures Eisenoxydul; und ähnlich verhalten sich die Phosphorsäure und die meisten organischen Säuren. Concentrirte Schwefelsäure wirkt erst in der Hitze auf das Eisen ein; hierbei entsteht schwefelsaures Eisenoxyd und freie schwefelige Säure, d. h. das Eisen oxydirt sich hier auf Kosten der Schwefelsäure. Salpetersäure löst das Eisen unter Entwicklung von Stickstoffoxyd, welches an der Luft rothgelbe Dämpfe von Untersalpetersäure erzeugt; ist die Salpetersäure hinreichend verdünnt, so entweicht kein Gas, dagegen bildet sich salpetersaures Ammoniak:



e. Anwendung. Die Benutzung des Eisens ist so vielfältig und bekannt, dass wir uns dabei nicht aufzuhalten brauchen.

f. Verbindungen:

Eisen und Sauerstoff.

Man kennt drei bestimmte Oxydationsstufen des Eisens:

1. Eisenoxydul . . . FeO .
2. Eisenoxyd . . . Fe_2O_3 .
3. Eisensäure . . . FeO_2 .

Eine vierte Verbindung = Fe_3O_4 , muss als eine Verbindung von Oxydul und Oxyd = $\text{FeO} + \text{Fe}_2\text{O}_3$, betrachtet werden, heisst daher Eisenoxyduloxyd.

Eisenoxydul $\text{FeO} = 450,0$.

(In 100 Theilen: 77,77 Fe und 22,23 O).

a. Entdeckung. Ist im reinen Zustande noch unbekannt.

b. Vorkommen. Mit Oxyd verbunden im Magneteisenstein, mit Kohlensäure im Spatheisenstein, in vielen Silicaten und andern Mineralien.

c. Darstellung. Alle Bemühungen, das Eisenoxydul rein darzustellen, sind bisher an der Eigenschaft desselben, sich im freien Zustande sehr rasch höher zu oxydiren, gescheitert. Versetzt man Auflösungen von reinen Eisenoxydulsalzen mit ätzenden Alkalien, so entsteht ein weisser Niederschlag, den man für Eisenoxydulhydrat hält.

d. Eigenschaften. Der auf die eben erwähnte Weise gebil-

dete weisse Niederschlag wird beim Zutritt der Luft bald grün und endlich braun, indem er in Oxydhydrat übergeht. Wäscht und trocknet man ihn bei vollständigem Luftabschluss, so erhält man ein grünliches Pulver, welches sich ebenfalls beim Zutritt der Luft äusserst rasch höher oxydirt.

e. Anwendung. Für sich keine.

f. Verbindungen. Das Eisenoxydul ist eine starke Basis, und bildet zahlreiche Salze, von denen die wichtigsten weiter unten folgen.

Eisenoxyd (Eisensafran). $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 1000,0$.

(In 100 Theilen: 70 Fe und 30 O).

a. Entdeckung. Ist schon sehr lange bekannt.

b. Vorkommen. Findet sich in der Natur sehr verbreitet, fast ganz rein als Eisenglanz, Rotheisenstein (Blutstein), als Hydrat im Brauneisenstein, Thoneisenstein u. s. w.; mit verschiedenen Säuren verbunden.

c. Darstellung. Wasserfrei erhält man es durch Glühen von Eisenoxydhydrat, metallischem Eisen, salpetersaurem Eisenoxyd und andern die Säure leicht abgebenden Eisensalzen an der Luft. Das Eisenoxydhydrat bereitet man durch Fällen von Eisenoxydlösungen mit einem Alkali, Auswaschen und Trocknen des Niederschlags; auch geht das frisch gefällte reine oder kohlensaure Eisenoxydulhydrat beim Trocknen an der Luft in Eisenoxydhydrat über.

d. Eigenschaften. Das wasserfreie Oxyd ist ein mehr oder weniger karmoisinrothes, zuweilen krystallinisches Pulver, geschmacklos, nicht flüchtig, nicht magnetisch, schmilzt äusserst schwer, löst sich etwas schwer in Säuren. Das Eisenoxydhydrat ist ein braungelbes Pulver, löst sich leicht in Säuren, und wird durch Glühen wasserfrei. Der Wassergehalt sowohl in den natürlichen, wie in den auf verschiedene Weise bereiteten künstlichen Eisenoxydhydraten ist nicht gleich und wechselt von 1 bis 3 Aeq.; man kann wenigstens 4 bestimmte Hydrate annehmen, nämlich: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HO}$, $2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{HO}$, $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{HO}$ und $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{HO}$, mit resp. 10, 14,4, 18,3 und 25,2 Proc. Wasser.

e. Anwendung. Zur Ausbringung des Eisens im Grossen; in der Malerei, zum Poliren von Metallen, zum Belegen der Streichriemen für Rasirmesser; in der Medicin etc.

f. Verbindungen. Das Eisenoxyd ist eine schwache Base, deren wichtigste Salze später beschrieben werden.

Eisenoxyduloxyd. $\text{FeO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 1450,0$.

(In 100 Theilen: 31,03 FeO. und 68,97 Fe₂O₃, oder: 72,41 Fe und 27,59 O).

a. Entdeckung. ?

b. Vorkommen. Als Magneteisenstein.

c. Darstellung. Es bildet sich beim Verbrennen des Eisens in hoher Temperatur oder im Sauerstoffgas, beim Hinüberleiten von Wasserdampf über glühenden Eisendraht. Als Hydrat erhält man es, wenn man metallisches Eisen mit Wasser übergießt und an die Luft stellt; wenn man Eisenoxydhydrat mit Wasser und metallischem Eisen kocht; von constanter Zusammensetzung, wenn man eine Auflösung von Magneteisenstein oder (was dasselbe ist) von gleichen Aeq. Eisenoxydul- und Eisenoxydsalz mit Ammoniak fällt.

d. Eigenschaften. Der Magneteisenstein findet sich derb und in Octaedern krystallförmig, ist schwarz, metallglänzend, sehr magnetisch, öfters polarisch, sehr schwer schmelzbar, schwer löslich in Säuren. Die künstlich bereitete Verbindung verhält sich ganz ähnlich. Das Hydrat = $\text{FeO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HO}$ (mit 7,15 Pc. Wasser) ist ein samtschwarzes, magnetisches, in Säuren leicht lösliches Pulver.

e. Anwendung. Der Magneteisenstein ist eins der geschätztesten Eisenerze und liefert das beste Eisen. Das Hydrat wird in der Medicin gebraucht.

f. Verbindungen. Mit Säuren bildet das Eisenoxyduloxyd keine besondern Salze, sondern Gemenge von Eisenoxydul- und Eisenoxydsalzen.

Der Eisenhammerschlag, eine eisenschwarze, schuppige Masse, welche sich beim Glühen des Eisens in Kohlenfeuer durch die Gebläseluft erzeugt, und beim Hämmern abspringt, hat keine constante Zusammensetzung, indem die äussersten Schichten reicher an Oxyd sind als die innern; in jenen fand man 35 bis 42 Pc., in diesen nur 27 Pc. Oxyd, so dass auf 1 Aeq. Fe₂O₃, 3 bis 6 Aeq. FeO kommen. — Man setzt ihn dem Roheisen beim Frischprocess hinzu, damit sein Sauerstoff die Kohle und den Kiesel des Roheisens oxydire; benutzt ihn auch zum Putzen von Eisen.

Der Eisenmohr (*Aethiops martialis*), den man in Apotheken durch Ankneten von Eisenoxydhydrat mit einem fetten Oele und

Glühen der Masse in einem bedeckten Tiegel erhält, ist ein schwarzes magnetisches Pulver, welches aus einem Gemenge von Eisenoxyduloxyd, metallischem Eisen und Kohle besteht. Es wird in der Medicin angewandt.

Eisensäure. $\text{FeO}_3 = 650,0$.

(In 100 Theilen: 53,84 Fe und 46,16 O).

a. Entdeckung. Frémy 1841.

b. Vorkommen. Ist nur Kunatprodukt.

c. Darstellung. Sie bildet sich beim Glühen von Eisenfeile oder Eisenoxyd mit Salpeter oder auf nassem Wege durch Einleiten von Chlorgas in eine Auflösung von Aetzkali, in welcher Eisenoxyd suspendirt ist.

d. Eigenschaften. Die Eisensäure kennt man nur in Verbindung mit Basen. Die auf trockenem Wege erhaltene Masse gibt beim Behandeln mit Wasser unter Zurücklassung von Eisenoxyd eine stark alkalische kirschrothe Lösung, wie man sie auch auf nassem Wege erhält. Diese Lösung zersetzt sich an der Luft allmählich unter Entwicklung von Sauerstoff und Abscheidung von Eisenoxydhydrat, und zwar um so leichter, je verdünnter sie ist. Ammoniaksalze zersetzen dieselbe augenblicklich, ebenso alle Säuren, Alkohol, Zucker, Eiweiss etc. Schwefelwasserstoff färbt die Lösung grün.

e. Anwendung. Man hat das eisensaure Kali als Sauerstoffquelle für Krankenzimmer empfohlen.

Sauerstoffsalze des Eisenoxyduls.

Schwefelsaures Eisenoxydul. (Eisenvitriol, grüner Vitriol). $\text{FeO} + \text{SO}_3 + 7 \text{HO} = 1737,5$.

(In 100 Theilen: 25,89 FeO, 28,77 SO_3 , und 45,34 HO).

a. Entdeckung. Es war wahrscheinlich schon den Alten bekannt; Albert v. Bollstädt im 13. Jahrhundert beschrieb es ziemlich genau, Basilius Valentinus im 15. Jahrh. lehrte seine Bereitung sowohl aus Schwefelkies wie aus Eisen und Schwefelsäure; Mitscherlich, Graham untersuchten es quantitativ.

b. Vorkommen. Als neueres, noch fortwährend aus Schwefelkies und andern eisenhaltigen Mineralien sich erzeugendes Gebilde in krystallinischer Form und als sogenanntes Grubenwasser in Bergwerken.

c. Darstellung. Im Grossen gewinnt man es durch Rösten

und Verwittermassen des Schwefelkieses oder des bei der Destillation des letztern gebliebenen Rückstandes (der sogenannten Schwefelbrände), Auslaugen der verwitterten Massen und Verdunsten der Lauge in bleiern Pfannen. Rein erhält man es durch Auflösen des Eisens in verdünnter Schwefelsäure, Filtriren und Verdunsten zur Krystallisation; man setzt der klaren Lauge auch wohl etwas freie Schwefelsäure zu, um ein haltbareres Salz zu bekommen, widrigenfalls sich dasselbe an der Luft leicht höher oxydirt.

d. Eigenschaften. Der Eisenvitriol krystallisirt in bläulich-grünen, durchsichtigen, schieferhombischen Prismen, ist geruchlos, schmeckt süßlich zusammenziehend, verwittert langsam an der Luft und überzieht sich mit einem weissen Pulver von $\text{FeO} + \text{SO}_2 + \text{HO}$, welches nach und nach durch höhere Oxydation gelb wird und nun ein basisch-schwefelsaures Eisenoxyd $= \text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{SO}_2 + \text{HO}$ ist. In der Hitze schmilzt er in seinem Krystallwasser und hinterlässt einen weissen Rückstand von $\text{FeO} + \text{SO}_2$, der bei weiterm Erhitzen an der Luft roth wird, und glühet man diesen anhaltend, so entwickelt sich Schwefelsäure, schweflige Säure und endlich hinterbleibt Eisenoxyd. Das reine Salz löst sich in 2 Theilen kaltem, weit leichter in heissem Wasser, die Lösung reagirt sauer und trübt sich beim Stehen an der Luft unter Aufnahme von Sauerstoff und Abscheidung eines gelbbraunen Pulvers $= 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{SO}_2 + 8 \text{HO}$. Alkohol nimmt nichts von dem Salze auf.

Der käufliche Eisenvitriol ist gewöhnlich kupfer- und zinkhaltig; im erstern Falle färbt sich seine Auflösung durch überschüssiges Ammoniak blau, und das Zink gibt sich zu erkennen, wenn man die Auflösung mit Kalilauge im Ueberschuss fällt, filtrirt und das Filtrat mit Schwefelammonium versetzt, wo dann ein weisser Niederschlag entstehen wird.

e. Anwendung. Zur Darstellung verschiedener Eisenpräparate, des Oxyduls, Oxyds, des Berlinerblaus, Vitriolöls, zur Fällung des Goldes; in der Medicin; in der Färberei zum Schwarzfärben mit Gerbestoff, zum Blaufärben mit eisenblausaurem Kali, zur Desoxydation des Indigo; zur Bereitung der Tinte, zum Färben der Hüte; als Mittel gegen Holzschwamm; zur Darstellung von holzessigsaurem Eisenoxydul.

Phosphorsaures Eisenoxydul. $3 \text{FeO} + \text{PO}_5 + 8 \text{HO} = 3150,0$.
(In 100 Theilen: 42,86 FeO, 28,57 PO und 28,57 HO).

a. Entdeckung. Rammelsberg sowie Wittstein ermittelten, Grundriss der Chemie.

telten seine Zusammensetzung und freiwillige Zersetzungsweise zuerst genauer.

b. Vorkommen. Man findet es in frischgegrabenem Torfe als weissen erdigen Ueberzug, der aber an der Luft bald blau (höher oxydirt) wird, und dann blaue Eisenerde heisst. Diese blaue Verbindung kommt auch in schiefrhombischen Prismen krystallirt vor und führt dann den Namen Blaueisenerz oder Vivianit.

c. Darstellung. Schwefelsaures Eisenoxydul wird mit phosphorsaurem Natron gefällt, der Niederschlag mit kaltem Wasser gewaschen, ausgepresst und an der Luft bei gewöhnlicher Temperatur getrocknet.

d. Eigenschaften. Ein anfangs weisser flockiger Niederschlag, der aber bald einen Stich ins Blaue und beim Trocknen durch und durch eine lavendelblaue Farbe annimmt. In diesem Zustande bildet das Präparat ein lockeres Pulver und ist nun eine Verbindung von phosphorsaurem Eisenoxydul mit phosphorsaurem Eisenoxyd, jedoch in veränderlichem Verhältnis; wenn es am meisten Oxydsalz enthält, so hat es die Formel: $2(3 \text{ FeO} + \text{PO}_3 + 8 \text{ HO}) + (3 \text{ Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{ PO}_3 + 16 \text{ HO})$. In der Wärme verliert es seine blaue Farbe und wird grünlich-grau.

e. Anwendung. In der Medicin.

Kohlensaures Eisenoxydul. $\text{FeO} + \text{CO}_2 = 725,0$.

(In 100 Theilen: 62,06 FeO und 37,94 CO₂).

a. Entdeckung. ?

b. Vorkommen. Rein als Eisenspath (Spath-eisenstein), verbunden mit kohlensaurer Magnesia im Mesitinspath, mit kohlensaurem Manganoxydul im Oligonspath, ferner aufgelöst in den meisten eisenhaltigen Mineralwässern.

c. Darstellung. Künstlich konnte es bisher nur als Hydrat, aber auch nur vorübergehend erhalten werden durch Fällen eines Eisenoxydulsalzes mit kohlensauren Alkalien.

d. Eigenschaften. Der Eisenspath krystallirt in graugelblichen Rhomboëdern vor. Die künstliche Verbindung ist ein weisser flockiger Niederschlag = $\text{FeO} + \text{CO}_2 + \text{HO}$ (mit 13.1/2 Pct. Wasser), der sich aber rasch höher oxydirt und grünlich färbt. Kocht man ihn mit der überstehenden Flüssigkeit, so wird er sehr compact, lässt sich nun ohne merkliche höhere Oxydation auswaschen und stellt nach dem Pressen und Trocknen in verschlossenerm Thier-

blasen ein grünlich - weisses Pulver dar, welches gegen 11 Pc. Eisenoxydhydrat enthält. An der Luft verwandelt es sich nach und nach ganz in Eisenoxydhydrat. Versetzt man den gewaschenen Niederschlag mit einer Portion Zucker, so kann man ihn ohne weitere Zersetzung an offener Luft trocknen lassen.

e. Anwendung. Der Eisenspath gehört zu den besten Eisenerzen. Das Hydrat wird in der Medicin gebraucht.

Sauerstoffsalse des Eisenoxyds.

Schwefelsaures Eisenoxyd

existirt in verschiedenen Verhältnissen. Das neutrale Salz = $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{SO}_3$ scheidet sich wasserfrei als weisser Niederschlag bei der Concentration der englischen Schwefelsäure ab. Wasserhaltig = $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{SO}_3 + 9 \text{HO}$ findet man es als Coquimbite in Chili krystallisirt; künstlich erhält man es, wenn man 16 Theile Eisenvitriol, 16 Theile Wasser, 3 Theile concentrirte Schwefelsäure und 4 Theile Salpetersäure von 1,20 spec. Gewichts zusammen erhitzt und die Flüssigkeit zur Trockne verdunstet, als eine amorphe, harzartige, als Pulver blassgrünliche, äusserst herbe schmeckende, zerfliessliche, in Wasser und Weingeist leicht lösliche Masse. Anwendung ähnlich, wie beim Eisenvitriol.

Zweidrittelsaures Salz. = $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{SO}_3 + \text{HO}$ kommt in Begleitung des Coquimbites vor, entsteht auch durch Einwirkung der Luft auf Eisenvitriol.

Halbsaures Salz = $2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{SO}_3 + 8 \text{HO}$, scheidet sich beim Stehen einer Eisenvitriollösung an der Luft aus.

Haloidsalze des Eisens.

Eisenchlorür. $\text{FeCl} + 4 \text{HO} = 1243,7$.

(In 100 Theilen: 28,14 Fe, 35,67 Cl und 36,19 HO).

- a. Entdeckung. J. Davy ermittelte seine Zusammensetzung.
- b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.
- c. Darstellung. Wasserfrei erhält man es durch Hintüberleiten von trockenem Chlorwasserstoffgas über schwach glühendes Eisen; wasserhaltig durch Auflösen des Eisens in wässriger Chlorwasserstoffsäure und Verdunsten zur Krystallisation.

d. Eigenschaften. Das wasserfreie Chlorür bildet kleine weisse talkartige, hygroscopische Schuppen, die in der Rothglühhitze

schmelzen, und in noch höherer Temperatur sublimiren; das wasserhaltige erscheint in grünen rhombischen Pyramiden, schmeckt stechend salzig, dann süßlich zusammenziehend, löst sich leicht in Wasser und Alkohol, nicht in Aether, die Auflösung ist grün und reagirt sauer; zerfließt an der Luft und zersetzt sich dabei unter Trübung in basisches und neutrales Chlorid. Bei Abschluss der Luft erhitzt, entweicht, nach vorherigem Schmelzen, erst das Wasser, dann sublimirt Chlorür als weisse Schuppen; hat hingegen die Luft dabei Zutritt, so zersetzt sich ein Theil in Chlorid und Oxyd.

e. Anwendung. In der Kattundruckerei zur Darstellung von Fayenceblau, zur Desoxydation des Indigo; in der Medicin.

Eisenchlorid. $\text{Fe,Cl} + 6 \text{HO} = 2706,1$.

(In 100 Theilen: 25,86 Fe, 49,19 Cl und 24,95 HO).

a. Entdeckung. Wie Eisenchlorür.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Eisen verbrennt in Chlorgas zu Chlorid. Leitet man Chlorgas über erhitztes Eisen, so bildet sich ebenfalls wasserfreies Chlorid und setzt sich als Sublimat an. Die wasserhaltige Verbindung erhält man durch Auflösen von Eisen in Königswasser oder von Eisenoxyd in Salzsäure und Abdampfen zur Krystallisation.

d. Eigenschaften. Das wasserfreie Chlorid erscheint als eisenschwarze, metallglänzende, irisirende, zerfließliche Blättchen, die zerrieben ein rothbraunes Pulver geben; das wasserhaltige krystallisirt in gelbbraunen Tafeln, oder Warzen, schmeckt sehr herbe, zerfließt rasch an der Luft, löst sich leicht in Wasser, Alkohol und Aether, die Auflösung ist tiefgelb und reagirt stark sauer; schmilzt schon in gelinder Wärme, entbindet in stärkerer Hitze Salzsäure und verwandelt sich in basisches Chlorid, welches beim Glühen, unter Entwicklung von Chlor und Eisenchlorür, endlich reines Eisenoxyd zurückerläßt. Setzt man die geistige oder ätherische Lösung des Chlorids dem Sonnenlichte aus, so wird sie ganz entfärbt und zu Chlorür reducirt.

e. Anwendung. In der Seidenfärberei; zum Bruniren des Eisens; in der Medicin.

Eisenjodür. $\text{FeJ} + 4 \text{HO} = 2378,8$.

(In 100 Theilen: 14,71 Fe, 66,82 J und 18,97 HO).

a. Entdeckung. Gay-Lussac 1814.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Reibt man Jod mit überschüssiger Eisenfeile zusammen, so erhält man eine braune Masse, welche in der Rothglühhitze schmilzt und aus der in noch höherer Temperatur ein Sublimat entweicht, dessen Eigenschaften und Zusammensetzung indessen nicht genau ermittelt sind. Die wasserhaltige Verbindung bereitet man durch Einwirkung von Jod und Wasser auf überschüssiges Eisen, Filtriren der grünen Solution, Verdampfen derselben bis zu dem Punkte, wo eine herausgenommene Probe erstarrt, und Ausgiessen auf ein Eisenblech.

d. Eigenschaften. Eine grünliche Salzmasse von süßlich zusammenziehendem, hintennach jodartigem Geschmack, reagirt sauer, zerfließt leicht an der Luft und zersetzt sich dabei, indem es sich braun färbt, Jod ausstößt und basisches Jodid absetzt. Dieselbe Zersetzung erleidet es auch nach und nach in verschlossenen Gefäßen in Folge seines Wassergehaltes. Beim Glühen hinterläßt es reines Eisenoxyd.

e. Anwendung. In der Medicin; zur Darstellung des Jodkaliums.

Eisencyanür. $\text{FeCy} = 675,0$.

(In 100 Theilen: 51,84 Fe und 48,16 Cy).

Es ist in reinem Zustande noch unbekannt, denn der weisse Niederschlag, welcher in Eisenoxydulsalzen durch Kaliumeisencyanür entsteht und gewöhnlich für Eisencyanür gehalten wird, enthält Cyankalium. Mit andern Metallcyaniden bildet es aber zahlreiche und meistens sehr beständige Verbindungen.— Zersetzt man Bleieisencyanür $= 2 \text{PbO} + \text{FeCy}$ mit Schwefelwasserstoff, filtrirt das Schwefelblei ab und verdunstet die farblose Flüssigkeit vorsichtig, so erhält man Eisencyanür-Cyanwasserstoffsäure (Eisenblausäure) $= \text{FeCy} + 2 \text{HCy}$ in farblosen Krystallen, welche sauer schmecken und an der Luft blau werden. Noch leichter kann man diese Säure darstellen, wenn man eine concentrirte Lösung von Kalkmeisencyanür mit etwas Aether schüttelt und hierauf mit Salzsäure versetzt; sie scheidet sich dadurch sogleich krystallinisch aus, weil sie in ätherhaltendem Wasser unlöslich ist. Mit hohlensaurem Kali gibt sie wiederum Kaliumeisencyanür.

Eisencyanid. $\text{Fe}_2\text{Cy}_2 = 1675,0$.

(In 100 Theilen: 41,59 Fe und 58,41 Cy.)

Man kennt es nur im wasserhaltigen Zustande $= \text{Fe}_2\text{Cy}_2 + 3 \text{HO}$

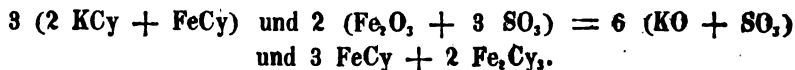
(mit 16,7 Proc. Wasser). Zersetzt man nämlich nach Pössel Bleieisencyanid $= 3 \text{PbCy} + \text{Fe}_2\text{Cy}_2$, mit Schwefelsäure und filtrirt das entstandene schwefelsaure Bleioxyd ab, so erhält man eine rotbraune herbe saure Flüssigkeit, Eisencyanid-Cyanwasserstoffsäure (oxydirte Eisenblausäure) $= \text{Fe}_2\text{Cy}_2 + 3 \text{HCy}$, welche durch gelindes Verdunsten in bräunliche Nadeln zu gewinnen ist, aber durch anhaltendes Kochen zerlegt wird, indem Blausäure entweicht und wasserhaltiges Eisencyanid als ein schön dunkelgrüner Niederschlag herausfällt. Erhitzt man denselben stark, so verliert er Cyan und wird blau.

Eisencyanürcyanid (Berlinerblau, Pariserblau). $3 \text{FeCy} + 2 \text{Fe}_2\text{Cy}_2 + 9 \text{HO} = 6887,5$. In 100 Theilen: 81,70 FeCy, 52,44 Fe₂Cy₂, und 15,86 HO).

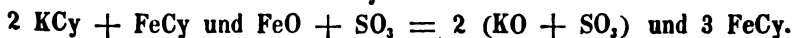
a. Entdeckung. Es wurde von dem Fabrikanten Diesbach in Berlin im Jahre 1704 entdeckt, aber erst Scheele erkannte die Natur desselben und Berzelius untersuchte es quantitativ.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Im Grossen erhält man es durch Niederschlagen einer, mehr oder weniger in Oxydsalz übergegangenen, und mit Alaun versetzten Eisenvitriollösung durch Blutlauge (s. Kaliumeisencyanür), indem man von ersterer Lösung so lange zu letzterer giesst, als ein Niederschlag erfolgt; der Niederschlag wird mit Wasser gewaschen und in gelinder Wärme getrocknet. Bei dieser Operation gehen folgende Processe vor. Die Blutlauge enthält wesentlich Kaliumeisencyanür, aber auch stets noch kohlen-saures Kali; abgesehen von letzterm wirkt sie auf schwefelsaures Eisenoxyd in der Weise ein, dass schwefelsaures Kali und Eisencyanid erzeugt werden, von denen das neugebildete Kalisalz aufgelöst bleibt, während das Eisencyanid mit dem Eisencyanür des Kaliumeisencyanürs zu einem blauen Körper (dem reinen oder neutralen Berlinerblau) vereinigt niederfällt.



Schwefelsaures Eisenoxydul setzt sich mit Kaliumeisencyanür in schwefelsaures Kali und Eisencyanür um:



Das Eisencyanür fällt dabei als weisser Niederschlag, der aber beim Zutritt der Luft sich schnell blau färbt und in basisches Berlinerblau übergeht:

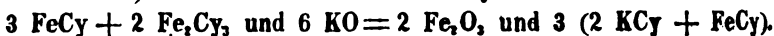


Der Alaun wird dem Eisenvitriol deshalb zugesetzt; damit das kohlensaure Kali der Blutlauge nicht auf den Eisenvitriol einwirke und den Niederschlag durch freies Eisenoxyd verunreinige; statt dessen wird nun durch das kohlensaure Kali aus dem Alaun Alaunerde gefällt, welche für das Präparat weniger nachtheilig in der Anwendung ist als freies Eisenoxyd. Durch Fällen einer, Alaun, Zinkvitriol und Bittersalz enthaltenden Eisenvitriollösung erhält man ein noch unreineres Präparat, welches ausser der Alaunerde auch noch Zinkoxyd und Magnesia enthält, und den Namen Mineralblau führt. Die Präcipitation des Berlinerblaus muss gerade so ausgeführt werden, wie es oben angegeben ist. Lässt man dagegen die Blutlauge vorherrschen, so fängt der Niederschlag an sich aufzulösen, sobald der grösste Theil der Salzlauge entfernt ist und das Waschen mit reinem Wasser beginnt. Diess hat folgenden Grund. Der blaue Niederschlag, welcher beim Zusammentritt eines Eisenoxysalzes mit überschüssigem Kaliumeisencyanür entsteht, ist kein reines Berlinerblau, sondern eine Verbindung desselben mit Kaliumeisencyanür nach der Formel $(2 \text{ KCy} + \text{FeCy}) + (3 \text{ FeCy} + 2 \text{ Fe}_2\text{Cy}_2)$. Er ist unlöslich in der überstehenden Salzlauge, dagegen löslich in reinem Wasser, (heisst daher auch lösliches Berlinerblau) aus welcher Lösung er durch Weingeist gefällt werden kann. Der weisse, schnell blau werdende Niederschlag, welcher durch Fällen eines Eisenoxysalzes durch überschüssiges Kaliumeisencyanür entsteht, ist ebenso kein reines Eisencyanür, sondern eine Verbindung desselben mit Kaliumeisencyanür nach der Formel $(2 \text{ KCy} + \text{FeCy}) + 9 \text{ FeCy}$. Er wird gleichfalls von der überstehenden Salzlauge nicht aufgenommen, wohl aber von reinem Wasser unter (gleichzeitiger Umwandlung der 9 Aeq. FeCy in basisches Berlinerblau) und aus dieser Lösung durch Alkohol nicht niedergeschlagen.

Aus dem Gesagten ergibt sich, dass, wenn man reines Berlinerblau (Pariserblau) erhalten will, Kaliumeisencyanür mit überschüssigem Eisenoxysalz niedergeschlagen werden muss. Auch kann man das gewöhnliche Berlinerblau durch Digeriren mit verdünnter Salzsäure von seinen Verunreinigungen befreien.

d. Eigenschaften. Das reine Berlinerblau bildet dunkelblaue, spröde Stücke, welche auf der Oberfläche einen kupferrothen Metallglanz zeigen, der aber beim Reiben verschwindet, ist geruch- und geschmacklos, unlöslich in Wasser, Weingeist, Aether und verdünnten

Säuren mit Ausnahme der Oxalsäure; von conc. Schwefelsäure wird es zu einer weissen kleisterartigen Masse aufgelöst, aus der durch Wasserzusatz unverändertes Berlinerblau niederfällt; conc. Salzsäure zerlegt es in Eisenoxyd und Eisenblausäure. Alkalien und alkalische Erden scheiden aus dem Berlinerblau Eisenoxyd und bilden eisenblausaure Salze, z. B. mit Kali: Kaliumeisencyanür.



Beim Glühen entwickelt das Berlinerblau Cyanammonium, kohlen-saures Ammoniak, Wasser und hinterlässt schwarzes Kohleneisen, welches beim Zutritt der Luft zu Eisenoxyd und Kohlensäure ver-brennt.

Der Eisenoxyd- und Alaunerde-Gehalt des ordinären Berlinerblaus lässt sich durch Digeriren mit verdünnter Salzsäure aus-ziehen; versetzt man den Auszug mit Kalilauge, so werden beide (das Eisenoxyd und die Alaunerde) gefällt, aber in überschüssiger Kalilauge löst sich die Alaunerde wieder auf und kann in der kalinischen Flüssigkeit durch Zusatz von Salmiak erkannt werden.

e. Anwendung. Als Malerfarbe, wobei aber zu beachten, dass es durch Alkalien und alkalische Erden zerstört und braun wird; in der Färberei, mit chromsaurem Bleioxyd zu Grün (grüner Cinnober); zum Bläuen der Papiermasse; in der Medicin; in Oxalsäure gelöst als blaue Tinte. Für Stahlfedern eignet sich aber diese Tinte wegen ihrer sauren Beschaffenheit nicht, dagegen gibt das sogenannte lösliche Berlinerblau eine ganz vorzügliche blaue Stahlfedertinte, bei deren Bereitung man folgendermaassen verfährt.

Ein Theil Eisen wird in Königswasser aufgelöst, die Solution fil-trirt, das Filtrat mit so viel Wasser verdünnt, dass es etwa 200 Theile beträgt, dann eine Auflösung von 12 Theilen Kaliumeisencyanür in 200 Theilen Wasser hinzugemischt, und der entstandene Niederschlag auf einem Filter gesammelt. Wenn die Flüssigkeit mög-lichst vollständig abgelassen ist, übergiesst man den Niederschlag mit reinem Wasser, und sobald das Waschwasser anfängt blau durchzu-gehen, stellt man den Trichter in einen leeren tarirten Cylinder, durchstösst das Filter und spült letzteres noch mit so viel Wasser nach, dass der Inhalt des Cylinders 500 Theile wiegt.

Um grüne Tinte zu erhalten, reibt man 1 Theil Gummigutt mit 8 Theilen dieser blauen Tinte zusammen.

Kaliumeisencyanür (Gelbes Blutlaugensalz). $2 \text{KCy} + \text{FeCy} + 3 \text{HO} = 2642,5$. (In 100 Theilen: 61,68 KCy, 25,54 FeCy und 12,78 HQ).

a. Entdeckung. In flüssiger Form, als sogenannte Blutlauge, war es schon zur Zeit der Entdeckung des Berlinerblaus bekannt; Berzelius untersuchte es näher.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man verkohlt stickstoffhaltige Thierstoffe, welche nicht viel phosphorsaure Salze enthalten, wie Horn, getrocknetes Fleisch, Häute, alte Schuhsohlen, Blut, und erhitzt den erhaltenen kohligten Rückstand mit seinem gleichen Gewichte rohem kohlensaurem Kali (Potasche) und seinem halben Gewichte Eisenfeile in grossen gusseisernen Kesseln mittelst Flammenfeuer. Die Potasche wird erst für sich zum Schmelzen erhitzt, dann die Thierkohle und das Eisen hineingebracht, wobei ein lebhaftes Aufbrausen stattfindet; ein Theil Kohlenstoff der Kohle verbindet sich nämlich mit dem Sauerstoff und der Kohlensäure des kohlensauren Kalis zu Kohlenoxydgas, während ein anderer Theil Kohlenstoff mit dem Stickstoff der Kohle zu Cyan zusammentritt, das an das Kalium geht.



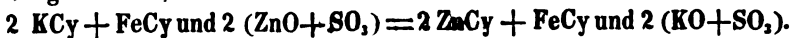
Nach dem Glühen wird die Masse mit Wasser gekocht, wobei ein neuer Process vorgeht; das Eisen verwandelt sich auf Kosten eines Theils Cyankalium in Eisencyanür, und das Kalium wird auf Kosten des Wassers unter Entbindung von Wasserstoffgas zu Kali.



Endlich tritt das gebildete Eisencyanür mit 2 Aeq. Cyankalium zu dem verlangten Doppelsalz zusammen, das man durch Abdampfen und Umkrystallisiren rein erhält.

d. Eigenschaften. Das Kaliumeisencyanür bildet ansehnliche quadratische Säulen und Tafeln von rein citronengelber Farbe, schmeckt bitterlich süß, hintennach salzig, ist luftbeständig, verwittert in gelinder Wärme und verliert alles Wasser, schmilzt in höherer Temperatur, wird schwarz, zersetzt sich in ein Gemenge von Cyankalium und Kohleneisen $= \text{FeC}_2$; bei Zutritt der Luft geht ersteres in cyansäures Kali über. Es löst sich in 4 Theilen kaltem und in 2 Theilen heissem Wasser, die Auflösung reagirt neutral; nicht in Weingeist. Durch starke Säuren, Chlor wird es zersetzt; nicht durch Alkalien. Seine Auflösung fällt die meisten Metallsalze und gibt häufig damit sehr charakteristische Niederschläge, welche Verbindungen des neu-

gebildeten Metalleyanids oder Cyanürs mit dem Eisencyanür des Reagens sind z. B.



Das Kaltumeisencyanür ist daher eines der wichtigsten Reagentien; nur hat man bei seiner Anwendung zu beachten, dass die zu prüfende Flüssigkeit nicht alkalisch reagiren darf.

Folgende Metalle werden von Kaliumeisencyanür gefärbt und zwar mit beistehenden Farben:

Manganoxydul: rosenroth.

Wismuthoxyd: weiss.

Manganoxyd: graugrün.

Bleioxyd: weiss.

Uranoxydul: hellbraun.

Kupferoxydul: weiss, dann rothbraun.

Uranoxyd: rothbraun.

Kupferoxyd: rothbraun.

Zinkoxyd: weiss.

Quecksilberoxydul: weiss.

Eisenoxydul: weiss, schnell blau werdend.

Quecksilberoxyd: weiss, dann blau.

Eisenoxyd: blau.

Silberoxyd: weiss.

Kobaltoxyd: grün.

Palladiumoxydul: anfangs nicht, später grünl. Gallerte.

Nickeloxyd: weissgrün.

Antimonoxyd: weiss.

Cadmiumoxyd: weiss.

Molybdänoxyd: rothbraun.

Zinnoxydul: weiss.

Vanadinoxyd: gelb.

Zinnoxyd: anfangs nicht, später entsteht eine gelbe Gallerte.

Vanadinsäure: grün.

e. Anwendung. Als Reagens auf Metalle, zur Darstellung der Blausäure, des Cyan- und Schwefelcyanalkaliums, des Berlinerblaus, zum Blaufärben von Seide, Wolle, Baumwolle, Leinen, zum Härten des Eisens.

Kaliumeisencyanid (Roths Blutlaugensalz.)

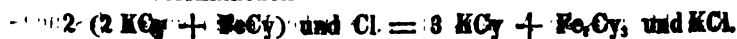


(In 100 Theilen: 59,84 KCy und 40,66 Fe₂Cy₂.)

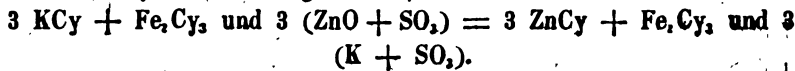
a. Entdeckung. L. Gmelin 1822.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man löst Kaliumeisencyanür in der zehnfachen Menge Wasser auf, leitet in diese Lösung so lange Chlorgas, bis eine herausgenommene Probe durch Eisenoxydsalze nicht mehr blau wird, und verdunstet die Flüssigkeit zur Krystallisation. Die letzte Mutterlauge enthält grösstentheils Chlorkalium und wird weggegossen. Der hierbei vorgehende Process lässt sich durch folgendes Schema versinnlichen:



d. Eigenschaften. Es krystallisirt in wasserfreien rubinrothen rhombischen Säulen, zuweilen auch in gelbrothen oder broncefarbigen Nadeln, schmeckt kühlend salzig, hintennach etwas metallisch, verküstert beim Erhitzen, schmilzt in stärkerer Hitze unter Zersetzung zu einer schwarzen Flüssigkeit und hinterlässt eine schwarze Masse, die aus Cyankalium und Kohleneisen besteht. Es löst sich in $3\frac{1}{2}$ Theilen kaltem und in weniger als 2 Theilen kochendem Wasser, nicht im Weingeist, reagirt neutral, fällt die meisten Metallsalze und gibt häufig damit sehr charakteristisch gefärbte Niederschläge, welche Verbindungen des neugebildeten Metallcyanids oder Cyanürs mit dem Eisencyanid des Reagens sind, z. B.



Aber auch hier darf nicht übersehen werden, dass Flüssigkeiten welche alkalisch reagiren, bevor sie mit diesem Reagens versetzt werden, erst neutralisirt oder schwach angesäuert werden müssen. Die Niederschläge, welche das Kaliumeisencyanid in Metallsolutionen hervorbringt, sind:

Manganoxydul: braun.

Manganoxyd: braun.

Uranoxydul: anfangs nichts, später rothbraun.

Zinkoxyd: gelbroth.

Eisenoxydul: blau.

Kobaltoxyd: braunroth.

Nickeloxyd: gelbgrün.

Cadmiumoxyd: gelb.

Zinnoxidul: weiss.

Wismuthoxyd: blasgelb.

Kupferoxydul: rothbraun.

Kupferoxyd: gelbgrün.

Quecksilberoxydul: rothbraun, dann weiss.

Quecksilberoxyd: gelb (HgCl wird nicht gefällt).

Silberoxyd: rothbraun.

Molybdänoxyd: rothbraun.

Vanadinoxyd: grün.

Uranoxyd, Eisenoxyd, Zinnoxidul, Bleioxyd, Palladiumoxydul und Antimonoxyd werden von Kaliumeisencyanid nicht gefällt, die Eisenoxydsalze nur dunkler (braun) gefärbt.

e. Anwendung. In der Färberei zu Blau, als Reagens.

Eisen und Schwefel.

Das Eisen bildet mit dem Schwefel mehrere Verbindungsstufen.

1. Einfach-Eisensulphid = FeS (mit 36,37 P. S). Es findet sich in der Natur, aber stets mit andern Schwefelmetallen verbunden (im Buntkupfeterz, Magnetkies). Man gewinnt es durch Verbrennen des Eisens in Schwefeldampf, durch Erhitzen des Mag-

netzkieses, Schwefelkieses; meistens aber bereitet man es durch Erhitzen von 3 Theilen Eisen und 2 Theilen Schwefel in einem bedeckten Tiegel, und erhält es dann als eine gelblichgraue bis eisenschwarze metallglänzende Masse, welche vom Magnete angezogen wird. Von derselben Constitution ist der Niederschlag, welcher in Eisenoxydsalzen durch Schwefelammonium entsteht, der sich aber an der Luft rasch zersetzt und in Eisenoxydhydrat verwandelt. — Das auf trockenem Wege bereitete Sulphid dient zur Darstellung des Schwefelwasserstoffs. Was man auf Hüttenwerken beim Erhitzen der Schwefelkiese als Rückstand erhält, wird auf Eisenvitriol benutzt.

2. Anderthalb-Eisensulphid = Fe_2S_3 (mit 46,15 P. S) findet sich höchst selten rein (als schwarze erdige Masse am Vesuv), mit Schwefelkupfer verbunden im Kupferkies; bildet sich, wenn man wasserfreies Eisenoxyd bei 100° , oder trocknes Eisenoxydhydrat bei gewöhnlicher Temperatur mit Schwefelwasserstoff behandelt. Es ist grau-gelblich, verändert sich nicht an der Luft, wird vom Magnete nicht angezogen, gibt beim Glühen $\frac{1}{2}$ seines Schwefels ab. Gießt man eine neutrale Solution eines Eisenoxydsalzes in Schwefelammonium, so erhält man dieselbe Verbindung als einen schwarzen, an der Luft leicht zersetzbaren Niederschlag; verfährt man umgekehrt, d. h. gießt man Schwefelammonium in Eisenoxydsolution, so erfolgt Desoxydation, und es fällt ein Gemenge von Einfach-Schwefeleisen und Schwefel nieder.

3. Doppelt-Eisensulphid = FeS (mit 53,33 P. S) findet sich in der Natur am häufigsten unter allen Arten von Schwefeleisen, und heisst speciell Eisenkies oder Schwefelkies. Es entsteht auch durch Behandeln von Eisen mit Schwefelkohlenstoffdampf, oder von Eisenoxyd, Eisenoxydhydrat, kohlensaurem Eisenoxydul mit Schwefelwasserstoffgas bei einer die Glühhitze nicht erreichenden Temperatur, sowie durch Zusammenschmelzen von 1 Aeq. Eisen mit 2 Aeq. Schwefel. Das natürliche ist messinggelb, metallglänzend, rhombisch und tesseral krystallisirt, das künstliche ein gelbes Pulver, wird ebenfalls nicht vom Magnete angezogen, löst sich nicht in Salzsäure, verliert beim Glühen die Hälfte seines Schwefels. — Es dient zur Gewinnung von Schwefel, Eisenvitriol, Alaun, als Beschickung für Kupferkies, arme Silbererze etc.

Magnetkies = Fe_3S_4 , ein hexagonal krystallisirt oder derb vorkommendes Mineral von bronzegelber Farbe, an der Luft tombak-

braun anlaufend, wird vom Magnete angezogen, und kann als $6 \text{ FeS} + \text{Fe}_2\text{S}_3$, oder als $5 \text{ FeS} + \text{Fe}_3\text{S}_4$ betrachtet werden.

Eisen und Kohlenstoff.

Das Eisen besitzt grosse Verwandtschaft zum Kohlenstoff, und es wurde bereits angegeben, dass alles im Grossen dargestellte Eisen eine gewisse Menge Kohlenstoff enthält. Kohlenstoffreichere Verbindungen, als Guss Eisen, Schmiedeeisen und Stahl sind, erhält man durch Glühen von Cyaneisen und dessen Verbindungen mit andern Cyanmetallen in verschlossenen Gefässen; vom Kaliumeisencyanür z. B. bleibt ein Rückstand, der durch Wegwaschen des beigemengten Cyankaliums ein Kohleneisen = FeC liefert.

Kennzeichen der Eisensalze.

Die Eisenoxydsalze sind im wasserfreien Zustande weiss, im wasserhaltigen hellgrün, ihre Lösungen ebenfalls hellgrün. Sie geben mit reinen oder kohlen-sauren Alkalien einen weissen Niederschlag, der an der Luft bald grün und später braun wird. Schwefelwasserstoff erzeugt bei Gegenwart von etwas freier Säure keine Veränderung. Schwefelammonium gibt einen schwarzen; Kaliumeisencyanür einen weissen, schnell blau werdenden; Kaliumeisencyanid sogleich einen dunkelblauen; phosphorsaures Natron einen weissen, an der Luft blau werdenden; arsensaures Natron einen weissen, an der Luft grün werdenden Niederschlag. Gerbesäure bringt anfangs keine Veränderung hervor, nach und nach wird aber die Flüssigkeit schwarzblau.

Die Eisenoxydsalze sind im wasserfreien Zustande weiss, meistens aber gelb oder braun, ihre Lösungen gelb bis braun. Reine und kohlen-saure Alkalien fällen dieselben sogleich braun. Schwefelwasserstoff reducirt dieselben zu Oxydsalzen unter Abscheidung von Schwefel. Schwefelammonium gibt einen schwarzen; Kaliumeisencyanür einen dunkelblauen; Kaliumeisencyanid keinen (es entsteht nur eine dunklere Färbung); phosphorsaures und arsensaures Natron einen weissen; Gerbesäure einen schwarzblauen Niederschlag. Kaliumschwefelcyanid ertheilt den Auflösungen der Eisenoxydsalze eine blutrothe Färbung.

Die Eisensalze wirken in grössern Gaben giftig; als Gegenmittel dienen gerbestoffhaltige Substanzen.

B. Kobalt (Cobaltum). $\text{Co} = 269,0$.

a. Entdeckung. Brandt 1738; neuere Untersuchungen, besonders über die Oxyde dieses Metalls, stellte Winkelblech sowie Beetz an. — Sein Name ist abgeleitet vom böhmischen Worte *Kow* (Erz), *Kowalty* (erzhaltig), oder von *Kobold*, womit man einen bösen Berggeist bezeichnet; die Bergleute hielten nämlich ein jedes Erz, welches beim Schmelzen keine Metalle gab, sondern eher Metalle raubte oder spröde machte, und nach Arsen und Schwefel roch, für ein Erzeugniss des bösen Berggeistes und nannten es nach diesem.

b. Vorkommen. Es findet sich nicht sehr häufig, mit Schwefel, Arsen, Nickel, Eisen, als Oxyd, mit Schwefelsäure und Arsensäure verbunden, besonders in Sachsen und Böhmen; auch im Meteoreisen. Die wichtigsten Kobalterze sind: Glanzkobalt, Speiskobalt, Erdkobalt, Kobaltblüthe, Kobaltbeschlag.

c. Darstellung. Aus seinen Erzen erhält man das Kobalt, wenn man dieselben röstet, hierauf mit saurem schwefelsaurem Kali glühet, die Masse mit Wasser auskocht, die rothe Solution mit kohlen-saurem Kali fällt, den Niederschlag mit Kohle oder Wasserstoff reducirt, oder auch denselben in oxalsaures Salz verwandelt und dieses für sich in verschlossenen Gefässen glühet.

Durch das Rösten wird das Erz oxydirt, Schwefel und Arsen grösstentheils verjagt; das saure schwefelsaure Kali verwandelt die gebildeten Metalloxyde in schwefelsaure Salze, von denen aber nur das Kobaltoxydsalz bei der Glühhitze unzersetzt und in Wasser löslich bleibt.

d. Eigenschaften. Es ist grauweiss, sehr politurfähig, ziemlich hart, spröde, doch etwas hämmerbar, auf dem Bruche körnig, von 8,5—8,9 spec. Gewicht, sehr schwer schmelzbar, magnetisch, doch weniger als das Eisen; verändert sich bei gewöhnlicher Temperatur nicht an der Luft und im Wasser, oxydirt sich in der Glühhitze; wird von Salzsäure, verdünnter Schwefelsäure und Salpetersäure aufgelöst, die Aufösungen sehen rosenroth aus.

e. Anwendung. Für sich wird es nicht benutzt.

f. Verbindungen:

Kobalt und Sauerstoff.

Man kennt zwei bestimmte Oxydationsstufen des Kobalts:

Kobaltoxyd, CoO .

und Kobaltsuperoxyd $= \text{Co}_2\text{O}_3$.

zwischen welchen noch mehrere Oxyde liegen, die sich aber als Verbindungen von Oxyd und Superoxyd verhalten.

Kobaltoxyd. $\text{CoO} = 469,0$.

(In 100 Theilen: 78,67 Co und 21,33 O.)

a. Entdeckung. Siehe Kobalt.

b. Vorkommen. Nicht frei, aber in Verbindung mit Manganoxyd als schwarzer Erdkobalt, mit Arsensäure als Kobaltblüthe und Kobaltbeschlag, mit Schwefelsäure als Kobaltvitriol.

c. Darstellung. Fällt man ein Kobaltsalz mit Kali, so entsteht ein blauer Niederschlag, der ein basisches Salz ist, aber durch Erhitzen der Flüssigkeit in reines Oxydhydrat übergeht. Durch Glühen desselben oder auch des kohlen-sauren Kobaltoxyds bei Abschluss der Luft erhält man wasserfreies Oxyd.

Kobaltoxyd zu technischen Zwecken bereitet man aus dem Speiskobalt (Arsenkobalt) durch Auflösen in Salpetersäure, Zusatz von kohlen-saurem Kali, bis die Flüssigkeit eine rosenrothe Farbe annimmt, wobei nur die fremden Metalloxyde (Eisenoxyd, Nickelox-yd) ausgeschieden werden, Filtriren, abermaligen Zusatz von kohlen-saurem Kali und Kochen; es fällt dann basisch kohlen-saures Kobaltoxyd nieder, welches ausgesüsst und getrocknet wird. Oder man verfährt, wie beim Kobalt angegeben, indem man das geröstete Erz mit saurem schwefelsaurem Kali glühet, die Masse mit Wasser auszieht und die Solution mit kohlen-saurem Kali niederschlägt. Der in beiden Fällen dem Kobaltoxyd anhängende Gehalt von Kohlensäure (und Wasser) wird durch Glühen entfernt.

d. Eigenschaften. Das wasserfreie Kobaltoxyd ist olivengrün, das Oxydhydrat $= \text{CoO} + \text{HO}$ (mit 21 Pc. Wasser) ist rosenroth; es löst sich leicht in Säuren mit rosenrother Farbe, färbt Glasflüsse schön blau (Smalte), gibt durch Glühen mit Alaunerde eine schöne blaue (Thenard's Blau, Kobaltblau, Kobalt-Ultramarin), mit Zinkoxyd eine schöne grüne Malerfarbe (Rinmann's Grün).

Rohes Kobaltoxyd, nämlich geröstetes Kobalterz, vermengt mit einer gewissen Menge Sand, kommt als graubräunliches Pulver unter dem Namen Zaffer in den Handel.

e. Anwendung. Besonders zu blauen Farben und Gläsern. Der Zaffer wird durch Zusammenschmelzen mit Potasche in blaues Glas (Smalte) verwandelt.

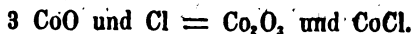
f. Verbindungen. Das Kobaltoxyd ist eine starke Salzbasis und gibt eine grosse Anzahl von Salzen, von denen die bemerkenswerthesten weiter unten aufgeführt sind.

Kobalt-superoxyd. $\text{Co}_2\text{O}_3 = 1038,0$.
(In 100 Theilen: 71,09 Co und 28,91 O).

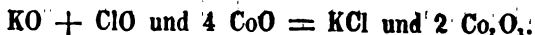
a. Entdeckung. Siehe Kobalt.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man leitet Chlorgas zu in Wasser suspendirtem Kobaltoxydhydrat, wobei der dritte Theil des Oxyds in Metallchlorid übergeht, und der Sauerstoff desselben sich mit dem übrigen Oxyde verbindet.



Fällt man das gelöste Kobaltchlorid durch Kali, und leitet abermals Chlor durch die Flüssigkeit, so kann man alles Kobalt in Superoxyd umwandeln. Schneller gelangt man zum Ziele, wenn man Kobaltoxydhydrat sogleich mit einer Auflösung von unterchlorigsauren Alkalien behandelt.



Das auf die angegebene Weise bereitete Superoxyd ist ein Hydrat = $\text{C}_2\text{O}_3 + 3 \text{HO}$ (mit $24\frac{1}{2}$ P. Wasser); das wasserfreie Superoxyd erhält man durch Erhitzen des salpetersauren Kobaltoxyds.

d. Eigenschaften. Das wasserfreie Superoxyd ist schwarz, unlöslich in Säuren, ausser in Salzsäure unter Chlorentwicklung; das wasserhaltige ist schwarzbraun, löst sich in Essigsäure mit brauner Farbe, diese Lösung zersetzt sich aber in der Wärme, in Oxalsäure unter theilweiser Zersetzung mit dunkelgrasgrüner Farbe.

e. Anwendung. Für sich keine.

Verbindungen des Kobaltoxyds mit Kobalt-superoxyd.

1. $\text{Co}_2\text{O}_3 = 4 \text{CoO} + \text{C}_2\text{O}_3$, entsteht beim Glühen von metallischem Kobalt, reinem oder kohlensaurem Kobaltoxyd, Kobaltchlorid an der Luft, ist schwarz, sehr stabil, verändert sich nicht durch Behandeln mit Salpetersäure, Schwefelsäure, kohlensauren Alkalien.

2. $\text{C}_2\text{O}_3 = \text{CoO} + \text{C}_2\text{O}_3$, wird durch Erhitzen des Superoxyds und Superoxydhydrats erhalten, und ist ebenfalls schwarz.

Sauerstoffsalze des Kobaltoxyds.

Salpetersaures Kobaltoxyd. $\text{CoO} + \text{NO}_2 = 1144,0$.

(In 100 Theilen: 41 CoO und 59 NO_2).

Man löst das Metall oder Oxyd in verdünnter Salpetersäure, und verdunstet zur Krystallisation. Es bildet kleine karmoisinrothe Prismen, schmeckt stechend zusammenziehend, reagirt sauer, zerfließt an der Luft, löst sich in Wasser und Alkohol, verliert in der Hitze erst sein Wasser und hinterlässt endlich schwarzes Superoxyd.

Es wird als Reagens auf Magnesia, Alaunerde und Zinkoxyd benutzt, die es beim Glühen resp. rosenroth, blau und grün färbt. Auch dient seine Auflösung als sogenannte sympathetische Tinte. Schreibt man nämlich damit auf weissem Papier, so wird die Schrift nicht eher sichtbar, bis man das Papier erwärmt (wodurch das Salz sein Wasser verliert), und lässt man das Papier erkalten, so verschwindet die Schrift (durch Wasseranziehung des Salzes) wieder.

Schwefelsaures Kobaltoxyd. $\text{CoO} + \text{SO}_2 = 969,0$.

(In 100 Theilen: 48,40 CoO und 51,60 SO_2).

Durch Auflösen des Metalls oder Oxyds in verdünnter Schwefelsäure und Verdunsten erhalten, krystallisirt es bei gewöhnlicher Temperatur in rothen schiefhombischen Prismen mit 7 Aeq. HO, zwischen $+ 20$ und 30° in gerade rhombischen Prismen mit 6 Aeq. HO, verwittert an der Luft, und löst sich in 24 Theilen kaltem Wasser, nicht in Alkohol auf.

Eine Verbindung dieses Salzes mit schwefelsaurer Magnesia nach der Formel: $\text{MgO} + \text{SO}_2 + 7 \text{HO}$, $3 (\text{CoO} + \text{SO}_2 + 7 \text{HO})$, kommt zu Bieber bei Hanau natürlich vor und heisst Kobaltvitriol.

Haloidsalze des Kobalts.

Kobaltchlorid. $\text{CoCl} = 812,7$.

(In 100 Theilen: 44,17 Co und 55,83 Cl).

Man erhält es durch Auflösen des Metalls oder Oxyds in Salzsäure und Verdunsten in dunkelrothen wasserhaltigen Krystallen, welche beim gelinden Erwärmen, ohne merklich Wasser zu verlieren, eine schöne blaue Farbe annehmen und beim Erkalten wieder roth werden; in starker Hitze verflüchtigt sich das Salz unter theilweiser Zersetzung. An der Luft zerfließt es. Mit wenig Wasser

bereitet ist seine Auflösung blau, wird aber durch grössern Wasserzusatze rosenroth. Auch in Alkohol löst es sich leicht.

Es dient, wie das salpetersaure Kobaltoxyd, als sympathetische Tinte; die damit auf Papier gemachten Schriftzüge erscheinen in der Wärme blau.

Kobalt und Schwefel.

Das Kobalt verbindet sich mit Schwefel in mehreren Verhältnissen:

1. Einfach-Kobaltsulphid = CoS erhält man auf trockenem Wege, durch Glühen von Kobaltoxyd mit Schwefelkalium oder durch Reduction des schwefelsauren Salzes mit Wasserstoffgas oder auch direkt durch Erhitzen des Metalls mit Schwefel, als dunkelgrauschwarze metallglänzende Schuppen; auf nassem Wege durch Fällung einer Koballösung mit Schwefelalkalien als schwarzen, in Salzsäure unlöslichen Niederschlag.

2. Anderthalb-Kobaltsulphid = Co_2S_3 , findet sich natürlich als tesserale, weisse bis röthliche Massen; künstlich erhält man es durch Hinüberleiten von Schwefelwasserstoff über gelinde erwärmtes Kobalt-superoxyd als schwarzes Pulver.

3. Zweifach-Kobaltsulphid = CoS_2 , macht einen Bestandtheil des Kobaltglanzes ($\text{CoAs} + \text{CoS}_2$) aus, und bleibt beim Behandeln des vorigen mit Salzsäure als schwarzes Pulver zurück.

Kennzeichen der Kobaltsalze.

Sie haben meistens eine pfirsichblüth- bis karmoisinrothe Farbe, ihre Auflösungen sind meist ebenso gefärbt, und nur einige derselben besitzen im concentrirten Zustande eine blaue Farbe. Aetzkali und Aetznatron erzeugen darin einen lavendelblauen Niederschlag, der durch Kochen pfirsichblüthroth wird; Ammoniak gibt ebenfalls einen blauen Niederschlag, der sich aber in mehr zugesetztem Ammoniak mit röthlich-bräunlicher Farbe auflöst; enthält die Kobaltauflösung überschüssige Säure oder ein Ammoniaksalz, so bringt Ammoniak gar keine Fällung hervor. Kohlensäure, phosphorsaure und arsensaure Alkalien fällen die Kobaltsalze pfirsichblüthroth, der durch kohlen-saures Ammoniak erzeugte Niederschlag löst sich aber im Ueberschusse des Fällungsmittels, sowie in Salmiak auf. Schwefelwasserstoff bringt bei Gegenwart freier Säure keinen, Schwefelam-

monium einen schwarzen, in Salzsäure nicht löslichen Niederschlag hervor. Mit Kaliumeisencyanür entsteht ein grüner, mit Kaliumeisencyanid ein braunrother Niederschlag.

Alle Kobaltverbindungen färben eine Perle von Borax oder Phosphorsalz blau.

9. Nickel. Ni = 370,0.

a. Entdeckung. Cronstedt entdeckte dasselbe 1751, aber erst Bergmann untersuchte es 1775 näher. — Sein Name ist ursprünglich ein weibliches Schimpfwort in der niedersächsischen Volkssprache; sächsische Bergleute gaben nämlich einem Erze (welches man später nach seinen Bestandtheilen mit Arsennickel bezeichnete), das *seinem Ansehen nach* kupferhaktig seyn musste, aber bei der Bearbeitung kein Kupfer gab, den Schimpfnamen Kupfernickel, und hievon benannte man dann das darin mit Arsen verbundene Metall.

b. Vorkommen. Es findet sich in der Natur nicht sehr häufig und nie isolirt, mit Eisen (Kobalt, Kupfer etc.) legirt in den Meteorsteinen, mit Arsen im Arsennickel, mit Antimon im Antimonnickel, ferner verbunden mit Schwefel als Haarkas, sowie mit andern Schwefelmetallen als Doppelt-Sulphid, als Oxyd, arsensaures und kieselsaures Oxyd.

c. Darstellung. Man mengt feingepulvertes Arsennickel oder Kobaltspeise (auch Nickelspeise genannt, nämlich die bei der Bereitung der Smalte, durch Schmelzen von gerösteten Kobalterzen mit Quarz, Potasche und arseniger Säure, am Boden des Tiegels sich ablagernde Legirung von Arsen und Nickel = Ni₂As, die aber stets noch Schwefel, etwas Kobalt, Eisen, Kupfer u. a. Metalle enthält) mit 2 Theilen Salpeter und 1 Theil kohlen-saurem Kali, trägt das Gemenge nach und nach in einen glühenden Tiegel, glühet noch eine Zeit lang, lässt erkalten, laugt die Masse mit Wasser aus und reducirt das dabei zurückbleibende Oxyd mit Kohle unter einer Decke von Glas.

d. Eigenschaften. Es ist silberweiss mit einem Stich ins Graue, stark metallglänzend, sehr hart, sehr dehnbar, sehr strengflüssig, lässt sich in der Hitze etwas schweissen, magnetisch, von 8,8 spec. Gewicht, verändert sich bei gewöhnlicher Temperatur nicht an der Luft, oxydirt sich in höherer nur oberflächlich. Salzsäure und verdünnte Schwefelsäure lösen es langsam, Salpetersäure wirkt kräftiger ein; diese Auflösungen besitzen eine grasgrüne Farbe.

e. Anwendung. Zur Darstellung des Argentans (Neusilbers), siehe beim Kupfer.

f. Verbindungen:

Nickel und Sauerstoff.

Wie das Kobalt, bildet auch das Nickel mit dem Sauerstoff zwei Oxydationsstufen, aber man kennt keine intermediäre Stufen, d. h. keine Verbindungen dieser beiden Oxyde unter einander.

Nickeloxyd. $\text{NiO} = 470,0$.

(In 100 Theilen: 78,72 Ni und 21,28 O).

Es wird durch Fällen eines Nickelsalzes mit Aetzkalkilauge als Hydrat erhalten, das beim Glühen sein Wasser verliert. Wasserfrei gewinnt man es auch auf die bei der Darstellung des Nickels angegebene Weise, sowie durch Glühen von kohlensaurem oder salpetersaurem Nickeloxyd.

Das wasserfreie Oxyd ist ein dunkelgraues, ins Grünliche spielendes Pulver, das Hydrat = $\text{NiO} + \text{HO}$ (mit 19 Pc. Wasser) ist apfelgrün. In Säuren löst es sich leicht mit grüner Farbe auf. Den Glasflüssen ertheilt es eine hyacinthrothe Farbe. — Für sich findet es keine Anwendung.

Nickelsuperoxyd. $\text{Ni}_2\text{O}_3 = 670,0$.

(In 100 Theilen: 56,71 Ni und 43,29 O).

Findet sich in der Natur sehr sparsam als Nickelschwärze, und wird künstlich wie das Kobaltsuperoxyd erhalten, mit dem es auch in seinem Aussehen und Verhalten zu Salzsäure übereinkommt.

Sauerstoffsalze des Nickeloxys.

Salpetersaures Nickeloxyd = $\text{NiO} + \text{NO}_2 + 6 \text{HO}$ ist ein grünes, zerfliessliches Salz.

Schwefelsaures Nickeloxyd = $\text{NiO} + \text{SO}_3 + 7 \text{HO}$ ist ebenfalls grün, verwittert an der Luft, löst sich in 3 Theilen kaltem Wasser, nicht in Alkohol.

Haloidsalze des Nickels.

Nickelchlorid = $\text{NiCl} + 10 \text{HO}$ ist grün, zerfliesslich, im wasserfreien Zustande braungelb, sublimirt bei abgehaltener Luft

in goldgelben Schuppen, zersetzt sich aber beim Glühen an der Luft und hinterlässt reines Oxyd.

Nickel und Schwefel.

Einfach-Nickelsulphid = NiS findet sich in der Natur als Haarkies, und wird künstlich durch Glühen des Metalls oder Oxyds mit Schwefel, oder durch Fällen eines Nickelsalzes mit Schwefelammonium erhalten.

Das natürliche erscheint als messinggelbe, ins stahlgraue übergehende Nadeln; das künstliche, auf trockenem Wege bereitete ist von ähnlichem Ansehen, das auf nassem Wege bereitete ist schwarz.

Doppelt-Nickelsulphid = NiS₂ findet sich in der Natur in Verbindung mit Arsennickel als Nickelglanz, und mit Antimonnickel als Nickelantimonglanz. Künstlich erhält man es durch Weissglühen eines Gemenges von kohlensaurem Nickeloxyd, Schwefel und kohlensaurem Kali, und Auslaugen der Masse als ein dunkeleisengraues Pulver.

Kennzeichen der Nickelsalze.

Sie sind im wasserhaltigen Zustande schön grün, im wasserfreien meist gelb gefärbt; ihre Auflösungen besitzen eine schöne grüne Farbe. Fixe reine und kohlensaure Alkalien bringen darin einen apfelgrünen Niederschlag hervor; reines und kohlensaures Ammoniak hingegen lösen den anfangs entstandenen Niederschlag mit hellblauer Farbe leicht wieder auf. Phosphorsaure und arsensaure Alkalien geben gleichfalls blassgrüne permanente Niederschläge. Schwefelwasserstoff fällt saure Nickellösungen nicht, Schwefelammonium gibt einen schwarzen, in Salzsäure unlöslichen Niederschlag. Mit Kaliumeisencyanür entsteht ein blassgrüner, mit Kaliumeisencyanid ein gelbgrüner Niederschlag. Den Glasflüssen ertheilen die Nickelsalze eine hyacinthrothe Farbe.

10. Cadmium. Cd = 696,8

a. Entdeckung. Es wurde 1817 gleichzeitig von Hermann und Stromeyer entdeckt. — Sein Name ist abgeleitet von *καδμεια* (Galmei).

b. Vorkommen. Als Oxyd im Galmei und als Schwefelverbindung für sich und in der Zinkblende zu einigen Procenten, am reichlichsten in Schlesien und Ostindien.

c. Darstellung. Man kann es auf verschiedene Weise erhalten; entweder durch Destillation des käuflichen Zinks im Grossen, wo es zuerst übergeht; oder durch Auflösen des Zinks in Schwefelsäure, Fällen der sauren Lösung mit Schwefelwasserstoff, Auflösen des gelben Niederschlags in Salzsäure, Fällen mit kohlensaurem Ammoniak, und Glühen des kohlen-sauren Cadmiumoxyds mit Kohle in einer Retorte; oder durch Fällen der salzsauren Cadmiumlösung mit Zink.

d. Eigenschaften. Es ist zinnweiss, stark glänzend, weich, sehr biegsam, schreit beim Biegen wie das Zinn, lässt sich strecken und dehnen, hat ein spec. Gewicht von 8,7, schmilzt bei etwa 360°, verflüchtigt sich leichter als das Zink, oxydirt sich bei gewöhnlicher Temperatur an der Luft nicht merklich, entzündet sich aber beim Erhitzen an der Luft und verbrennt zu Oxyd, löst sich langsam in Salz- oder Schwefelsäure, rasch und leicht in Salpetersäure.

e. Anwendung. Für sich keine.

f. Verbindungen:

Cadmium und Sauerstoff.

Es ist nur eine Oxydationsstufe des Cadmiums bekannt, das Cadmiumoxyd = CdO , welches man durch Verbrennen des Metalls an der Luft, oder durch Glühen des salpetersauren oder kohlen-sauren Salzes im wasserfreien, durch Fällen eines Cadmiumsalzes mit Kali im hydratischen Zustande erhält.— Es ist mehr oder weniger braun, als Hydrat $\text{CdO} + \text{HO}$ weiss, leicht löslich in Säuren, unschmelzbar, wird auf Kohle leicht reducirt und verflüchtigt.

Sauerstoffsalze des Cadmiumoxyds.

Salpetersaures Cadmiumoxyd = $\text{CdO} + \text{NO}_2 + 4 \text{HO}$ ist ein farbloses hygroskopisches Salz.

Schwefelsaures Cadmiumoxyd = $\text{CdO} + \text{SO}_2 + 4 \text{HO}$ verwittert an der Luft, löst sich leicht in Wasser.

Cadmium und Schwefel.

Cadmiumsulfid = CdS , die einzige Schwefelungsstufe dieses Metalls, kommt als sehr seltenes Mineral (Greenockit) in England vor. Künstlich erhält man es durch Fällen einer Cadmiumlösung mit Schwefelwasserstoff. — Es hat eine schöne, gesättigt gelbe Farbe, ist schmelzbar, feuerbeständig, löst sich in concentrirter Salzsäure auf und wird in der Malerei und Färberei (auf Seide) angewendet.

Kennzeichen der Cadmiumsalze.

Sie sind farblos, wenn die in ihnen enthaltene Säure nicht gefärbt ist. Aetzende Alkalien erzeugen in ihren Lösungen einen weissen Niederschlag, der aber, wenn Ammoniak angewandt war, durch einen Ueberschuss des Fällungsmittels wieder verschwindet. Kohlensäure und phosphorsaure Alkalien geben einen weissen permanenten, Schwefelwasserstoff in sauren und alkalischen Lösungen einen schönen gelben, Kaliumeisencyanür einen weissen, Kaliumeisencyanid einen gelben Niederschlag. Zink fällt das Cadmium in krystallinischen Blättchen heraus.

Vor dem Löthrohre auf Kohle, besonders mit einem Zusatze von Soda erhitzt, beschlagen sie die Kohle braun.

11. Zinn. (Stannum). Sn = 725,0.

a. Entdeckung. Das Zinn ist eins der am längsten bekannten Metalle. — Sein Name ist wahrscheinlich das veränderte lateinische *stannum*, welches man etwa im vierten Jahrhundert aus Missverständniss auf unser Zinn übertrug, denn die Römer bezeichneten das letztere mit *plumbum album*, während sie das beim Ausschmelzen der Bleierze gewonnene (silberhaltige) Blei, das sogenannte Werkblei, *stannum* nannten. *Stannum* ist entweder abgeleitet von *stare, ἵσταται* (stehen, gestehen, gerinnen), d. h. ein in der Kälte (leicht) fest werdendes Metall, oder wahrscheinlicher von *σταζειν* (tröpfeln, σταγμα: der Tropfen, σταγων: das Tropfen), wegen der Leichtschmelzbarkeit.

b. Vorkommen. Das Zinn findet sich höchst selten gediegen, auch nur selten mit Schwefel (Eisen und Kupfer) verbunden im Zinnkies, am allgemeinsten oxydirt als Zinnstein, vorzüglich in England, Sachsen, Böhmen, Ostindien, Mexico und Peru.

c) Darstellung. Der Zinnstein wird gepocht, geröstet, geschlämmt, mit Kohlen- oder Flammenfeuer in Schacht- und Flammenöfen reducirt und durch wiederholtes Schmelzen, zum Theil mit Zusatz reichhaltiger Schlacken gereinigt.

d. Eigenschaften. Es ist fast silberweiss, stark glänzend, weich, doch härter als Blei, schreit beim Biegen in Folge seines krystallinischen Gefüges, lässt sich leicht zu sehr dünnen Platten walzen (Stanniol), aber nicht in feine Drähte ausziehen, hat ein spec. Gewicht von 7,29, wird bei 200° so spröde, dass es sich pulvern

lässt, schmilzt bei 228°, und krystallisirt beim langsamen Erkalten und Abgiessen des noch flüssigen Theils in Rhomboëdern oder tesselaren Formen, verflüchtigt sich in der Weissglühhitze. Beim Schmelzen an der Luft überzieht es sich mit einer grauen, nach und nach heller werdenden Haut (Zinnasche). Es löst sich in Salzsäure, verdünnter und concentrirter Schwefelsäure, am leichtesten in Königswasser. Salpetersäurehydrat = $\text{NO}_2 + \text{HO}$ wirkt nicht auf das Zinn; enthält die Säure etwas mehr Wasser, so wird es heftig angegriffen, aber nicht aufgelöst, sondern nur oxydirt; bringt man es indessen mit sehr verdünnter Salpetersäure bei Vermeidung jeder Erhitzung zusammen, so löst es sich ohne Gasentwicklung vollkommen zu Oxydulsalz auf, unter gleichzeitiger Bildung von salpetersaurem Ammoniak:

$8 \text{ Sn}, 10 \text{ NO}_2$ und $4 \text{ HO} = 8 (\text{SnO} + \text{NO}_2)$ und $\text{NH}_4\text{O} + \text{NO}_2$, beim Erhitzen fällt aber sogleich alles Zinnoxidul als Oxyd nieder. Auch Aetzkalilauge löst das Zinn in der Wärme auf.

Das käufliche Zinn enthält stets Spuren von Eisen, Arsen, mitunter auch Blei. Chemisch rein bekommt man es durch Oxydation mit Salpetersäure, (wobei nur die fremden Metalle aufgelöst werden und in dieser Auflösung erkannt werden können), Auswaschen des Oxyds und Reduction desselben mit Kohlenpulver.

e. Anwendung. Zu häuslichen Geschirren, Kesseln, Destillir- und Kühlapparaten, Röhren, zum Verzinnen von Kupfer, Eisen (Weissblech), Messing, und zu verschiedenen Legirungen mit Blei, Kupfer (siehe diese Metalle). Behandelt man verzinnertes Blech mit verdünnter Schwefel- oder Salzsäure, so bemerkt man bald auf der Oberfläche perlmutterartig glänzende Zeichnungen, was darauf beruht, dass die äusserste, nicht krystallinische Schichte des Zinns von der darunter liegenden krystallinischen hinweggenommen wird. So behandeltes Blech heisst *Moiré metallique*.

Zinn und Sauerstoff.

Das Zinn bildet mit dem Sauerstoff drei Oxydationsstufen, Oxydul, Sesquioxidul und Oxyd.

Zinnoxidul. $\text{SnO} = 825,0$.

(In 100 Theilen: 87,87 Sn und 12,13 O).

- a. Entdeckung. Von J. Davy untersucht.
- b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Es bildet sich beim Auflösen des Zinns in kalter, sehr verdünnter Salpetersäure oder in verdünnter Schwefelsäure. Wasserfrei erhält man es durch Zusammenreiben von krystallisiertem Zinnchlorür mit krystallisiertem kohlensaurem Natron und Erhitzen der breiigen Masse unter Umrühren so lange, bis ihre weisse Farbe vollständig in eine schwärzliche übergegangen ist, worauf man mit Wasser auswäscht. Das wasserhaltige wird durch Fällen einer Auflösung von Zinnchlorür mit kohlensaurem Natron bereitet.

d. Eigenschaften. Das wasserfreie Oxydul ist ein schwärzliches Pulver, das wasserhaltige = $\text{SnO} + \text{HO}$ ist weiss; ersteres ist luftbeständig, das letztere zieht nach und nach mehr Sauerstoff an; bei Luftabschluss können sie beide geglüht werden, ohne sich höher zu oxydiren, hat aber die Luft dabei Zutritt, so verwandeln sie sich in Oxyd. In Salzsäure und Schwefelsäure lösen sie sich leicht auf.

e. Anwendung. Für sich keine; in seinen Salzen wird es aber zuweilen als Reductionsmittel benutzt.

f. Verbindungen. Das Zinnoxidul ist eine starke Salzbasis, ihre Salze gehen aber leicht in Oxydsalze über.

Zinnsesquioxydul. $\text{Sn}_2\text{O}_3 = 1750,0$.

(In 100 Theilen: 82,85 Sn und 17,15 O).

a. Entdeckung. J. N. Fuchs, 1834.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man digerirt frischgefälltes Eisenoxydhydrat mit einer Auflösung von Zinnchlorür, und wäscht das gebildete Eisenchlorür weg.

d. Eigenschaften. Ein weisser schleimiger Niederschlag, der beim Trocknen gelb und durchscheinend wird, löslich in Ammoniak, auch in Salzsäure, und diese Lösung gibt mit Goldchlorid einen schönen purpurothen Niederschlag (Goldpurpur).

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen dieser Oxydationsstufe sind bis jetzt kaum bekannt.

Zinnoxid (Zinnsäure). $\text{SnO}_2 = 925,0$.

(In 100 Theilen: 78,37 Sn und 21,63 O).

a. Entdeckung. Ist schon lange im unreinen Zustande bekannt. Die umfassendsten Untersuchungen darüber verdanken wir Frémy.

b. Vorkommen. Findet sich in der Natur als Zinnstein.

c. Darstellung. Es bildet sich beim anhaltenden Schmelzen des Zinns unter Zutritt der Luft, wobei sich das Metall in ein grauweisses Pulver (Zinnasche) verwandelt, welches nach und nach in vollständiges Oxyd übergeht. Man erhält es ferner durch Einwirkung der Salpetersäure auf Zinn oder dessen Oxydul in der Wärme, sowie durch Niederschlagen einer Oxyd- oder Chloridlösung mittelst Alkalien; in diesen beiden Fällen aber als Hydrate, die verschiedene Eigenschaften haben.

d. Eigenschaften. Das natürliche Oxyd kommt in braunen bis schwärzlichen quadratischen Krystallen, sowie derb vor; das künstliche geglühte Oxyd ist ein weisses oder gelblichweisses Pulver, wird beim Erhitzen vorübergehend dunkler, löst sich, wie das natürliche, nicht in Säuren, röthet das Lackmus nicht. Das Hydrat = $\text{SnO}_2 + \text{HO}$ ist bald eine durchscheinende, weisse, zerreibliche Masse, bald ein dem geglühten Oxyde ähnliches Pulver, röthet, wie ein schwache Säure, das Lackmus, und verhält sich, je nach seiner Darstellungsweise, verschieden. Das durch Salpetersäure erzeugte Oxydhydrat (Metazinnsäure oder ν Zinnsäure) löst sich nämlich nicht in Salpetersäure; in Salzsäure löst es sich, wenn man es zuerst darin kocht und dann Wasser zusetzt; auch beim Kochen mit Schwefelsäure verbindet es sich mit dieser Säure, diese Verbindung löst sich aber nicht beim Zusatz von Wasser, sondern gibt die Schwefelsäure wieder an das Wasser ab. Das durch Präcipitation erhaltene Oxydhydrat (Zinnsäure oder μ Zinnsäure) löst sich leicht und vollständig in Salpetersäure, Salzsäure und verdünnter Schwefelsäure; kocht man aber diese Lösungen, so fällt daraus, wenn sie nicht zuviel freie Säure enthalten, alles Oxyd als ν Zinnsäure heraus. In Aetzkalklauge lösen sich übrigens beide Hydrate und bilden damit Salze, worin sie die Rollen von Säuren spielen.

Die Ursache des verschiedenen Verhaltens des Zinnhydrats gegen Säuren liegt darin, dass das durch Salpetersäure bereitete krystallinische, das durch Fällung bereitete amorph ist. Durch Kochen wird das letztere unlöslich, weil es dabei in den krystallinischen Zustand übergeht.

Sauerstoffsalze des Zinnoxiduls.

Salpetersaures Zinnoxidul = $\text{SnO} + \text{NO}_2$, durch Auflösen des Zinns in sehr verdünnter kalter Salpetersäure erhalten, wo-

bei sich auch salpetersaures Ammoniak bildet (siehe Zinn), löst sich nicht ohne Zersetzung eindampfen, wird daher nur im flüssigen Zustande aufbewahrt, zerlegt sich aber auch schon bei längerem Stehen in gewöhnlicher Temperatur, und dient noch zuweilen als Beizmittel beim Scharlachfärben mit Cochenille.

Schwefelsaures Zinnoxidul = $\text{SnO} + \text{SO}_2$. Man löst Zinn in wenig verdünnter Schwefelsäure, oder Zinnoxidulhydrat in verdünnter Schwefelsäure, oder man zerlegt Zinnchlorür mit Schwefelsäure. Es krystallisirt in kleinen weissen Nadeln und Blättchen, löst sich mit brauner Farbe in Wasser, zerfließt an der Luft. — Man wendet es in Verbindung mit Zinnchlorür in der Färberei und Kattundruckerei als Beizmittel an. Das sogenannte Bancroft'sche Beizmittel wird bereitet, indem man 2 Th. Zinn mit 3 Th. Salzsäure übergießt und nach einer Stunde $1\frac{1}{2}$ bis 2 Theilen concentrirter Schwefelsäure vorsichtig hinzufügt.

Haloidsalze des Zinns.

Zinnchlorür (Zinnsalz). $\text{SnCl}_2 = 1168,7$.

(In 100 Theilen: 62,03 Sn und 37,97 Cl).

- a. Entdeckung. J. Davy bestimmte seine Zusammensetzung.
- b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.
- c. Darstellung. Man erhält es wasserfrei durch Erhitzen des Zinns in salzsaurem Gase oder durch Destillation von Quecksilberchlorid mit gleichen Theilen Zinn; das wasserhaltige (im Handel unter dem Namen Zinnsalz) bereitet man durch Auflösen des Zinns in Salzsäure und Abdampfen der Solution.
- d. Eigenschaften. Das wasserfreie Zinnchlorür ist eine graue, glänzende, durchscheinende Masse, schmilzt noch vor der Glühhitze und verflüchtigt sich bei dieser Temperatur unter theilweiser Zersetzung. Die wasserhaltige Verbindung = $\text{SnCl}_2 + 2 \text{HO}$ stellt weisse rhombische Säulen und Nadeln dar, schmeckt herbe, unangenehm metallisch, zerfließt langsam an der Luft, löst sich in wenig Wasser klar auf, zerfällt aber durch mehr Wasser in saures und basisches Salz, die entstandene Trübung kann indessen durch Salzsäure wieder zum Verschwinden gebracht werden. An der Luft setzt die klare Lösung allmählig Zinnoxidhydrat (Zinnsäure) ab und in der Flüssigkeit bleibt Zinnchlorid.
- e. Anwendung. Dieses Salz ist ein vorzügliches Desoxyda-

tionsmittel, wird daher dieser Eigenschaft wegen häufig benutzt; ferner dient es zur Bereitung des Goldpurpurs; in der Färberei als Beitzmittel etc., zur Darstellung mehrerer Lackfarben, des Zinnoxys; als Reagens auf Gold, Quecksilber etc.

Zinnchlorid (Zinnbutter, Libav's rauchender Geist).
 $\text{SnCl}_2 = 1612,4$. (In 100 Theilen: 44,96 Sn und 55,04 Cl).

a. Entdeckung. Libav im 16. Jahrhundert.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Es bildet sich bei Zusammentritt des Zinns mit Chlorgas unter Feuererscheinung. Gewöhnlich bereitet man es auf die Weise, dass man 4 Theile Zinn mit 1 Theil Quecksilber amalgamirt, dem zerriebenen Amalgame in einer geräumigen Retorte 19 Theile Quecksilberchlorid hinzufügt und das Ganze einer anfangs mässigen Wärme aussetzt, bis keine weissen Dämpfe mehr übergehen. Wenn man Zinn in Königswasser auflöst oder Zinnchloridlösung mit Chlor behandelt, und die Flüssigkeit bei gelinder Wärme verdunstet, so erhält man Krystalle von wasserhaltigem Zinnchlorid.

d. Eigenschaften. Das wasserfreie Zinnchlorid ist eine farblose Flüssigkeit von 2,28 spec. Gewicht, riecht sehr heftig, schmeckt äusserst ätzend, zusammenziehend, siedet bei 120° , stösst an der Luft dicke weisse Nebel aus, zieht sehr begierig Wasser an und verwandelt sich in krystallinisches wasserhaltiges Zinnchlorid $= \text{SnCl}_2 + 2 \text{HO}$, welches aber später noch mehr Wasser aufnimmt und zerfliesst. Das krystallinische wasserhaltige Chlorid ist nicht so flüchtig als das wasserfreie, schmilzt in der Wärme zu einer dicklichen Masse und hat aus diesem Grunde den Namen Zinnbutter bekommen. Kocht man die wässrige Lösung des Zinnchlorids, so zersetzt sie sich und lässt alles Zinn (als ^b Zinnsäure) fallen, ebenso hinterbleibt ^b Zinnsäure, wenn man das krystallinische Chlorid erhitzt. Erhitzt man das krystallinische Chlorid mit concentrirter Schwefelsäure oder wasserfreier Phosphorsäure, so verliert es sein Wasser und wasserfreies Zinnchlorid destillirt über.

e. Anwendung. Für sich wird es nicht benutzt; es ist aber in verschiedenen Zinnsolutionen enthalten, deren man sich in der Färberei bedient.

Zinn und Schwefel.

Man kennt zwei bestimmte Schwefelungsstufen des Zinns, welche

dem Oxydule und dem Oxyde entsprechen; eine dritte, dem Sesquioxydul entsprechende, scheint gleichfalls zu existiren.

Zinnsulphür. $\text{SnS} = 925,0$.

(In 100 Theilen: 78,37 Sn und 21,63 S).

a. Entdeckung. Wurde von Berzelius entdeckt.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man erhält es durch Erhitzen von Zinn und Schwefel, auch durch Fällen eines Zinnoxysalzes mit Schwefelwasserstoff.

d. Eigenschaften. Das auf trockenem Wege bereitete ist eine stahl- bis bleigraue, strahlig krystallinische, spröde Masse, das auf nassem Wege bereitete ein dunkelbraunes, beim Trocknen schwarz werdendes Pulver. Beide lösen sich in concentrirter Chlorwasserstoffsäure unter Entwicklung von Schwefelwasserstoff auf.

e. Anwendung. Keine.

Zinnsulphid. (Musivgold, mosaisches Gold). $\text{SnS}_2 = 1125,0$.

(In 100 Theilen: 64,44 Sn. und 35,56 S).

a. Entdeckung. Kunkel im 17. Jahrhundert.

b. Vorkommen. In Verbindung mit Schwefeleisen, Schwefelzink und Schwefelkupfer als Zinnkies.

c. Darstellung. Auf trockenem Wege stellt man es folgen-
dermaassen dar. Man amalgamirt 12 Theile Zinn mit 6 Theilen Quecksilber, reibt das Amalgam mit 6 Theilen Salmiak und 7 Theilen Schwefel zusammen und erhitzt dieses Gemenge in einem Glaskolben im Sandbade so lange, bis aller Salmiak verflüchtigt ist und Schwefeldämpfe aufzusteigen beginnen. Nach vollständigem Erkalten zerschlägt man den Kolben und beseitigt die unter der lockern bräunlichgelben Masse befindliche harte stahlgraue Rinde von Zinnsulphür. Das Quecksilber dient hiebei nur zur feineren Vertheilung des Zinns, der Salmiak durch sein Verdampfen, zur Mässigung der Hitze. Im obern Theile des Kolbens findet man Cinnober, Zinchlorür und Salmiak sublimirt. — Auf nassem Wege wird das Zinnsulphid durch Fällen des Zinchlorids mit Schwefelwasserstoff erhalten.

d. Eigenschaften. Das auf trockenem Wege bereitete Zinnsulphid bildet bräunlich- bis goldgelbe, glänzende, fettig anzufühlende Schüppchen, verliert in der Glühhitze die Hälfte seines Schwefels, hinterlässt beim Glühen an der Luft Zinnoxid, löst sich nicht in einfachen

Säuren, unter Abscheidung von Schwefel in Königswasser, auch in Kalilauge. — Das auf nassem Wege bereitete ist ein gelbes Pulver.

e. Anwendung. Zum Bronziren von Gypsfiguren etc., zum Vergolden von Papier, Pappe, Holz mittelst Eiweiss, Firniss, zur Lackvergoldung etc.

Kennzeichen der Zinnsalze.

Zinnoxidulsalze. Sie sind farblos, wenn die Säure nicht gefärbt ist, gehen an der Luft leicht in Oxydsalze über, wobei sich ein Theil des gebildeten Oxyds ausscheidet. Fixe Aetzalkalien erzeugen darin einen weissen, im Uebermaass des Alkalis löslichen Niederschlag; kocht man die Probe mit dem darin suspendirten Niederschlage, oder auch nachdem der Niederschlag durch überschüssiges Alkali aufgelöst ist, so wird wasserfreies Zinnoxidul als schwarzes Pulver ausgeschieden. Ammoniak gibt einen weissen permanenten Niederschlag, der aber durch Kochen mit der Flüssigkeit und öfteres Erneuern des Ammoniaks ebenfalls schwarz wird. Kohlensaure Alkalien bewirken unter Entwicklung der Kohlensäure einen weissen, permanenten Niederschlag, der sich beim Kochen gleichfalls schwärzt. Phosphorsaures Natron, Kaliumeisencyanür und Kaliumeisencyanid geben weisse permanente Niederschläge; Schwefelwasserstoff einen dunkelbraunen, in viel Schwefelammonium löslichen Niederschlag; Goldchlorid einen dunkelgrauen, ins Purpurrothe übergehenden Niederschlag. Metallisches Zink fällt weisgraue Blättchen von metallischem Zinn. Quecksilbersalze werden von Zinnoxidulsalzen zu metallischem Quecksilber reducirt. — Mit Soda auf Kohle erhitzt, geben sie ein dehnbares Metallkorn.

Zinnoxidsalze. Ihr Verhalten ist nur in Bezug auf das ihnen entsprechende Chlorid genauer bekannt. Aetzende und kohlensaure Alkalien geben einen weissen, im Uebermaasse des Reagens löslichen Niederschlag, doch erfolgt diese Wiederauflösung bei Anwendung von Ammoniak, kohlensaurem Ammoniak und kohlensaurem Natron nur unvollständig. Zweifach-kohlensaures Kali, phosphorsaures Natron erzeugen weisse permanente Niederschläge. Kaliumeisencyanür bewirkt erst nach längerer Zeit einen gelblichen gallertartigen, Kaliumeisencyanid dagegen keinen Niederschlag. Schwefelwasserstoff gibt einen gelben, in Schwefelammonium leicht löslichen, Goldchlorid keinen Niederschlag. Zink scheidet unter Entwicklung von Wasserstoffgas zuerst etwas metallisches Zinn, dann aber Zinnoxidhydrat aus. Quecksilbersalze werden

nicht reducirt. = Vor dem Löthrohre verhalten sie sich wie die Zinnoxydulsalze.

Von den Zinnoxydsalzen, worin das Zinnoxyd als Säure vorhanden ist, lösen sich nur die der reinen Alkalien in Wasser auf; sie werden durch die meisten Säuren, zum Theil auch schon durch die Kohlensäure der Luft zersetzt.

Die Zinnsalze sind giftig; als Gegenmittel dient Magnesia.

12. Wismuth (Bismuthum, Markasit). Bi = 1330,0.

a. Entdeckung. Schon im 15. Jahrhundert kannte Basilius Valentinus das Wismuth als ein eigenthümliches Metall; 1529 erwähnt auch Agricola desselben, aber erst 1739 gab Pott genauere Nachrichten darüber. — Seinen Namen erhielt es von den Bergleuten, um das öftere Buntangelauseyn seiner Oberfläche zu bezeichnen, weil es wie eine schöne Wiese (*Wiesenmatte*), worauf allerlei Blumen stehen, aussehe.

b. Vorkommen. Es findet sich nicht sehr häufig, meistens gediegen, ferner als Oxyd, mit Kieselsäure und Phosphorsäure, mit Tellur, Schwefel und andern Schwefelmetallen verbunden; vorzüglich in Sachsen, Böhmen, auch in Cornwallis.

c. Darstellung. Man erhitzt die Erze in gusseisernen, schrägliegenden Röhren, und fängt das abfließende Metall in untergestellten Gefäßen auf. So gewonnen enthält es aber meist noch Schwefel, Arsen, Eisen und Spuren anderer Metalle, von welchen es durch Erhitzen mit $\frac{1}{10}$ Salpeter ziemlich befreiet werden kann. Chemisch rein erhält man es durch Reduction des basisch-salpetersauren Wismuthoxyds mit Kohle oder schwarzem Fluss.

d. Eigenschaften. Es ist grauweiss mit einem Stich ins Röthliche, von ziemlich starkem Glanz, blättrigem Gefüge, spröde, von 9,9 spec. Gewicht, krystallisirt leicht in Rhomboëdern, schmilzt bei 264° und verflüchtigt sich im Weissglühen. An der Luft überzieht es sich bei gewöhnlicher Temperatur mit einem grauen Häutchen, beim Schmelzen an der Luft oxydirt es sich gleichfalls oberflächlich und spielt dann nach dem Erkalten meistens mit schönen irisirenden Farben; länger geschmolzen verwandelt es sich in ein graubraunes Pulver, und erhitzt man es rasch zum starken Glühen, so verbrennt es mit bläulicher Flamme und Bildung eines gelben Rauchs, der sich als gelbes Pulver niederschlägt. Es löst sich nur

wenig in Salzsäure, leichter in heisser concentrirter Schwefelsäure, am leichtesten in Salpetersäure.

e. Anwendung. Zu leicht schmelzbaren Legirungen (siehe Blei.)

f. Verbindungen:

Wismuth und Sauerstoff.

Das Wismuth gibt mit dem Sauerstoff drei Oxydationsstufen, Oxyd, Superoxyd und Säure.

Wismuthoxyd. $\text{Bi}_2\text{O}_3 = 2960$.

(In 100 Theilen: 89,86 Bi und 10,14 O).

a. Entdeckung. Lagerhjelm bestimmte zuerst seine Zusammensetzung.

b. Vorkommen. Als Wismuthocker.

c. Darstellung. Es bildet sich beim Glühen des Metalls an der Luft, wird aber rein erhalten durch Glühen des basisch-salpetersauren Salzes, sowie durch Fällen eines Wismuthsalzes mit einem Alkali.

d. Eigenschaften. Ein gelbes, als Hydrat weisses Pulver, wird beim Glühen vorübergehend dunkelgelb bis braun, schmilzt beim Rothglühen zum dunkelbraunen Glase, welches beim Erkalten heller erscheint, verflüchtigt sich erst in der Weissglühhitze, löst sich leicht in Säuren, nicht in Alkalien; die Lösungen werden von Wasser milchig getrübt.

e. Anwendung. Zur Bereitung von Flüssigkeiten für die Glasmanufaktur, zum Auftragen des Goldes beim Vergolden von Porcellan etc.

f. Verbindungen. Das Wismuthoxyd gehört zu den schwächern Basen. Seine vorzüglichsten Salze werden weiter unten beschrieben.

Wismuthsuperoxyd. $\text{Bi}_2\text{O}_5 = 3060,0$.

(In 1000 Theilen: 86,92 Bi und 13,08 O).

a. Entdeckung. Bucholz und Brandes 1818, sie kannten es aber nur im unreinen Zustande; A. Stromeyer stellte es später rein dar, Arppe und Heintz untersuchten es genauer.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man versetzt ein, freies Chlor enthaltendes Wismuthsalz mit Kali, und kocht den entstandenen gelben Niederschlag mit einer stark alkalischen Lösung von unterchlorigsaurem

Kali. — Der gelbe Niederschlag ist das Hydrat eines Superoxyds = Bi_2O_{11} , welches beim Kochen noch mehr Sauerstoff aufnimmt.

d. **Eigenschaften.** Ein dunkelbraunrothes, nach dem Trocknen feines wolliges Pulver von der Farbe des Eisenoxydhydrats, wird durch Glühen zu Oxyd, löst sich leicht in Salzsäure unter Chlorentwicklung, wird auch durch conc. Schwefelsäure leicht zersetzt, durch verdünnte Schwefelsäure, sowie durch Salpetersäure erst nach längerem Kochen.

e. **Anwendung.** Keine.

Wismuthsäure. $\text{Bi}_2\text{O}_5 = 3160,0$.

(In 100 Theilen: 84,16 Bi und 15,84 O).

a. **Entdeckung.** Arppe 1843; auch Heintz beschäftigte sich damit.

b. **Vorkommen.** Ist nur Kunstprodukt.

c. **Darstellung.** Man leitet Chlorgas in kochende höchst concentrirte Aetzkalilauge, in welcher Wismuthoxyd vertheilt ist, wäscht das abgesetzte rothe Pulver mit kochendem Wasser, dann mit verdünnter Salpetersäure zur Entfernung eines Rückhaltes von Kali. Bei Anwendung eines geringern Ueberschusses von Kalilauge erhält man die Säure als braunes Pulver.

d. **Eigenschaften.** Die wasserfreie Säure ist ein braunes schweres Pulver, wird durch Kochen mit Salpetersäure in einen grünen Körper ($\text{Bi}_2\text{O}_{11} = \text{Bi}_2\text{O}_5 + 3 \text{Bi}_2\text{O}_3$) umgewandelt, der sich erst nach längerer Digestion mit rother Farbe auflöst. Das in c erhaltene rothe Pulver ist das Hydrat der Säure = $\text{Bi}_2\text{O}_5 + \text{HO}$; es geht durch Kochen mit Salpetersäure in einen gelben Körper ($\text{Bi}_2\text{O}_{11} + 4 \text{HO} = \text{Bi}_2\text{O}_5 + 3 \text{Bi}_2\text{O}_3 + 4 \text{HO}$) über, der sich zuletzt ebenfalls mit rother Farbe löst.

Sauerstoffsalze des Wismuths.

Salpetersaures Wismuthoxyd. $\text{Bi}_2\text{O}_5 + 3 \text{NO}_2 + 9 \text{HO} = 5997,5$.

(In 100 Theilen: 49,38 Bi_2O_5 , 33,76 NO_2 und 16,86 HO).

a. **Entdeckung.** Berzelius. Das weiter unten erwähnte basische Salz kannte man schon gegen Ende des 17. Jahrhunderts, aber erst 1800 ermittelten Bucholz und V. Rose seine Natur.

b. **Vorkommen.** Ist nur Kunstprodukt.

c. **Darstellung.** Man löst Wismuth in Salpetersäure auf und verdunstet die Solution zur Krystallisation.

d. **Eigenschaften.** Es krystallisirt in farblosen schiefrhomboiden Wittstein, *Grundriss der Chemie.*

dischen, scharf sauer und zusammenziehend schmeckenden Prismen, löst sich in wenig Wasser, besonders unter Mithilfe von ein wenig Salpetersäure vollständig auf; fügt man aber der Lösung eine grössere Menge Wasser hinzu, so zersetzt sie sich, und es fällt ein basisches Salz als schneeweisses krystallinisches Pulver (Wismuthweiss, spanisches Weiss, Magisterium Bismuthii = $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{NO}_3 + 2 \text{HO}$) heraus, welches durch Auswaschen mit Wasser noch mehr Säure verliert. In der Hitze hinterlassen beide Präparate reines Oxyd.

e. Anwendung. Das basische Salz dient als Flussmittel, als Schminke und als Arzneimittel.

Haloidsalze des Wismuths.

Wismuthchlorid. $\text{Bi}_2\text{Cl}_6 = 3991,1$.

(In 100 Theilen: 66,64 Bi und 33,36 Cl).

a. Entdeckung. J. Davy ermittelte seine Zusammensetzung.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Wismuth verbrennt in Chlorgas mit blassblauem Lichte zu Chlorid. Leitet man Chlorgas über erhitztes Wismuth, so destillirt Wismuthchlorid über; auch erhält man es durch Destillation von 1 Theil Wismuth mit 2 Theilen Quecksilberchlorid, ferner auf nassem Wege durch Auflösen des Metalls in Königswasser und Abdampfen der Solution zur Krystallisation.

d. Eigenschaften. Das auf trockenem Wege bereitete Präparat ist eine grauweisse Masse, schmilzt in der Wärme zu einem Oele und verflüchtigt sich in höherer Temperatur, zieht an der Luft Wasser an und verwandelt sich in dieselbe krystallinische Verbindung, welche man durch Auflösen des Metalls in Königswasser und Abdampfen erhält. Es löst sich in Salzsäure, aber vom Wasser wird es zersetzt, und ein basisches Salz = $\text{Bi}_2\text{Cl}_6 + 2 \text{Bi}_2\text{O}_3$ als schneeweisses krystallinisches Pulver ausgeschieden, welches durch Glühen keine Zersetzung erleidet.

e. Anwendung. Das basische Salz als Schminke, wirkt aber wie das basische salpetersaure Salz schädlich auf die Haut.

Wismuth und Schwefel,

Wismuthsulphid. $\text{Bi}_2\text{S}_3 = 3260,0$.

(In 100 Theilen: 81,59 Bi und 18,41 S).

a. Entdeckung. Von Lagerhjelm untersucht.

b. Vorkommen. Findet sich in der Natur als Wismuthglanz, sowie verbunden mit andern Schwefelmetallen im Kupferwismuthherz, Nadelerz, Wismuthbleierz und Nickelwismuthglanz.

c. Darstellung. Durch Erhitzen des Metalls mit Schwefel, auch durch Fällen der Wismuthsalze mit Schwefelwasserstoff.

d. Eigenschaften. Das natürliche Sulphid bildet bleigraue bis zinnweisse Nadeln und derbe Massen; das auf trockenem Wege bereitete sieht ähnlich aus, das auf nassem Wege erhaltene ist schwarz. Es löst sich in Salpetersäure unter Abscheidung von Schwefel.

e. Anwendung. Keine.

Kennzeichen der Wismuthsalze.

Sie sind farblos oder weiss, wenn die Säure nicht gefärbt ist, reagiren stark sauer, die unlöslichen lösen sich in Säuren, diese Solutionen werden aber, wenn sie nicht zu viel freie Säure enthalten, durch Wasser zersetzt und gefällt. Essigsäure verhindert die Fällung durch Wasser. Sie geben mit reinen und kohlen-sauren Alkalien, phosphorsaurem Natron, Kaliumeisencyanür einen weissen, mit Kaliumeisencyanid einen blassgelben, mit Schwefelwasserstoff und Schwefelammonium einen schwarzen permanenten Niederschlag. Eisen, Zink, Cadmium, Kupfer fällen metallisches Wismuth. Mit Soda vor dem Löthrohre auf Kohle erhitzt, geben sie ein sprödes Metallkorn, während sich die Kohle gelb beschlägt.

13. Blei (Plumbum). Pb = 1295,0.

a. Entdeckung. Es gehört zu den am längsten bekannten Metallen. — Sein Name ist entweder von *bleuen* (schlagen), wegen der Hämmerbarkeit, oder vom lateinischen *plumbum* abgeleitet.

b. Vorkommen. Es findet sich äusserst selten gediegen, sehr häufig geschwefelt, ferner mit Selen, Chlor, Jod, und als Oxyd mit verschiedenen Säuren (Kohlensäure, Schwefelsäure, Phosphorsäure, Chromsäure, Molybdänsäure, Wolframsäure, Arsensäure), auch mit Alaunerde verbunden.

c. Darstellung. Das gewöhnlichste Erz, aus welchem das Blei gewonnen wird, ist der Bleiglanz (Schwefelblei). Die Ausbringung kann auf zweierlei Weise geschehen. Entweder erhitzt man ihn unter Zusatz von metallischem Eisen mit Kohlen im Schachtofen, wobei Schwefeleisen entsteht, welches auf dem flüssigen Blei schwimmt

und die Schlacke darstellt. Oder man röstet den Bleiglanz in einem Flammofen, bis eine gewisse Menge von Bleioxyd und schwefelsaurem Bleioxyd entstanden ist, worauf man die Masse innig vermengt, die Oeffnungen des Ofens, durch welche während des Röstens frische Luft zu dem Erze trat, verschliesst und ein lebhaftes Feuer gibt, wobei der noch vorhandene Schwefel des Schwefelbleis auf Kosten des Sauerstoffs des Bleioxyds und schwefelsauren Bleioxyds zu schwefeliger Säure verbrennt, und metallisches Blei frei wird.



Das so erhaltene Blei enthält immer kleine Mengen Silber, die meistens gross genug sind, um die Kosten ihrer Ausscheidung zu decken. Zu diesem Behufe wird das Blei abgetrieben, d. h. man bringt das im Schacht- oder Flammofen gewonnene Blei, Werkblei genannt, auf einen sehr flachen, tellerförmigen, aus ausgelaugter Holzasche, Mergel oder dergleichen gefertigten Ofen (Treibheerd), erhitzt durch Flammenfeuer das Metall zum Schmelzen, und leitet alsdann die Luft aus zwei Blasebälgen über die Oberfläche des flüssigen Metalls. Das Blei oxydirt sich dabei zu Oxyd und wird theils von der porösen Heerdwand eingesogen, theils fliesst es durch am Heerde angebrachte Einschnitte, die man immer tiefer legt, ab. Die Operation wird so lange unterhalten, bis das Blei vollständig oxydirt ist, und das Silber als eine Scheibe auf dem Boden des Haerdes zurückbleibt. Das abgeflossene und erstarrte Bleioxyd (Bleiglätte) verwandelt man endlich durch Schmelzen mit Kohlen wieder in metallisches Blei.

Chemisch reines Blei erhält man durch Glühen von reinem Bleioxyd mit Kohle.

d. Eigenschaften. Das Blei hat eine bläulich-weissgraue Farbe, ziemlich starken Glanz, krystallisirt unter besondern Umständen, ist weich, sehr dehnbar aber wenig zähe, macht auf Papier einen grauen Strich, hat ein spec. Gewicht von 11,35 bis 11,44, schmilzt bei 322°, geräth in der Weissglühhitze ins Kochen und verflüchtigt sich. An der Luft überzieht es sich mit einer dunkelgrauen Haut von Suboxyd; auch beim Schmelzen an der Luft bildet sich dasselbe, und befördert man den Luftzutritt durch Umrühren, so verwandelt sich nach und nach alles Metall in ein graues Pulver, das durch längeres gelindes Glühen zu Oxyd wird. In reinem Wasser oxydirt sich das Blei etwas und überzieht sich mit einer weissen Haut von Oxydhydrat oder basisch kohlen-saurem Bleioxyd, doch

behält das Wasser Spuren von Blei aufgelöst. Die Gegenwart geringer Mengen von gewissen Salzen in dem Wasser, namentlich von kohlensaurem und schwefelsaurem Kalk, verhindert diese Oxydation, während Chlormetalle in entgegengesetzter Weise wirken, d. h. die Lösung des Bleies befördern. Verdünnte Schwefelsäure greift das Blei nicht an, concentrirte in der Kälte auch nicht, in der Hitze verwandelt sie es in schwefelsaures Bleioxyd. Concentrirte Salzsäure löst das Blei nur langsam im Kochen auf. Das beste Auflösungsmittel des Bleies ist Salpetersäure oder auch Essigsäure.

e. Anwendung. Das Blei wird sehr mannigfaltig benutzt; es dient zu Siedepfannen für Alaun, Vitriol, Schwefelsäure, zu Bleikammern für die Schwefelsäurefabrikation, zum Einpacken (Tabakblei), zum Verband kleiner Fensterscheiben (Fensterblei), zum Dachdecken, zu Cisternen und Wasserröhren*), zu Klammern in Stein, zu Kugeln und Schrot; zur Darstellung von Bleiweiss, Bleigelb, Mennige, Bleizucker und andern Bleipräparaten; zum Raffiniren des Silbers und Goldes durchs Abtreiben. Auch Legirungen des Bleis mit Zinn, Wismuth etc. finden Anwendung (siehe weiter unten).

f. Verbindungen:

Blei und Sauerstoff.

Man kennt vier bestimmte Oxydationsstufen des Bleis:

1. Bleisuboxyd . . . Pb_2O .
2. Bleioxyd PbO .
3. Rothes Superoxyd . Pb_2O_3 .
4. Braunes Superoxyd. PbO_2 .

Dann gibt es noch eine Verbindung des Oxyds mit dem Superoxyd, die Mennige.

*) Nach Versuchen von Christison müssen Bleiröhren zu Leitungen von Trinkwasser stets verworfen werden, wenn das Wasser weniger als $\frac{1}{1000}$ Salze enthält. Beträgt die Menge der Salze mehr und sind es vorzüglich kohlen-saure und schwefelsaure, so können Bleiröhren angewandt werden; sind es aber vorzüglich Chlormetalle, so ist selbst $\frac{1}{1000}$ derselben im Wasser nicht hinreichend, die Lösung von Blei zu verhindern. Man kann das Wasser zu diesem Zweck mittelst Barytwasser prüfen; wird es davon stark getrübt, so sind Bleiröhren zulässig, wird es aber nur wenig getrübt oder bleibt es klar, so muss man Röhren von Holz, Thon oder Eisen anwenden.

Bleisuboxyd. $\text{Pb}_2\text{O} = 2690,0$.

(In 100 Theilen: 96,28 Pb und 3,72 O).

a. Entdeckung. Dulong 1816.

b. Vorkommen. Findet sich nicht in der Natur.

c. Darstellung. Es bildet sich als schwarzgrauer Ueberzug beim Liegen des Bleis an der Luft. Rein erhält man es durch Erhitzen des oxalsauren Bleioxyds in einer Glasretorte bei einer 300° nahe liegenden Temperatur, wobei die Oxalsäure als Kohlensäure und Kohlenoxyd entweicht.

d. Eigenschaften. Ein schwarzes Pulver, zerfällt über 400° in Bleioxyd und metallisches Blei (von denen man nun das erstere mit Zuckertlösung, das letztere mit Quecksilber ausziehen kann), erleidet dieselbe Zersetzung durch Behandlung mit Säuren; verglimmt beim Erhitzen an der Luft zu Bleioxyd.

e. Anwendung. Keine.

Bleioxyd (Massicot, Bleiglätte). $\text{PbO} = 1395,0$.

(In 100 Theilen: 92,83 Pb und 7,17 O).

a. Entdeckung. Es ist wohl schon ebenso lange bekannt als das metallische Blei.

b. Vorkommen. Findet sich nur an Säuren gebunden (siehe Blei) in der Natur.

c. Darstellung. Man erhält es im Grossen bei der Trennung des Bleis von Silber oder Gold durch Abtreiben (Bleiglätte, Silberglätte, Goldglätte), durch Schmelzen des reinen Bleies und öfteres Umrühren, wobei es sich in ein graues, nach und nach gelb werdendes Pulver verwandelt (Massicot). Ganz rein gewinnt man es durch mässiges Glühen von salpetersaurem oder kohlen-saurem Bleioxyd im Platintiegel. Fällt man essigsäures Bleioxyd mit Kalilauge oder mit einem grossen Ueberschusse von Ammoniak, so erhält man das Hydrat des Oxyds.

d. Eigenschaften. Das reine Bleioxyd ist ein schweres kanariengelbes Pulver, wird in der Hitze vorübergehend röthlich gefärbt, schmilzt in der Rothglühhitze und erstarrt zu einer röthlichgelben schuppigen Masse, welche nun das Ansehen der im Handel vorkommenden Bleiglätte (die auch geschmolzenes Bleioxyd ist) hat. Von luftfreiem Wasser wird es spurweise aufgelöst, aber bei Zutritt von Kohlensäure wieder niedergeschlagen. Säuren, namentlich Salpetersäure und Essigsäure, lösen es leicht auf. Das Hydrat

$= 2 \text{PbO} + \text{HO}$ ist ein weisses Pulver, dessen Wassergehalt (3,8Pc.) beim Erhitzen zum schwachen Glühen entweicht.

Die Bleiglätte enthält fast immer ein wenig Kohlensäure, die sich durch Aufbrausen bei der Behandlung mit einer Säure zu erkennen gibt; ferner Kupferoxyd, das dem damit geschüttelten kohlen-sauren Ammoniakliquor eine blaue Farbe ertheilt; auch wohl Antimonoxyd, das beim Auflösen der Glätte in Essigsäure oder Salpetersäure als weisses, vor dem Löthrohre auf Kohlen zu einem spröden Metallkorn sich reducirendes und verdampfendes Pulver zurückbleibt.

e. Anwendung. Die Bleiglätte dient zur Glasur des Töpfergeschirrs, zur Bereitung von Firniss, Kitt, zur Darstellung von Bleizucker, Mennige, Pflastern etc.; in Verbindung mit Kalk zum Schwarzfärben der Haare. Das Massicot wurde früher als Farbe viel gebraucht, ist aber jetzt durch das chromsaure Bleioxyd verdrängt.

f. Verbindungen. Das Bleioxyd ist eine starke Base, doch spielt es gegen starke Basen die Rolle einer Säure. Seine hauptsächlichsten Salze kommen weiter unten zur Sprache.

Roths Bleisuperoxyd. $\text{Pb}_2\text{O}_3 = 2890,0$.

(In 100 Theilen: 89,61 Pb und 10,39 O).

a. Entdeckung. Winkelblech 1836.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man setzt zu einer Auflösung von essig-saurem Bleioxyd so lange Aetzkalilauge, bis der anfangs entstandene Niederschlag wieder verschwunden ist, fügt darauf der Flüssigkeit unterchlorigsaures Kali oder Natron hinzu und wäscht den nunmehr entstandenen Niederschlag mit Wasser aus.

d. Eigenschaften. Ein röthlichgelbes Pulver, wird von Oxal-säure und von Ameisensäure unter Entwicklung von Kohlensäure zu Oxyd reducirt, von Salpetersäure in Oxyd und braunes Superoxyd zerlegt; von Salzsäure in der Kälte zu einer gelben, wenig beständigen Flüssigkeit aufgelöst; verliert beim Erhitzen für sich 1 Aeq. Sauerstoff und hinterlässt Oxyd.

e. Anwendung. Keine.

Braunes Superoxyd (Bleisäure). $\text{PbO}_2 = 1495,0$.

(In 100 Theilen: 86,62 Pb und 13,38 O).

a. Entdeckung. Scheele.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Es bildet sich beim Zusammenschmelzen von Bleioxyd mit chlorsaurem Kali, auch beim Kochen der Auflösung eines Bleioxydsalzes mit unterchlorigsaurem Alkali, wird aber am vortheilhaftesten durch Behandeln der Mennige mit Salpetersäure in der Wärme und Auswaschen des Rückstandes bereitet.

d. Eigenschaften. Ein tiefbraunes Pulver, am Sonnenlichte sich theilweise reducirend, löslich in Salzsäure unter Entwicklung von Chlor, nicht in Salpetersäure, setzt man aber zu letzterer etwas Zucker, so löst es sich, indem es den Zucker oxydirt und zu Oxyd wird; verliert beim Erhitzen für sich die Hälfte des Sauerstoffs und hinterlässt Oxyd. Durch Einwirkung von Ammoniak entsteht Wasser und salpetersaures Bleioxyd. Mit fixen Alkalien verbindet es sich leicht zu krystallisirbaren Verbindungen, wesshalb es auch Bleisäure genannt wird.

e. Anwendung. Hat bis jetzt nur chemisches Interesse.

Mennige (Bleioxyd-Bleisuperoxyd). $Pb_2O_3 = PbO + Pb_2O_4$,
oder $2 PbO + PbO_2$. (In 100 Theilen: 90,66 Pb und 9,34 O).

a. Entdeckung. Sie ist schon lange bekannt; ihre Zusammensetzung wurde von Dumas und andern Chemikern erforscht.

b. Vorkommen. Sie findet sich in geringer Menge als Oxydationsprodukt von Bleierzen in mehreren Ländern.

c. Darstellung. Man erhitzt Bleioxyd in einem Flammenofen bis zum Glühen, ohne es jedoch bis zum Schmelzen zu bringen, hält dabei den Ofen möglichst verschlossen und lässt ihn dann langsam erkalten.

d. Eigenschaften. Ein lebhaft rothes, schweres Pulver, wird am Lichte allmählig braun, zersetzt sich beim Glühen in Bleioxyd und Sauerstoff, zerfällt durch Salpetersäure in sich auflösendes Bleioxyd und in sich abscheidendes braunes Superoxyd; löst sich in Essigsäure von 1,059 rasch auf, diese Lösung zersetzt sich aber bald von selbst, sogleich beim Zusatz von Wasser, in neutrales, essigsäures Bleioxyd und in braunes Superoxyd, und Alkalien fallen daraus rothes Superoxyd.

Das Mennige hat nicht immer genau die oben angegebene Zusammensetzung, sondern enthält zuweilen etwas mehr Oxyd, und letzteres zum Theil als kohlenensaures Oxyd.

e. Anwendung. Als Malerfarbe, zum Färben von Papier, zur Darstellung von Bleiglas, zur Glasur von feinen irdenen Waaren;

auch zu Kitt für Dampfkessel, zu Pflastern etc. Zur Darstellung des Bleiglasses wird sie der Bleiglätte desshalb vorgezogen, weil sie reiner ist, und weil sie bei der Vereinigung mit der Kieselsäure Sauerstoff abgibt, der das Glas von den letzten Spuren färbender Kohlentheilchen befreiet.

Sauerstoffsalze des Bleioxyds.

Salpetersaures Bleioxyd. $PbO + NO_2 = 2070,0$.

(In 100 Theilen: 67,39 PbO und 32,61 NO_2 .)

a. Entdeckung. Berzelius ermittelte seine Zusammensetzung.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man löst Blei oder Bleioxyd in verdünnter Salpetersäure, und verdunstet die Solution zur Krystallisation.

d. Eigenschaften. Es krystallisirt in wasserfreien, farblosen Octaëdern, verknistert in der Hitze, schmilzt in höherer Temperatur, zersetzt sich, entbindet Untersalpetersäure und Sauerstoff und hinterlässt reines Bleioxyd. Es löst sich in $7\frac{1}{2}$ Th. kaltem und in viel weniger heissem Wasser, nicht in concentrirter Salpetersäure und in Alkohol, reagirt sauer.

e. Anwendung. In der Kattandruckerei mit chromsaurem Kali, zur Darstellung von chromsaurem Bleioxyd.

Schwefelsaures Bleioxyd. $PbO + SO_2 = 1895,0$.

(In 100 Theilen: 73,61 PbO und 26,39 SO_2 .)

a. Entdeckung. ?

b. Vorkommen. Im Mineralreiche rein als Bleivitriol (Vitriolbleierz) verbunden mit kohlen-saurem Bleioxyd, mit kohlen-saurem Bleioxyd und kohlen-saurem Kupferoxyd, mit Kupferoxydhydrat.

c. Darstellung. Durch Fällen eines Bleisalzes mit Schwefelsäure oder einem löslichen schwefelsauren Salze. In grosser Menge erhält man es in den Färbereien als Nebenprodukt bei der Darstellung der essigsauren Alaunerde aus Alaun und Bleizucker.

d. Eigenschaften. Die natürliche Verbindung trifft man als farblose oder durch fremde Materien gelb, blau etc. gefärbte gerade rhombische Krystalle; die künstliche ist ein weisses schweres Pulver, schmelzbar in der Glühhitze ohne Zersetzung. In Wasser löst sich das schwefelsaure Bleioxyd spurweise auf, in concentrirter Schwefelsäure nicht unbedeutend, fällt aber auf Zusatz von Wasser wieder

nieder; heisse concentrirte Salzsäure löst es ziemlich reichlich und beim Erkalten krystallisirt Chlorblei heraus; verdünnte Salpetersäure wirkt nur wenig ein, aber einige Salze, zum Beispiel essigsaures Ammoniak, lösen es in bedeutender Menge. Erhitzt man es rasch mit überschüssiger Kohle, so verbindet sich aller Sauerstoff mit der Kohle, und im Rückstande bleibt Schwefelblei = PbS ; bei langsamem Erhitzen geht aber auch ein Theil des Schwefels als schwefelige Säure fort und der Rückstand ist Halb-Schwefelblei = Pb_2S . Setzt man genau so viel Kohle hinzu, als zur Verwandlung der Schwefelsäure in schwefelige Säure und der Kohle in Kohlensäure erforderlich ist, so hinterbleibt Bleioxyd, und wenn doppelt so viel Kohle vorhanden ist, wird auch dieses zu metallischem Blei reducirt. Beim Erhitzen von 1 Aeq. schwefelsaurem Bleioxyd, mit 1 Aeq. Schwefelblei entweicht schwefelige Säure und es bleiben 2 Aeq. metallisches Blei zurück. Nimmt man auf 1 Aeq. Schwefelblei 2 Aeq. schwefelsaures Bleioxyd, so erhält man Bleioxyd und metallisches Blei als Rückstand, und der Schwefel geht ebenfalls als schwefelige Säure fort.

e. Anwendung. Als Anstrichfarbe für sich oder mit Bleiweiss vermengt, zur Darstellung von Chromgelb. Auch kann man es auf metallisches Blei oder Bleioxyd benutzen, indem man dabei sein unter d auseinandergesetztes Verhalten zu Kohle berücksichtigt.

Phosphorsaures Bleioxyd.

Es findet sich als $3 PbO + PO_5$, verbunden mit Bleichlorid, in der Natur und führt nach seinen vorherrschenden Farben den Namen Grün- und Braun-Bleierz; zuweilen ist in diesem Minerale ein Antheil des phosphorsauren Bleioxyds durch arsensaures Bleioxyd ersetzt. Künstlich erhält man jenes Bleisalz, wenn man in phosphorsaures Natron essigsaures Bleioxyd tröpfelt, als weissen Niederschlag, der durch Erhitzen auf Kohle nur partiell zerlegt wird, indem $2 PbO + PO_5$ zurückbleibt. Bereitet man den Niederschlag auf die Weise, dass man phosphorsaures Natron in essigsaures Bleioxyd tröpfelt, so hat er die Formel $2 PbO, HO + PO_5$; er verändert sich dann vor dem Löthrohre auf Kohle nicht weiter, als dass er schmilzt und beim Erkalten zu einem polyëdrischen emailartigen Kügelchen erstarrt.

Man hat das phosphorsaure Bleioxyd zu feinen Glasuren empfohlen.

Kieselsaures Bleioxyd.

Bleioxyd schmilzt mit Kieselsäure leicht zusammen, wesshalb auch hessische Schmelztiegel von Bleioxyd so leicht angegriffen und durchbohrt werden. Das kieselsaure Bleioxyd macht die Hauptsubstanz in der Glasur des Töpfergeschirrs, der Fayence etc., und einen wesentlichen Bestandtheil des Blei- oder Flintglases aus (s. auch Glas).

Einfach-kohlensaures Bleioxyd. $\text{PbO} + \text{CO}_2 = 1670,0$.

(In 100 Theilen: 83,53 PbO und 16,47 CO_2).

a. Entdeckung. ?

b. Vorkommen. Rein als Weissbleierz, als Doppelsalt mit schwefelsaurem Bleioxyd, Bleichlorid, kohlensaurem Bleioxyd, kohlensaurem Kupferoxyd, kohlensaurem Zinkoxyd verbunden.

c. Darstellung. Die Auflösung eines neutralen Bleisalzes wird mit einem kohlensäuren Alkali gefällt, und der Niederschlag mit Wasser ausgewaschen. Wärme muss dabei vermieden werden, denn sonst bildet sich leicht ein basisches Salz.

d. Eigenschaften. Das natürliche einfach-kohlensaure Bleioxyd bildet weisse, diamantglänzende, zuweilen ins Graue bis Schwarze neigende gerade rhombische Prismen, auch derbe und dichte Massen, verknistert stark vor dem Löthrohre, schmilzt leicht und lässt sich auf Kohle leicht reduciren; von Essigsäure und Salpetersäure wird es leicht aufgelöst. Die künstlich bereitete Verbindung ist ein schneeweisses krystallinisches Pulver.

e. Anwendung. Zur Darstellung von reinem Bleioxyd; als Malerfarbe, doch steht es als solche dem Bleiweiss nach, weil es nicht so gut deckt wie dieses, was sich dadurch erklärt, dass es unter starker Vergrösserung krystallinisch erscheint, während das Bleiweiss amorph ist.

Basisch-kohlensaures Bleioxyd (Bleiweiss). $3 \text{PbO} + 2 \text{CO}_2 + \text{HO}$ oder $2 (\text{PbO} + \text{CO}_2) + (\text{PbO} + \text{HO}) = 4847,5$.

(In 100 Theilen: 86,33 PbO, 11,34 CO_2 und 2,33 HO).

a. Entdeckung. Diese Verbindung war schon den alten Griechen und Römern bekannt.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Es gibt dreierlei Methoden, Bleiweiss zu bereiten, die aber alle im Principe übereinkommen und darauf beruhen,

dass erst basisch-essigsäures Bleioxyd gebildet und dieses durch hinzutretende Kohlensäure zersetzt (gefällt) wird, wodurch gleichzeitig neutrales essigsäures Bleioxyd entsteht, welches sich bei Berührung mit einer neuen Quantität Bleioxyd wieder in basisch-essigsäures Salz verwandelt, das nun neuerdings der zersetzenden Einwirkung der Kohlensäure unterliegt. Es reicht daher eine verhältnissmässig geringe Menge neutrales essigsäures Bleioxyd hin, um sehr grosse Mengen Bleioxyd in Bleiweiss umzuwandeln.

Die älteste Methode, die holländische, besteht darin, dass man Bleiplatten spiralförmig zusammenrollt und jede dieser Rollen in einen glasirten irdenen Topf bringt, der etwas Essig enthält und einige Zoll über den Boden einen Vorsprung hat, auf welchen man die Rolle stellt. Hierauf deckt man den Topf mit einer nicht genau schliessenden Bleiplatte zu, stellt viele so vorgerichtete Töpfe reihenweise zwischen Pferdemist, und bedeckt sie mit Pferdemist, doch so, dass die Luft noch hinzutreten kann. Der Mist leistet hier den doppelten Dienst, in Folge seiner Fäulniss Kohlensäure zu liefern und die Temperatur etwas zu erhöhen. Nach einigen Wochen sind die Bleirollen tief zerfressen und mit einer weissen Rinde von Bleiweiss überzogen, die man abklopft, worauf man die Platten von Neuem in die Töpfe stellt, bis sie vollständig in Bleiweiss verwandelt sind.

Unter den neuern Methoden unterscheidet man die französische und die englische. Nach der französischen löst man in Essigsäure möglichst viel Bleioxyd auf, und leitet Kohlensäure in diese Lösung; wenn kein Niederschlag mehr erfolgt, sättigt man die sauer gewordene Flüssigkeit wieder mit Bleioxyd, leitet abermals Kohlensäure hinzu, u. s. f.

Nach der englischen Methode bringt man fein geschlämmtes Bleioxyd mit Wasser und ein wenig Bleizucker in einen grossen Behälter zusammen, und leitet in diese Masse, welche man fortwährend umrührt, Kohlensäure.

d. Eigenschaften. Das Bleiweiss ist ein schneeweisses, amorphes Pulver, leicht löslich in Essigsäure, sowie in Kalilauge, hinterlässt beim Glühen reines Bleioxyd, reducirt sich auf Kohle leicht zu einem Bleikorn.

Das meiste im Handel vorkommende Bleiweiss ist verfälscht, vorzüglich mit Schwerspath, auch mit schwefelsaurem Bleioxyd, Gyps und Kreide. Die ersten drei Beimengungen lösen sich nicht in Essigsäure und die Kreide bleibt bei der Digestion mit Kalilauge zurück.

e. Anwendung. Vorzüglich als Malerfarbe, auch zur Glasur von Thonwaaren, zu Glaserkitt, Leinölmass. Als Malerfarbe wird es jetzt häufig durch Zinkoxyd ersetzt.

Haloidsalze des Bleies.

Bleichlorid (Hornblei). $\text{PbCl} = 1738,7$.

(In 100 Theilen: 74,48 Pb und 25,52 Cl.)

a. Entdeckung. ?

b. Vorkommen. Findet sich rein am Vesuv und heisst Co-tunnit, ferner verbunden mit Bleioxyd, sowie mit kohlensaurem Bleioxyd.

c. Darstellung. Es bildet sich leicht beim Zusammentritt von Blei mit Chlor; ferner erhält man es durch Digestion von Bleioxyd mit Salzsäure oder durch Fällen eines Bleisalzes mit Salzsäure oder einem Chlormetalle.

d. Eigenschaften. Ein aus feinen Nadeln bestehendes weisses Pulver, von süß zusammenziehendem Geschmack, löst sich in 30 Th. kaltem und in 22 Th. heissem Wasser, nicht in starkem Alkohol, schmilzt leicht zu einer weissgrauen, hornartig durchscheinenden, mit dem Messer schneidbaren Masse, verdampft in der Rothglühhitze unter Zurücklassung eines gelben basischen Salzes.

e. Anwendung. Keine.

Basisches Bleichlorid (Kasseler Gelb) $= \text{PbCl} + 6 \text{PbO}$, eine gelbe, schwere, krystallinische Masse von blättrigem Bruche, die als Malerfarbe gebraucht wird, erhält man durch Zusammenschmelzen von 1 Theil Salmiak und 10 Theilen Bleioxyd. Hierbei entweicht Stickstoff und Wasser und ein Antheil Blei scheidet sich metallisch aus:

$4 \text{PbO} \text{ und } \text{NH}_4 + \text{Cl} = \text{N}, 4 \text{HO}, 3 \text{Pb} \text{ und } \text{PbCl}$.

Das so entstandene Chlorblei verbindet sich mit dem übrigen Bleioxyd zu dem gelben basischen Salze.

Blei und Schwefel.

Man kennt nur eine bestimmte Schwefelungsstufe des Bleies; es scheint aber auch ein Halb-Schwefelblei $= \text{Pb}_2\text{S}$ zu existiren.

Bleisulphid. $\text{PbS} = 1495,0$.

(In 100 Theilen: 86,62 Pb und 13,38 S).

a. Entdeckung. Es ist eines der am längsten bekannten und am meisten verbreiteten Bleierze.

b. Vorkommen. Rein als Bleiglanz, verbunden mit andern Schwefelmetallen, vorzüglich mit Schwefelkupfer, Schwefelantimon, Schwefelwismuth, Schwefelsilber.

c. Darstellung. Man schmilzt Blei mit Schwefel zusammen, pulvert die Masse und erhitzt sie noch einmal bei abgehaltener Luft zum Glühen. Oder man fällt Bleilösung mit Schwefelwasserstoff.

d. Eigenschaften. Das natürliche Sulphid bildet blaugraue, metallglänzende tesseralc Krystalle oder derbe Massen, das künstliche ist schwarz. Es schmilzt in der Rothglühhitze, sublimirt in verschlossenen Gefässen, oxydirt sich aber wenn die Luft Zutritt hat, zu schwefelsaurem Bleioxyd. Von kalter verdünnter Schwefelsäure und Salzsäure wird es nicht angegriffen, heisse concentrirte Schwefelsäure verwandelt es unter Entwicklung von schwefeliger Säure in schwefelsaures Bleioxyd. Heisse concentrirte Salzsäure bildet Chlorblei. Verdünnte Salpetersäure löst das Bleisulphid leicht unter Abscheidung vom Schwefel, concentrirte bildet schwefelsaures Bleioxyd.

e. Anwendung. Es dient nicht nur zur Ausbringung des Bleis im Grossen, sondern auch zur Glasur für Töpferwaaren.

Legirungen des Bleis.

Mit Zinn. Die gewöhnlichen zinnernen Geschirre enthalten 12—18 Proc. metallisches Blei; diese Legirung ist härter als ihre Bestandtheile und leichter zu bearbeiten. Das gewöhnliche Loth für Weissblech besteht aus gleichen Theilen Blei und Zinn, das starke Schnellloth aus 2 Theilen Blei und 1 Theile Zinn; ersteres schmilzt bei etwa 200°, also bei einer niedrigeren Temperatur, als das Zinn für sich.

Mit Zinn und Wismuth. Eine Legirung von 1 Th. Blei, 1 Th. Zinn und 2 Th. Wismuth, schmilzt schon bei 93,75°, eine von 5 Th. Blei, 3 Th. Zinn und 8 Th. Wismuth schmilzt bei 98°; beide bilden das sogenannte leichtflüssige Metall. Durch Verminderung der Menge des Wismuths erhält man zwischen 100 und 200° schmelzende Legirungen, die man eine Zeit lang als Sicherheitsventile bei Dampfkesseln anwandte, aber zu diesem Zwecke wieder aufgeben musste, als man fand, dass diese Legirungen durch längere Einwirkung der Hitze sich in eine leichter schmelzbare und eine viel schwerer schmelzbare umsetzen.

Kennzeichen der Bleisalze.

Sie sind farblos, wenn die Säure nicht gefärbt ist; nur die basischen erscheinen häufig gelblich. Aetzendes Kali oder Natron bildet darin einen weissen, im Ueberschuss des Alkalis löslichen Niederschlag. Aetzendes Ammoniak, die kohlen-sauren, phosphorsauren und schwefelsauren Alkalien, sowie Kaliumeisenocyanür geben weisse permanente Niederschläge. Schwefelwasserstoff und Schwefelammonium erzeugen einen schwarzen Niederschlag. Kaliumeisenocyanid fällt sie nicht. Salzsäure gibt einen weissen, in mehr Wasser löslichen Niederschlag. Jodkalium und chromsaures Kali erzeugen gelbe Fällungen. Eisen, Zink, Zinn fallen metallisches Blei. Vor dem Löthrohre geben sie mit Soda auf Kohle ein Bleikorn während gleichzeitig die Kohle gelb beschlägt.

Die Bleisalze sind giftig; das beste Gegenmittel ist schwefelsaures Natron oder Bittersalz.

14. Kupfer (Cuprum). Cu = 396,6.

a. Entdeckung. Das Kupfer ist eins der am längsten bekannten Metalle. — Sein Name ist abgeleitet von *cuprum* oder *aes cyprum*, und dieses von *Κυπρος* (Cypern), weil die Alten fast alles Kupfer von der Insel Cypern bekamen.

b. Vorkommen. Nächst dem Eisen das verbreitetste Metall, findet sich gediegen, mit Schwefel und andern Schwefelmetallen, Selen, Arsen, Chlor verbunden, ferner als Oxydul, Oxyd, mit Kohlen-, Schwefel-, Phosphor-, Arsen-, Chrom- und Kieselsäure vereinigt.

c. Darstellung. Die Gewinnung des Kupfers aus seinen Oxyden und kohlen-sauren Salzen geschieht einfach durch Reduction mit Kohle; da aber dieselben nicht sehr häufig vorkommen, so ist man meistens auf andere Kupfererze angewiesen, und unter diesen sind es besonders die Schwefelverbindungen (Kupferkiese), welche auf Kupfer verarbeitet werden. Man röstet dieselben, schmilzt sie dann mit Silicaten zusammen, wobei kiesel-saures Eisenoxydul als Schlacke, und Schwefelkupfer mit wenig Schwefeleisen als sogenannter Kupferstein erhalten wird. Letztern röstet man neuerdings, schmilzt wieder mit Silicaten, und bekommt das Schwarzkupfer, worin gegen 90 Pc. Kupfer und 10 Pc. Eisen, Blei, Schwe-

fel (Silber, Nickel, Kobalt etc.). Dieses schmilzt man auf Heerden vor dem Gebläse ein, wobei der Schwefel verbrennt, Eisen und die andern fremden Metalle sich oxydiren und verschlacken. Das so gereinigte und durch Wasser abgelöschte Kupfer heisst Gahrkupfer; es wird umgeschmolzen, ausgeschmiedet und ausgewalzt.

Aus manchen vitriolischen Grubenwässern schlägt sich durch Einlegen von Eisen metallisches Kupfer nieder, welches Cämentkupfer heisst.

Chemisch reines Kupfer erhält man durch Reduction des reinen Oxyds mit Wasserstoffgas.

d. Eigenschaften. Das Kupfer krystallisirt in Octaëdern und Würfeln, besitzt eine eigenthümliche rothe Farbe, starken Glanz, ist sehr dehnbar, elastisch, das klingendste aller Metalle, lässt sich in feine Drähte und Blättchen bringen, hat aber weniger Zusammenhang als das Eisen, einen hakigen Bruch, ein spec. Gewicht von 8,4—9,0, riecht beim Reiben unangenehm, schmilzt in starker Rothglühhitze und gibt im Weissglühen Dämpfe, welche an der Luft mit grüner Flamme verbrennen. Bei gewöhnlicher Temperatur bleibt es an trockner Luft unverändert; an feuchter oxydirt es sich und überzieht sich mit einem grünen Roste von basisch-kohlensaurem Kupferoxyd (sogenannten Grünspahn). Glüht man es an der Luft, so überzieht es sich mit einer röthlich grauen Haut, welche beim Hämmern abspringt (Kupferhammerschlag) und grösstentheils Oxydul ist. Kühlt man an der Luft geglühtes Kupfer schnell in Wasser ab, so springt die Oxydulschicht pulverig ab und heisst dann Kupferasche, mit welchem Namen man auch den gepulverten Hammerschlag bezeichnet. Salzsäure löst das Kupfer bei Abschluss der Luft nicht auf; bei Zutritt der letztern oxydirt es sich und löst sich dann, jedoch langsam. Schwefelsäure wirkt in der Kälte nicht auf; concentrirte löst es aber in der Hitze. Am leichtesten wird es, schon bei gewöhnlicher Temperatur, von Salpetersäure, sowie von Königswasser aufgelöst.

e. Anwendung. Zu Geschirren aller Art, wobei nur zu beachten ist, dass bei Benützung derselben zum häuslichen Gebrauche die grösste Reinlichkeit beobachtet werden muss, damit sich das Kupfer nicht an seiner Oberfläche oxydiren kann. Säure oder ölige, zur Nahrung bestimmte Substanzen dürfen niemals in Kupfer aufbewahrt werden. Ferner benutzt man das Kupfer zu Röhren, zu

Schiffsbeschlägen, zum Dachdecken, zu Platten für Graveure, zu Draht etc.

f. Verbindungen:

Kupfer und Sauerstoff.

Mit Sicherheit kennt man nur zwei Oxydationsstufen des Kupfers, Oxydul und Oxyd; doch vermuthet man noch die Existenz eines Superoxyds und einer Säure.

Kupferoxydul. $\text{Cu}_2\text{O} = 893,2$.

(In 100 Theilen: 88,80 Cu und 11,20 O).

a. Entdeckung.?

b. Vorkommen. Findet sich in der Natur als Rothkupfererz.

c. Darstellung. Man erhält es wasserfrei durch Glühen von Kupferblech und Abschaben der gebildeten Oxydulschicht, oder durch Glühen von 5 Theilen Oxyd und 4 Theilen feinertheiltem Metall, oder auf nassem Wege durch Erhitzen einer mit Kalilauge bis zum Klarwerden versetzten Auflösung von gleichen Theilen Kupfervitriol und Milchzucker und Auswaschen des Niederschlags. Wasserhaltig fällt es aus einer Auflösung von Kupferchlorur auf Zusatz von Kali nieder.

d. Eigenschaften. Das natürliche erscheint in cochenille-rothen Octaëdern und derb, das künstliche ist ein krystallinisches, dunkel karmoisinrothes, das auf nassem Wege bereite ein amorphes, hellkupferrothes, fast mennigrothes Pulver; das Hydrat $= 4\text{Cu}_2\text{O} + \text{HO}$ ist gelb. Es schmilzt in starker Glühhitze, bei gleichzeitigem Zutritt der Luft entsteht Oxyd; es färbt die Glasflüsse rubinroth, wird mit Salzsäure sogleich weiss und löst sich beim Erwärmen, unter theilweiser Bildung von Chlorid, mit blassgrüner Farbe auf; in Ammoniak löst es sich farblos, die Lösung färbt sich aber an der Luft schnell blau.

e. Anwendung. Zur Anfertigung des rubinrothen Glases. Die Kupferasche benutzt man auch zur Darstellung von Kupfersalzen, zur Wiedergewinnung des Kupfers.

f. Verbindungen. Das Kupferoxydul ist eine starke Base, aber seine Salze besitzen eine grosse Neigung, in Oxydsalze überzugehen, sind daher nur sehr unvollkommen bekannt.

Kupferoxyd. $\text{CuO} = 406,6$.

(In 100 Theilen: 79,86 Cu und 20,14 O).

a. Entdeckung.?

b. Vorkommen. Findet sich als Kupferschwärze, ferner mit Säuren verbunden (s. Kupfer).

c. Darstellung. Es entsteht bei anhaltendem Glühen des Metalls an der Luft. Rein erhält man es durch Glühen des kohlen-sauren oder salpetersauren Kupferoxyds; wasserhaltig durch Fällen eines Oxydsalzes mit Kalilauge.

d. Eigenschaften. Das wasserfreie Kupferoxyd ist ein schwarzes Pulver, das wasserhaltige $= \text{CuO} + \text{HO}$ ein hellblauer Niederschlag, der aber beim Kochen mit Wasser wasserfrei und schwarz wird. Das Hydrat löst sich in Ammoniak mit tief blauer Farbe, das wasserfreie Oxyd ebenso in kohlen-saurem Ammoniak, beide leicht in Säuren mit blauer oder grüner Farbe. Den Glasflüssen ertheilt das Oxyd eine blaugrüne Farbe, welche im Reductionsfeuer in Roth übergeht.

e. Anwendung. Zum Färben des Glases, ebenso in der Glas-, Fayence-, Steingutmalerei als grüne Farbe; zur Elementaranalyse organischer Körper. Das Oxydhydrat als Malerfarbe (mit Eiweiss und Leim vermischt und getrocknet Bremerblau, Mineralblau).

f. Verbindungen. Auch das Kupferoxyd ist eine starke Basis, seine Salze sind weit beständiger, als die des Oxyduls, und daher genauer bekannt.

Sauerstoffsalze des Kupferoxyds.

Salpetersaures Kupferoxyd. $\text{CuO} + \text{NO}_2 = 1171,5$.(In 100 Theilen: 42,39 CuO und 57,61 NO_2).

a. Entdeckung.?

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man löst Kupfer oder ein Oxyd desselben in Salpetersäure und verdunstet die Auflösung zur Krystallisation.

d. Eigenschaften. Es krystallisirt in blauen rhombischen Säulen mit 3 Aeq. ($22\frac{1}{2}$ Pc.) und in Tafeln mit 6 Aeq. ($36\frac{1}{2}$ Pc.) Wasser, riecht schwach nach der Säure, schmeckt stechend und widrig metallisch, zerfließt an der Luft, löst sich leicht in Wasser und Weingeist, trocknet in der Wärme zu einem blassblauen Pulver ein, welches das wasserfreie Salz ist, hinterlässt bei weiterm Erhitzen

ein hellgrünes basisches Salz = $3 \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{HO}$ und endlich reines Oxyd.

e. Anwendung. Als Bronzeflüssigkeit, zur Darstellung von Mineralblau, Kupferoxyd, zum Ueberkuppeln von Eisen, in der Kattundruckerei.

Schwefelsaures Kupferoxyd (Kupfervitriol, blauer Vitriol). $\text{CuO} + \text{SO}_3 + 5 \text{HO} = 1559,1$

(In 100 Theilen: 31,85 CuO, 32,06 SO₃ und 36,07 HO).

a. Entdeckung. Dieses Salz war schon den Alten bekannt; Galenus im 2. Jahrhundert n. Chr. kannte bereits seine Bestandtheile, aber erst Berzelius untersuchte es quantitativ.

b. Vorkommen. Es findet sich natürlich in Höhlungen, Klüften und alten Grubenbauen aus Kupferkies entstanden, daher auch aufgelöst in Grubenwässern (Cämentwässer).

c. Darstellung. Man gewinnt es im Grossen durch Rösten des Kupferkieses oder des künstlich (durch Erhitzen alter Kupferbleche mit Schwefel) bereiteten Schwefelkupfers, Verwittern, Auslaugen und Abdampfen zur Krystallisation; auch bekommt man es in bedeutender Menge als Nebenprodukt in den Münzwerkstätten bei der Scheidung des Silbers vom Kupfer durch Schwefelsäure. Im Kleinen löst man metallisches Kupfer in Schwefelsäure, am besten unter Zusatz von etwas Salpetersäure, filtrirt und lässt krystallisiren; um einen geringen Eisengehalt zu entfernen, digerirt man die Solution mit reinem oder kohlenurem Kupferoxydhydrat.

d. Eigenschaften. Der Kupfervitriol bildet lasurblaue, durchsichtige, schiefe rhomboidische Krystalle, schmeckt zusammenziehend widrig metallisch, verwittert oberflächlich an der Luft, schmilzt in der Hitze in seinem Krystallwasser und hinterlässt einen fast weissen Rückstand, der im Glühen auch die Säure verliert und zu schwarzem Oxyd wird. Er löst sich in 4 Theilen kaltem und in 2 Theilen kochendem Wasser, nicht in Alkohol.

Der käufliche enthält fast immer Eisen, mitunter auch Zink. Um ersteres zu erkennen, versetzt man die Auflösung mit überschüssigem Ammoniak, wo ein bräunlicher permanenter Niederschlag die Gegenwart des Eisens anzeigt. Das Zink wird in der Flüssigkeit aufgesucht, welche man durch Fällen des Vitriols mit Kalilauge und Abfiltriren des entstandenen Niederschlags erhalten hat, und dadurch erkannt, dass Schwefelammonium einen weissen Niederschlag erzeugt.

e. Anwendung. In der Färberei zum Schwarzfärben*), als Reservage in der kalten Küpe, zur Darstellung vieler Farbwaaren (Bremer Blau, Bremer Grün, Braunschweiger Grün, Mineralgrün, Bergblau, essigsäures und arsenigsäures Kupferoxyd etc.), zur Verkupferung von Eisen, zum Färben des Goldes im Glühwachs der Goldarbeiter, zum Einweichen des Getreides vor dem Säen; in der Medicin. etc.

Schwefelsäures Kupferoxyd-Ammoniak. $\text{NH}_3 + \text{SO}_3$,
 $\text{NH}_3 + \text{CuO} = 1534,1$.

(In 100 Theilen: 21,18 NH_3 , 32,58 SO_3 , 13,78 NH_3 u. 32,46 CuO).

a. Entdeckung. Weissmann 1757; Berzelius ermittelte die Zusammensetzung.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man löst Kupfervitriol in ätzendem Ammoniakliquor, fällt die Solution mit Alkohol und trocknet den krystallinischen Niederschlag zwischen Druckpapier ohne Anwendung von Wärme. Will man ausgebildete Krystalle haben, so muss der Alkohol nicht mit der blauen Solution vermischt, sondern behutsam darüber geschichtet, und das Ganze mehrere Wochen lang in die Ruhe gestellt werden.

d. Eigenschaften. Ein lasurblaues krystallinisches Pulver, oder ebenso gefärbte lange platte Prismen oder Nadeln, riecht nach Ammoniak, schmeckt ammoniakalisch, widrig metallisch, löst sich in $1\frac{1}{2}$ Theilen kaltem Wasser, setzt man aber dieser Lösung mehr Wasser hinzu, so zersetzt sie sich und lässt ein blassblaues Pulver fallen, das weniger Ammoniak enthält. Dieselbe Veränderung erleidet das Salz anfangs an der Luft; bleibt es aber längere Zeit der Luft ausgesetzt, so hinterlässt es ein grünes Pulver = $\text{NH}_3 + \text{CuO} + \text{SO}_3$; erhitzt man letzteres vorsichtig, so bleibt ein weisses Pulver = $\text{CuO} + \text{SO}_3$ zurück.

e. Anwendung. In der Feuerwerkerei zu blauem Feuer; in der Medicin.

Blaues basisch-kohlensäures Kupferoxyd. $3 \text{CuO} + 2 \text{CO}_2 + \text{HO} = 2152,3$. (In 100 Theilen: 69,21 CuO , 25,55 CO_2 und 5,24 HO).

a. Entdeckung. ?

*) Für Färber stellt man auch zu diesem Zwecke Mischungen von Kupfervitriol und Eisenvitriol eigens dar und nennt sie gemischter Vitriol.

b. Vorkommen. Findet sich in der Natur und heisst Kupferlasur.

c. Darstellung. Es ist noch nicht gelungen, diese Verbindung künstlich zu bereiten; in England wird nach einem geheimgehaltenen Verfahren eine ähnliche blaue Farbe gewonnen.

d. Eigenschaften. Die Kupferlasur erscheint in schönen dunkelblauen Krystallen (schiefrhombischen Prismen), auch derb, stalaktitisch und erdig, löst sich leicht in Säuren unter Brausen.

e. Anwendung. Die Kupferlasur ist eins der geschätztesten Erze zur Ausbringung des Kupfers; die erdige dient als Malerfarbe (Bergblau, Mineralblau) und zur Darstellung blauer Papiere.

Grünes basisch-kohlensaures Kupferoxyd. $2 \text{CuO} + \text{CO}_2 + \text{HO} = 1380,7$. (In 100 Theilen: 71,93 CuO, 19,91 CO₂ und 8,16 HO).

a. Entdeckung. ?

b. Vorkommen. Findet sich in der Natur und heisst Malachit.

c. Darstellung. Es bildet sich bei längerer Einwirkung von Luft und Feuchtigkeit auch Kupfer und dessen Legirungen als eine Art Rost (fälschlich Grünspahn genannt). Künstlich erhält man es durch Fällen einer Kupferoxydlösung mit kohlensaurem Kali, und Auswaschen des anfangs blauen, bald aber grün werdenden Niederschlags mit Wasser.

d. Eigenschaften. Das natürliche erscheint in smaragd- bis spahngrünen diamant- bis seidenglänzenden schiefrhombischen Nadeln, meist aber stalaktitisch und derb; das künstliche ist ein hellgrünes Pulver, wird durch Kochen mit Wasser schwarz und in wasserfreies Kupferoxyd verwandelt.

e. Anwendung. Der Malachit ist ebenfalls ein ausgezeichnetes Kupfererz; der in grössern Blöcken vorkommende wird ausserdem zu Vasen, Säulenschaften, Tischplatten verarbeitet; der erdige oder gepulverte dient als Malerfarbe (Berggrün, Mineralgrün).

Künstliche grüne Kupferfarben, welche als Hauptbestandtheil das grüne basisch-kohlensaure Kupferoxyd enthalten, sind das Bremergrün, Braunschweiger Grün*); beide noch mit Alaunerde, kohlensaurem Kalk und kohlensaurer Magnesia verunreinigt.

*) In frühern Zeiten kam unter dem Namen Braunschweiger Grün eine Farbe im Handel vor, welche basisches Kupferchlorid = $\text{CuCl} + 3 \text{CuO} + 3 \text{HO}$ war.

Haloidsalze des Kupfers.

Kupferchlorür. $\text{Cu}_2\text{Cl} = 1236,9$.

(In 100 Theilen: 64,12 Cu und 35,88 Cl).

- a. Entdeckung. Boyle im 17. Jahrhundert.
- b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.
- c. Darstellung. Man erhitzt Kupferchlorid für sich, oder 1 Theil feinertheiltes Kupfer mit 2 Theilen Quecksilberchlorid, oder eine Auflösung von Kupferchlorid mit feinertheiltem Kupfer.
- d. Eigenschaften. Im ersten und zweiten Falle bleibt Kupferchlorür als eine braune krystallinische Masse zurück, welche bei 400° schmelzbar ist, bei langsamem Erkalten zu einer gelben krystallinischen, bei schnellem Erkalten zu einer braunen krystallinischen Masse erstarrt, und sich in der Rothglühhitze gänzlich verflüchtigt. Im dritten Falle scheidet sich das Chlorür als weisses krystallinisches Pulver ab. Es löst sich kaum in Wasser, leicht in Salzsäure zu einer Flüssigkeit, welche heiss gesättigt braun ist, sich beim Erkalten trübt und Chlorür als weisses Pulver absetzt; die verdünnte Lösung ist farblos, wird an der Luft bald grün und verwandelt sich in Chlorid.
- e. Anwendung. Keine.

Kupferchlorid. $\text{CuCl} = 840,3$.

(In 100 Theilen: 47,19 Cu und 52,81 Cl).

- a. Entdeckung. ?
- b. Vorkommen. Findet sich, verbunden mit Kupferoxydhydrat, in Peru und heisst Atacamit.
- c. Darstellung. Wasserfrei erhält man es durch gelindes Erwärmen von Kupfer in überschüssigem Chlorgas oder durch gelindes Erhitzen der wasserhaltigen Verbindung. Wasserhaltig durch Auflösen des Metalls in Königswasser oder des Oxyds in Salzsäure und Verdunsten zur Krystallisation.
- d. Eigenschaften. Das wasserfreie ist ein gelbbraunes Pulver, schmelzbar, zerfliesslich, wird durch starke Hitze unter Abgabe der Hälfte Chlor zu Chlorür. Das wasserhaltige Chlorid $= \text{CuCl} + 4 \text{HO}$ (mit 35 Proc. Wasser) bildet smaragdgrüne Nadeln, zerfließt ebenfalls, löst sich leicht in Wasser und Weingeist, die geistige Lösung brennt mit schöner grüner Flamme; die concentrirte wässrige Lösung ist blau und wird durch Verdünnen grün.

e. Anwendung. In Weingeist gelöst zur Hervorbringung einer grünen Flamme beim Brennen desselben.

Kupfer und Schwefel.

Kupfer bildet mit Schwefel zwei bestimmte, seinen Oxyden entsprechende Verbindungen.

Kupfersulphür. $\text{Cu}_2\text{S} = 993,2$.

(In 100 Theilen: 79,86 Cu und 20,14 S).

a. Entdeckung. ?

b. Vorkommen. Für sich als Kupferglanz, verbreiteter hingegen als Bestandtheil anderer natürlicher Schwefelmetalle im Kupferkies ($\text{Cu}_2\text{S} + \text{Fe}_2\text{S}_3$), Buntkupfererz ($5 \text{Cu}_2\text{S} + \text{Fe}_2\text{S}_3$), in den Fahlerzen, im Zinnkies.

c. Darstellung. Man erhitzt 8 Theile Kupferdrehspähne mit 3 Theilen Schwefel, pulvert die Masse und erhitzt sie noch einmal mit etwas Schwefel. Auch erhält man es durch Fällen eines Kupferoxydulsalzes mit Schwefelwasserstoffgas.

d. Eigenschaften. Das natürliche findet sich derb und rhombisch krystallisirt, von schwärzlichblei- bis stahlgrauer Farbe, weich und schneidbar, schmilzt leichter als das Kupfer; das künstliche, auf trockenem Wege bereitete ist dem natürlichen ähnlich, das auf nassem Wege bereitete ist ein schwarzer Niederschlag, der sich an der Luft schnell oxydirt.

e. Anwendung. Das natürliche dient zur Ausbringung des Kupfers.

Kupfersulphid. $\text{CuS} = 596,6$.

(In 100 Theilen: 66,47 Cu und 33,53 S).

a. Entdeckung. ?

b. Vorkommen. Als Seltenheit am Krater des Vesuvs sowie zu Badenweiler, und führt wegen seiner Farbe den Namen Kupferindig.

c. Darstellung. Auf trockenem Wege ist es noch nicht gelungen, dieses Schwefelkupfer zu bereiten; auf nassem erhält man es durch Fällen einer Kupferoxydlösung mit Schwefelwasserstoff.

d. Eigenschaften. Das natürliche bildet derbe, tief indigoblaue Massen, das künstliche ist ein schwarzer Niederschlag, der sich leicht an der Luft oxydirt und unter möglichster Abhaltung dersel-

ben gewaschen und getrocknet, grünlich-schwarz erscheint; verliert beim Glühen die Hälfte seines Schwefels.

Legirungen des Kupfers.

Mit Zink. 2 Theile Kupfer und 1 Theil Zink geben das Messing; durch einen Zusatz von 1 — 2 Proc. Blei oder Zinn wird es härter und hängt sich dann nicht mehr an die Feile. — Tomback oder rothes Messing besteht aus 5 — 10 Theilen Kupfer und 1 Theile Zink; aus derjenigen Mischung, welche auf 1 Theil Zink $5\frac{1}{2}$ Theile Kupfer enthält, fertigt man das unächte Blattgold (Goldsohau). — Andere derartige Legirungen sind: das sog. Mannheim Gold, Similor, zum Theil auch die neuere Bronze.

Mit Zink und Nickel. Diese Legirung heisst Neusilber oder Argentan, besteht gewöhnlich aus 50 Theilen Kupfer, 30 Theilen Zink und 20 Theilen Nickel, sieht dem Silber ähnlich und um so mehr, je grösser der Nickelgehalt ist. Sie wird aber von sauren Flüssigkeiten leicht angegriffen, daher man bei ihrer Anwendung zum häuslichen Gebrauche vorsichtig seyn muss.

Mit Zinn. 90 Theilen Kupfer und 10 Theilen Zinn geben das Kanonenmetall; 78 Theile Kupfer und 22 Theile Zinn das Glockenmetall; 80 Theile Kupfer und 20 Theile Zinn das Metall zu Cymbeln und Tamtams; 67 Theile Kupfer und 33 Theile Zinn das Spiegelmetall; 95 Theile Kupfer, 5 Theile Zinn und einige Tausendtheile Zink die Bronze zu Medaillen, während die Bronze zu Statuen gewöhnlich mehr Zink enthält.

Kennzeichen der Kupfersalze.

Kupferoxydulsalze. Sie sind wenig beständig und verwandeln sich leicht in Oxydsalze. Sie haben eine weisse, gelbbraune oder rothe Farbe, werden durch fixe Alkalien gelb gefällt, der Niederschlag löst sich in Ammoniak zu einer farblosen, an der Luft blau werdenden Flüssigkeit auf. Phosphorsaures Natron erzeugt einen weissen, an der Luft blaugrün werdenden, Kaliumeisencyanür ebenfalls einen weissen, aber an der Luft rothbraun werdenden, Kaliumeisencyanid sogleich einen rothbraunen, Cyankalium und Jodkalium einen weissen, Schwefelwasserstoff und Schwefelammonium einen schwarzen Niederschlag. — Mit Soda auf Kohle erhitzt, geben sie

ein Kupferkorn. Eine Perle von Borax oder Phosphorsalz färben sie in der äussern Flamme bläulichgrün, in der innern rothbraun.

Kupferoxydsalze. Sie sind im wasserfreien Zustande meist weiss, im wasserhaltigen blau oder grün, werden durch fixe Alkalien hellblau gefällt, der Niederschlag löst sich in Ammoniak mit lasurblauer Farbe; beim Kochen mit fixen Alkalien entsteht ein schwarzer Niederschlag. Kohlensaure fixe Alkalien geben einen blaugrünen, mit der Zeit hellgrün, beim Kochen schwarz werdenden Niederschlag. Cyankalium fällt sie gelb, Kaliumeisencyanür rothbraun, Kaliumeisencyanid gelbgrün, Jodkalium weiss unter gleichzeitigem Freiwerden von Jod, Schwefelwasserstoff und Schwefelammonium schwarz. — Vor dem Löthrohre verhalten sie sich ähnlich wie die Kupferoxydsalze.

Die Kupfersalze sind giftig; als Gegengift derselben dienen: Magnesia, Eiweiss, auch Zucker.

Fünfter Abschnitt.

Die edlen Metalle.

1. Quecksilber. (Hydrargyrum). Hg = 1250,0.

a. Entdeckung. Das Quecksilber ist schon seit den ältesten Zeiten bekannt. Sein Name ist abgeleitet vom niedersächsischen *quick* (lebendig, lebhaft) und *Silber*, weil es dem Silber ähnlich, aber nicht wie dieses fest (gleichsam leblos, träge), sondern leichtflüssig ist.

b. Vorkommen. Es findet sich nicht sehr häufig, meistens geschwefelt (als Cinnober), sparsamer gediegen, noch seltener mit Silber als Amalgam, mit Selen, Chlor verbunden: zu Almaden in Spanien, Idria in Krain, in der Rheinpfalz, in Peru, China, Californien.

c. Darstellung. Das meiste Quecksilber wird aus dem Cinnober gewonnen, und zwar auf zweierlei Weise. Entweder man destillirt denselben mit Kalk oder Eisenhammerschlag z. B. in der Rheinpfalz, oder man verbrennt ihn in oben geschlossenen Schachtöfen und leitet die aufsteigenden Dämpfe in eine Reihe von in einander gesteckten birnförmigen Vorlagen (Aludeln) wie z. B. in Spanien, oder in Condensationskammern, wie in Idria; die erste Methode führt weniger Verlust mit sich als die zweite.

Ist das käufliche Quecksilber nicht rein, so schüttelt man es meh-

rere Tage hindurch bei gewöhnlicher Temperatur mit concentrirter Schwefelsäure, wäscht es dann aus und trocknet es.

d. Eigenschaften. Das Quecksilber ist zinnweiss, stark glänzend, bei der gewöhnlichen Temperatur flüssig, erstarrt erst bei -40° , krystallisirt dann in Octaëdern, ist weich und dehnbar und hat ein spec. Gewicht von 14,4, während das des flüssigen 13,569 beträgt. Es verdunstet schon bei gewöhnlicher Temperatur in geringem Grade, bei 360° siedet es und destillirt unverändert über. Bei gewöhnlicher Temperatur erleidet es an der Luft keine Veränderung; erhitzt man es aber anhaltend an der Luft, so oxydirt es sich langsam zu Oxyd, das indessen bei noch höherer Temperatur wieder zu Metall reducirt wird. (Durch dieses Verhalten bildet es gleichsam den Uebergang von den unedlen Metallen zu den edlen). Salzsäure greift das Quecksilber weder in der Kälte noch in der Hitze an; Schwefelsäure in der Kälte ebenfalls nicht merklich, aber damit gekocht verwandelt es sich unter Entwicklung von schwefeliger Säure in schwefelsaures Oxyd. Salpetersäure löst dasselbe leicht; in der Kälte oder bei Ueberschuss von Quecksilber entsteht Oxydul, aber in der Wärme und bei Ueberschuss der Säure Oxyd. Königswasser löst dasselbe ebenfalls vollständig unter Bildung von Chlorid. Mit Chlor vereinigt es sich direkt, in der Hitze unter Feuererscheinung.

Zeigt das Quecksilber eine matte weisse oder graue Haut und zieht es beim Rollen über eine Ebene einen Schweif nach sich, so enthält es fremde Metalle; die Haut besteht nämlich aus der Legirung mit den fremden Metallen (Blei, Zinn, Zink). Mitunter ist aber der graue pulverige Ueberzug manchen Quecksilbers nichts weiter als ein Gemenge von fein zertheiltem Quecksilber und Staub.

e. Anwendung. Zum Amalgamationsprocess der Silbererze (siehe Silber), zum Spiegelbelegen, zur Feuervergoldung, zur Füllung von physikalischen Instrumenten, zur Auffangung von Gasen, zur Darstellung vieler Präparate; innerlich und äusserlich in der Medicin, etc.

f. Verbindungen:

Quecksilber und Sauerstoff.

Es gibt zwei Oxydationsstufen des Quecksilbers, ein Oxydul und ein Oxyd.

Quecksilberoxydul. $\text{Hg}_2\text{O} = 2600,0$.

(In 100 Theilen: 96,15 Hg und 3,85 O).

a. Entdeckung. Moscati 1797; Fourcroy und Thénard ermittelten seine Zusammensetzung.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man fällt eine Auflösung von salpetersaurem Quecksilberoxydul oder schüttelt fein präparirtes Quecksilberchlorür mit einem fixen ätzenden Alkali, wäscht den Niederschlag mit kaltem Wasser und trocknet ihn bei gewöhnlicher Temperatur im Dunkeln.

d. Eigenschaften. Ein sammtschwarzes, häufig einen Stich ins Grünliche zeigendes und dann oxyd- und metallhaltiges Pulver, zersetzt sich am Lichte, noch schneller in der Wärme in Oxyd und Metall, zerfällt in stärkerer Hitze in Metall und Sauerstoff und verflüchtigt sich. Es löst sich leicht in verdünnter Salpetersäure.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Das Quecksilberoxydul, obwohl eine für sich wenig beständige, schwache Basis, bildet mit Säuren wohl charakterisirte und leicht krystallisirbare Salze, von denen die bemerkenswertheiten weiter unten folgen werden.

Quecksilberoxyd (Rother Präcipitat). $\text{HgO} = 1350,0$.

(In 100 Theilen: 92,59 Hg und 7,41 O).

a. Entdeckung. Es war schon den Arabern im 8. Jahrhundert bekannt; Fourcroy und Thénard analysirten es.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Es bildet sich, wenn man Quecksilber in einem offenen langhalsigen Kolben (Phiole) gelinde sieden lässt, und setzt sich dabei theils im Halse desselben, theils auf der Oberfläche des Metalls, häufig krystallinisch ab. Weit vortheilhafter wird es aber auf die Weise erhalten, dass man das Metall in Salpetersäure auflöst, die Lösung zur Trockne verdunstet, das trockne Salz noch mit so viel Metall, als es bereits enthält, zusammenreibt und das Gemenge entweder in einer Retorte mit flachem Boden, oder bei kleineren Mengen in einer Porcellanschale, zuletzt bei ziemlich starkem Feuer, so lange erhitzt, bis keine salpeterigen Dämpfe mehr entweichen. Zur Entfernung der letzten Spuren von Salpetersäure wird das Oxyd mit einer schwachen Sodalösung digerirt und ausgewaschen.

d. Eigenschaften. Das Quecksilberoxyd ist ein ziegelrothes, glanzloses Pulver, oder, wenn es aus dem salpetersauren Salze ohne Zusammenreiben mit Quecksilber bereitet war, eine hellrothe, lose zusammenhängende, glänzend krystallinische aus feinen Schüppchen bestehende Masse, welche durch Zerreiben eine ziegelrothe Farbe annimmt, wird beim Erhitzen erst zinnberroth, dann dunkelschwarz,

aber beim Erkalten wieder ziegelroth; stärker erhitzt zerfällt es in Metall und Sauerstoff. Auch am Tageslichte wird es reducirt. Es schmeckt widrig metallisch, löst sich spurweise in Wasser, leicht in Salzsäure und in Salpetersäure. Ein Hydrat des Oxyds gibt es eben so wenig, wie ein Hydrat des Oxyduls.

Eine Verfälschung mit Ziegelsteinmehl oder Mennige gibt sich durch den beim Glühen bleibenden Rückstand zu erkennen.

e. Anwendung. Zur Feuervergoldung, in der Medicin, zur Darstellung des Sauerstoffgases.

f. Verbindungen. Das Quecksilberoxyd ist eine starke Basis; seine wichtigsten Salze folgen weiter unten.

Sauerstoffsalze des Quecksilberoxyduls.

Salpetersaures Quecksilberoxydul. $\text{Hg}_2\text{O} + \text{NO}_2 + 2\text{HO} = 3500,0$. (In 100 Theilen: 74,28 Hg_2O , 19,28 NO_2 und 6,44 HO).

a. Entdeckung. C. G. Mitscherlich bestimmte zuerst seine Zusammensetzung.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

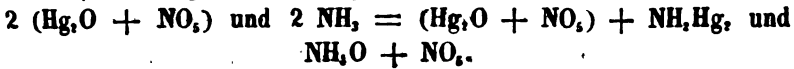
c. Darstellung. Man übergießt einen Theil Quecksilber mit 2 Theilen Salpetersäure von 1,17 spec. Gew., lässt unter öfterm Umrühren so lange in der Kälte stehen, bis das Metall ziemlich verschwunden ist, sammelt das entstandene weisse Salz auf einem Trichter, wäscht es mit etwas Wasser ab und trocknet es.

d. Eigenschaften. Es bildet weisse, schwere, aus durchsichtigen 4 → 6 seitigen Säulen bestehende Krystallgruppen, reagirt stark sauer, riecht schwach nach Salpetersäure, schmeckt herbe scharf, metallisch, verändert sich nicht am Lichte, schmilzt in der Hitze, entwickelt Wasser, Untersalpetersäure und hinterlässt Quecksilberoxyd, welches endlich, in Metall und Sauerstoff zerfallend, ohne Rückstand verdampft. Mit Hülfe von etwas Salpetersäure löst es sich in Wasser vollständig auf; reines Wasser hingegen bewirkt nach und nach eine Zersetzung in Oxydsalz und Metall.

e. Anwendung. Als Beizze für die Haare in der Hutmacherei, als Reagens, zur Darstellung anderer Quecksilbersalze.

Versetzt man eine verdünnte Auflösung von salpetersaurem Quecksilberoxydul mit ätzendem Ammoniakliquor, so entsteht ein schwarzer Niederschlag, der nach seinem Entdecker (1786) den Namen Hahnemann's schwarzer Quecksilber-Niederschlag oder

(wegen seiner Löslichkeit in heisser Essigsäure [bis auf das beige-mengte metallische Quecksilber]) auch Hahnemann's auflöslicher Quecksilber-Niederschlag führt, und in der Medicin gebraucht wird. Er besteht wesentlich aus einer Verbindung von salpetersaurem Quecksilberoxydul und Quecksilberamidür $= (\text{Hg}_2\text{O} + \text{NO}_2) + \text{NH}_2\text{Hg}_2$, welche folgender Massen entsteht:



Durch die Einwirkung des nebenbei gebildeten salpetersauren Ammoniumoxyds auf die schwarze Verbindung wird aber sogleich ein kleiner Theil der letztern wieder zersetzt in metallisches Quecksilber und eine weisse Verbindung von $(\text{Hg}_2\text{O} + \text{NO}_2) + \text{NH}_2\text{Hg}_2$. Das Präparat ist daher niemals die reine schwarze Verbindung, sondern enthält noch kleine Antheile metallisches Quecksilber und der weissen Verbindung eingemengt. In der Hitze verflüchtigt es sich unter Zersetzung vollständig.

Knallsaures Quecksilberoxydul. $\text{Hg}_2\text{O} + \text{C}_2\text{NO} = 3025,0$.
(In 100 Theilen: 85,95 Hg_2O und 14,05 C_2NO).

a. Entdeckung. Kunkel im 17. Jahrhundert; erst im Jahre 1800 beschäftigte sich Howard wieder damit, und im Jahre 1824 ermittelten Gay-Lussac und Liebig die Natur dieser Verbindung.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man löst 1 Th. Quecksilber in 12 Th. Salpetersäure von 1,36 spec. Gew., setzt der Auflösung 11 Th. Weingeist von 80 — 85 Proc. hinzu und erwärmt im Wasserbade. Es entsteht bald eine heftige Reaction, metallisches Quecksilber fällt nieder, von dem eine grosse Portion den sich entwickelnden Dämpfen von Aldehyd und Salpeteräther folgt, und nach einiger Zeit bilden sich harte und undurchsichtige Krystalle, welche man mit kaltem Wasser abwäscht und bei gewöhnlicher Temperatur trocknet. Durch Umkrystallisiren aus heissem Wasser werden sie noch reiner.

d. Eigenschaften. Weisse, feine, seidenglänzende Nadeln, wenig löslich in kaltem Wasser, mit grosser Heftigkeit zersetzbar durch Reibung oder Schlag, auf glühenden Kohlen unter geringer Explosion mit blauer Flamme verbrennend. In der Hand eines mit seinen Eigenschaften Unkundigen ist das knallsaure Quecksilber ein höchst gefährlicher Körper.

e. Anwendung. Zum Füllen der Zündhütchen, zu welchem

Zwecke man es behutsam mit etwas gepulvertem Schiesspulver und Wasser zu einem festen Teig anmacht, der an der Luft getrocknet und dann in den Zünthütchen mittelst Harzlösung befestigt wird; die Oberfläche der Masse bedeckt man zum Schutze gegen Feuchtigkeit noch mit Harzlösung oder mit einem Bleiplättchen.

Sauerstoffsalze des Quecksilberoxyds.

Salpetersaures Quecksilberoxyd.

Das neutrale Salz = $\text{HgO} + \text{NO}_2$, ist nur schwierig im festen Zustande und erhalten.

Das zweifach-basische Salz = $2\text{HgO} + \text{NO}_2 + 2\text{HO}$ gewinnt man durch Auflösen des Metalls in überschüssiger erhitzter Salpetersäure, wobei man die Flüssigkeit so lange kocht, bis sich keine rothen Dämpfe mehr entwickeln und Salzsäure keine Trübung mehr darin erzeugt. Beim Erkalten krystallisirt die Verbindung in weissen Nadeln heraus, welche luftbeständig sind. Kocht man sie mit Wasser, so wird sie noch basischer, gelb und besteht nun aus $3\text{HgO} + \text{NO}_2$. — In dem flüssigen salpetersauren Salpeteroxydul befindet sich eine gewisse Menge Oxydsalz.

Schwefelsaures Quecksilberoxyd. $\text{HgO} + \text{SO}_2$.

(In 100 Theilen: 72,97 HgO und 27,03 SO₂).

- a. Entdeckung. O. Croll zu Anfang des 17. Jahrhunderts.
- b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.
- c. Darstellung. Man erhitzt 6 Th. Quecksilber, $3\frac{1}{2}$ Th. concentrirte Schwefelsäure, 3 Th. Wasser und 4 Th. Salpetersäure von 1,20 spec. Gew. so lange, als noch braungelbe Dämpfe entweichen, und verdampft das Ganze zur Trockne.
- d. Eigenschaften. Ein weisses krystallinisches Pulver von scharf salzigem, metallischem Geschmack, wird in der Hitze gelb, dann braun, in der Kälte aber wieder weiss, schmilzt in stärkerer Hitze zu einem braunen Liquidum und verflüchtigt sich vollständig zu einem weissen krystallinischen Sublimat, wobei jedoch ein kleiner Theil in Säure, Metall und Sauerstoff zerfällt. Wasser zerlegt die Verbindung in freie Säure und in unlösliches citronengelbes basisches Salz = $3\text{HgO} + \text{SO}_2$, welches den Namen mineralischer Turbith führt, in der Hitze zunächst wieder in neutrales Salz und Oxyd zerfällt und sich dann verflüchtigt.
- e. Anwendung. Das neutrale gebraucht man zur Darstellung

des Quecksilberchlorids; das gelbe basische Salz gehört zu den wenig mehr gebräuchlichen Heilmitteln.

Haloidsalze des Quecksilbers.

Quecksilberchlorür (Calomel). $\text{Hg,Cl} = 2943,7$.

(In 100 Theilen: 84,92 Hg und 15,08 Cl).

a. Entdeckung. O. Croll und Beguin zu Anfang des 17. Jahrhunderts.

b. Vorkommen. Findet sich in der Natur als Quecksilberhornerz.

c. Darstellung. Auf trockenem Wege erhält man den Calomel durch Sublimation eines innigen Gemenges von 4 Theilen Quecksilberchlorid und 3 Theilen metallischem Quecksilber, oder von 3 Theilen schwefelsaurem Quecksilberoxyd, 2 Theilen metallischem Quecksilber und $1\frac{1}{2}$ Theilen Kochsalz; auf nassem Wege: durch Fällen einer Auflösung von salpetersaurem Quecksilberoxydul mit Kochsalz, Auswaschen und Trocknen des Niederschlags.

d. Eigenschaften. Der natürliche Calomel bildet kleine quadratische, graue, hornartig durchscheinende, diamantglänzende Krystalle; der sublimirte erscheint in zusammenhängenden, durchscheinenden, ziemlich weissen, etwas ins Gelblichgraue spielenden, krystallinischen, aus quadratischen Säulen bestehenden Massen, von 7,176 spec. Gewicht, welche durch Ritzen eine blassgelbe Farbe bekommen und ein blassgelbes Pulver geben; der präcipitirte ist ein ganz weisses amorphes Pulver. Er besitzt keinen Geschmack. In der Hitze wird er gelblich und verflüchtigt sich, ohne zu schmelzen, in weissen Dämpfen. Am Lichte wird er grau. Kaltes Wasser löst keine Spur von dem Präparate auf, kochendes wirkt zersetzend in Chlorid und Metall ein; Alkohol verhält sich wie Wasser. Concentrirte Salzsäure, sowie Salpetersäure lösen den Calomel durch anhaltende heisse Digestion auf. Alkalien färben ihn schwarz.

Eine Verunreinigung mit Quecksilberchlorid wird erkannt, wenn man den Calomel mit Wasser anreibt, das Wasser abfiltrirt und mit Schwefelammonium versetzt; im Falle der Verunreinigung entsteht dann ein schwarzer Niederschlag.

e. Anwendung. Der Calomel ist eins der wichtigsten Arzneimittel.

Quecksilberchlorid (Aetzender Quecksilbersublimat).

$\text{HgCl} = 1693,7$. (In 100 Theilen: 73,80 Hg und 26,20 Cl).

a. Entdeckung. Es soll schon seit den ältesten Zeiten den Chinesen bekannt seyn; Geber beschrieb zuerst im 8. Jahrhundert die Bereitung.

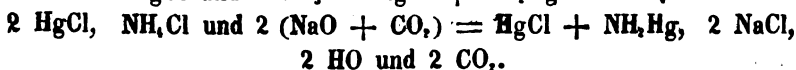
b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Auf trockenem Wege durch Sublimation eines innigen Gemenges von 2 Theilen schwefelsaurem Quecksilberoxyd und 1 Theil Kochsalz; auf nassem Wege durch Auflösen des Metalls in Königswasser und Krystallisation. Die in letzterm Falle erhaltenen Krystalle werden ebenfalls sublimirt.

d. Eigenschaften. Es bildet schneeweisse krystallinische, aus geraden rhombischen Säulen zusammengesetzte Massen, welche beim Reiben ein rein weisses Pulver geben, hat ein spec. Gewicht von 5,42, schmeckt eckelhaft metallisch, schmilzt bei 265° , siedet bei 295° und verflüchtigt sich unzersetzt. Am Lichte wird es grau. Es löst sich in 16 Theilen kaltem, 3 Theilen kochendem Wasser, ferner in $2\frac{1}{2}$ Theilen kaltem Alkohol, sowie in 3 Theilen Aether; sämtliche Auflösungen reagiren sauer. Seine Löslichkeit in Wasser wird durch Zusatz von Salmiak ungemein erhöht.

e. Anwendung. Zur Darstellung verschiedener anderer Präparate, zum Aetzen in Stahl, in der Kattundruckerei als Reservage, um an den bedruckten Stellen das Eindringen des Indigo zu verhüten; in der Medicin innerlich und äusserlich. Ferner benutzt man den Sublimat, um Holz gegen Fäulniss, Gegenstände in naturhistorischen Sammlungen gegen Insektenfrass zu schützen, Wanzen zu vertreiben.

Wenn man die Auflösung des Quecksilberchlorids mit Aetzammoniak, oder die mit Salmiak versetzte Auflösung des Quecksilberchlorids mit kohlen-saurem Natron fällt, so erhält man einen schneeweissen Niederschlag, der unter dem Namen weisser Quecksilber-Präcipitat in der Medicin als äusserliches Mittel gebraucht wird und schon R. Lull im 13. Jahrhundert bekannt war. Er ist nach der Formel $\text{HgCl} + \text{NH}_2\text{Hg}$ zusammengesetzt, d. h. er besteht aus gleichen Aeq. Quecksilberchlorid und Quecksilberamid, und seine Entstehung lässt sich durch folgende Schemata versinnlichen:



Der letztere Niederschlag enthält noch die beiden neu entstandenen Aequivalente Wasser chemisch gebunden, und schmilzt in der Hitze, bevor er sich verflüchtigt, während der erstere unschmelzbar ist.

Quecksilberjodür. $\text{Hg}_2\text{J}_2 = 4078,8$.

(In 100 Theilen: 61,29 Hg und 38,71 J).

a. Entdeckung. Gay-Lussac 1815.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man reibt 8 Theile Quecksilber und 5 Theile Jod mit etwas Weingeist zusammen, bis die Masse eine olivengrüne Farbe angenommen hat, süsst dann mit Weingeist aus und trocknet in gelindeste Wärme. Oder man fällt eine Auflösung von 9 Theilen salpetersaurem Quecksilberoxydul mit einer Auflösung von 5 Theilen Jodkalium.

d. Eigenschaften. Ein olivengrünes Pulver, wird am Lichte bald zersetzt und grau, zerfällt beim Erhitzen in Jodid und Metall, und verflüchtigt sich in höherer Temperatur. Dieselbe Zersetzung erfolgt durch eine Auflösung von Jodkalium, wobei sich das Quecksilberjodid auflöst. Wasser und Weingeist wirken nicht darauf ein. Salzsäure, sowie Salpetersäure lösen es unter Zersetzung auf.

e. Anwendung. In der Medicin.

Quecksilberjodid. $\text{Hg}_2\text{J}_2 = 2828,2$.

(In 100 Theilen: 44,11 Hg und 55,89 J).

a. Entdeckung. Gay-Lussac 1815.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man fällt 6 Theile Quecksilberchlorid mit 7 Theilen Jodkalium, wäscht den Niederschlag mit kaltem Wasser, und trocknet ihn in gelindeste Wärme.

d. Eigenschaften. Ein lebhaft scharlachrothes Pulver, wird am Lichte bald zersetzt und grau, beim Erhitzen gelb, schmilzt dann zu einem braungelben Liquidum und sublimirt zu einer gelben krystallinischen Masse, die nach einiger Zeit von selbst, beim Reiben sogleich wieder roth wird. In Wasser löst es sich nur spurweise, in kaltem Alkohol zu $\frac{1}{10}$, in kochendem zu $\frac{1}{2}$, in Jodkalium sehr leicht auf. Salzsäure, sowie Salpetersäure lösen es unter partieller Zersetzung.

e. Anwendung. In der Medicin; auch in der Malerei, doch

hält es sich nicht lange und wird grau. Man hat es auch in der Kattundruckerei versucht.

Quecksilbercyanid. $\text{Hg} + \text{C}_2\text{N} = 1575,0$.

(In 100 Theilen: 79,36 Hg und 20,64 C_2N).

a. Entdeckung. Scheele 1780; Gay-Lussac erkannte dasselbe aber erst 1815 seiner Natur nach.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man löst Quecksilberoxyd in Blausäure auf, oder man digerirt 2 Theile Berlinerblau und 1 Theil Quecksilberoxyd mit Wasser, wobei Eisenoxyduloxyd entsteht, filtrirt und sättigt das Filtrat mit Blausäure; oder man kocht eine Auflösung von 2 Theilen Kaliumeisencyanür mit 3 Theilen schwefelsaurem Quecksilberoxyd (wobei anfangs Quecksilbereisencyanür entsteht, welches sich aber bald wieder in Quecksilbercyanid und Berlinerblau zersetzt), filtrirt, verdampft zur Trockne und zieht die trockne Masse mit Alkohol aus. Die in allen diesen Fällen erhaltene Solution wird zur Krystallisation verdunstet.

d. Eigenschaften. Es krystallisirt in weissen quadratischen Säulen, ist luftbeständig, schmeckt widrig metallisch, decrepirt in der Hitze, schmilzt und zerfällt in seine Bestandtheile Cyan und Quecksilber, von denen das erstere zuerst entweicht, jedoch nicht vollständig, denn ein Theil davon verwandelt sich in eine isomerische Varietät, das Paracyan, welches in Gestalt einer schwarzen kohligen Masse zurückbleibt; hat indessen die Luft Zutritt, so bleibt kein Rückstand. Das Salz löst sich in 11 Theilen kaltem und in $2\frac{1}{2}$ Theilen kochendem Wasser, in 20 Theilen kaltem und in 5 Theilen kochendem Alkohol; diese Auflösungen reagiren neutral. Es wird von keiner Sauerstoffsäure (ausgenommen heisse concentrirte Schwefelsäure), sondern nur von Wasserstoffsäuren zerlegt, auch nicht von ätzenden Alkalien.

e. Anwendung. Zur Darstellung des Cyans, der Blausäure, zur Fällung des Palladiums aus der Auflösung des Platinerzes.

Quecksilber und Schwefel.

Es gibt zwei Schwefelungsstufen des Quecksilbers, ein Sulphür und ein Sulphid. Das Sulphür = Hg_2S , minder wichtig als das Sulphid, entspricht dem Oxydul, wird durch Fällen eines Quecksilberoxydulsalzes mit Schwefelwasserstoff erhalten, ist schwarz, unlös-

lich in kalter Salpetersäure, und zerfällt beim Erhitzen in Sulphid und metallisches Quecksilber.

Quecksilbersulphid (Cinnober). $\text{HgS} = 1450,0$.

(In 100 Theilen: 86,20 Hg und 13,80 S).

a. Entdeckung. Eine schon lange als Mineral bekannte Verbindung, die bereits Basilius Valentinus im 15. Jahrhundert aus Schwefelantimon und Quecksilberchlorid zu bereiten lehrte.

b. Vorkommen. Als Cinnober und Lebererz.

c. Darstellung. Auf trockenem Wege: Man schmilzt in einem irdenen Gefäße 1 Theil Schwefel, setzt unter beständigem Umrühren 6 Theile erwärmtes Quecksilber hinzu, bedeckt, wenn das Gemisch sich entzündet hat, das Gefäß, entfernt es vom Feuer, zerreibt die schwarze Masse (amorphes Sulphid) nach dem Erkalten und sublimirt sie in einem Glaskolben, wodurch sie in den krystallinischen Zustand übergeht und roth wird. — Darstellung auf nassem Wege: 12 Theile Aetzkalklauge von 1,333 spec. Gewicht, sättigt man in der Wärme mit Schwefel, ersetzt das verdunstete Wasser, filtrirt und schüttelt das Filtrat mit 8 Theilen Quecksilber anhaltend, bis dasselbe in ein feurigrothes Pulver verwandelt ist, welches man auswäscht und trocknet. Hierbei verwandelt sich das Metall erst in schwarzes Sulphid, wie man es auch durch Fällen von Quecksilberoxydlösungen mit überschüssigem Schwefelwasserstoff oder Schwefelalkalien erhält, und geht dann in rothes über.

d. Eigenschaften. Der natürliche und der sublimirte Cinnober bildet dunkel cochenillrothe faserige, dichte Massen von 8,1 spec. Gewicht, gibt durch Reiben ein lebhaft scharlachrothes Pulver, wie der auf nassem Wege bereitete ist, hat keinen Geschmack, färbt sich am Lichte nach und nach grau, sublimirt in der Hitze, ohne zu schmelzen und ohne Zersetzung, beim Zutritt der Luft aber entzündet er sich und verbrennt mit blaulicher Flamme. Er ist unlöslich in Wasser, Weingeist, wässrigen Säuren und Alkalien; heisse concentrirte Salpetersäure zersetzt ihn und scheidet Schwefel ab, rauchende sowie Königswasser verwandelt ihn in schwefelsaures Quecksilberoxyd.

Verfälschungen mit Mennige, Eisenoxyd, Ziegelmehl sind im Allgemeinen daran zu erkennen, dass sie beim Erhitzen zurückbleiben. Beigemengtes Drachenblut löst sich in Alkohol mit rother Farbe.

e. Anwendung, Als Malerfarbe, zu Siegellack, rother Druckfarbe etc.

Quecksilbermoör. (*Aethiops mineralis*) heisst ein schwarzes, in der Medicin gebräuchliches Pulver, welches durch anhalten-des Zusammenreiben von gleichen Theilen Quecksilber und Schwefel bereitet wird, und ein Gemenge von Schwefelquecksilber, Schwefel und metallischem Quecksilber ist. — Setzt man zu diesem Präparate ein gleiches Gewicht präparirtes schwarzes Schwefelantimon, so erhält man den Spiessglangmoör (*Aethiops antimonialis*).

Legirungen des Quecksilbers oder Amalgame.

Direkt vereinigen sich mit dem Quecksilber, entweder schon bei gewöhnlicher Temperatur oder durch Schmelzen folgende Metalle: Antimon, Arsen, Baryum, Blei, Cadmium, Calcium, Gold, Kalium, Lithium, Magnesium, Natrium, schwammiges Platin, Silber, Strontium, Tellur, Wismuth, Zink und Zinn. Schwer und nur auf indirektem Wege erfolgt eine Verbindung mit: Kupfer, Osmium, Palladium. Indifferent verhalten sich: Eisen, Kobalt, Mangan, Nickel, Rhodium. Noch nicht untersucht sind bis jetzt in ihrem Verhalten zum Quecksilber: Aluminium, Beryllium, Cerium, Chrom, Didym, Erbium, Iridium, Lanthan, Molybdän, Niobium, Pelopium, Ruthenium, Tantal, Terbium, Thorium, Titan, Uran, Vanadin, Wolfram, Yttrium und Zirconium.

In der Natur findet sich nur ein einziges Amalgam, das Silberamalgam. — In technischer Beziehung wichtig ist nur das Zinnamalgam, woraus der Beleg der Glasspiegel besteht.

Erhitzt man die Amalgame, so verflüchtigt sich das Quecksilber.

Kennzeichen der Quecksilbersalze.

Quecksilberoxydulsalze. Die neutralen sind farblos, wenn die damit verbundene Säure keine Farbe besitzt, die basischen sind meist gelb; sie sind in Wasser theils löslich, grösstentheils aber schwer- oder unlöslich, die löslichen zerfallen häufig durch Wasser in saure und basische Salze, oder in Oxydsalz und Metall. Ihre Auflösungen werden durch ätzende Alkalien und alkalische Erden, sowie durch kohlen-saures Ammoniak schwarz, durch einfach-kohlen-saures Kali und Natron schmutziggelb (im Kochen schwarz), durch zweifach-kohlen-saures Kali und Natron weiss (im Kochen schwarz),

durch phosphorsaures Natron, Oxalsäure und Kaliumeisencyanür weiss, durch Kaliumeisencyanid rothbraun (nach längerem Kochen weiss werdend), durch Schwefelwasserstoff und Schwefelammonium sogleich schwarz, durch Salzsäure weiss, durch Jodkalium grünlich (im Ueberschuss des Jodkaliums unter Abscheidung von metallischem Quecksilber löslich), durch chromsaures Kali roth, durch die sogenannten unedlen Metalle graumetallisch niedergeschlagen. In der Hitze verflüchtigen sie sich vollständig, wenn die Säure flüchtig ist. Mit Soda erhitzt, geben sie alle ein graues Sublimat von metallischem Quecksilber.

Quecksilberoxydsalze sind im neutralen Zustande farblos, im basischen gelb bis gelbbraun, theils löslich, theils schwer- oder unlöslich im Wasser, mehrere auch im Alkohol löslich; sie werden durch fixe ätzende Alkalien und alkalische Erden gelb (bei unzureichendem Zusatz des Alkalis mehr rothbraun), durch einfach-kohlensaures Kali und Natron rothbraun, durch zweifach kohlensaures Kali und Natron weiss (bald rothbraun werdend), durch ätzendes und kohlensaures Ammoniak, phosphorsaures Natron weiss, durch Oxalsäure weiss (das Chlorid nicht), durch Kaliumeisencyanür weiss (nach und nach blau werdend), durch Kaliumeisencyanid gelb (das Chlorid nicht), durch Schwefelwasserstoff und Schwefelammonium schwarz (bei unzureichendem Zusatz dieser Reagentien weiss bis gelb), durch Jodkalium scharlachroth (im Uebermaass des Jodkaliums völlig löslich), durch chromsaures Kali gelbroth, durch die sogenannten unedlen Metalle graumetallisch niedergeschlagen. Auf pyrochemischem Wege verhalten sie sich wie die Oxydulsalze.

Die Quecksilbersalze sind fast alle starke Gifte; das beste Gegenmittel ist Eiweiss.

2. Silber. (Argentum). Ag = 1350,0.

a. Entdeckung. Das Silber gehört zu den am längsten bekannten Metallen. — Sein Name scheint ursprünglich deutsch zu seyn, oder er ist von $\sigma\tau\lambda\beta\eta$ (Glanz) oder von *sylyger* (baumartig) abgeleitet, letzteres in Bezug auf die Gestalt des natürlichen Silbers.

b. Vorkommen. Es findet sich in der Natur ziemlich häufig; gediegen, mit verschiedenen Metallen (Gold, Quecksilber, Antimon, Tellur, Arsen) legirt, selten mit Chlor, Brom, Jod, Selen vereinigt, am häufigsten aber als Schwefelsilber, entweder für sich oder in Verbindung mit andern Schwefelmetallen, namentlich mit Schwefel-

antimon, Schwefelarsen, Schwefelblei und Schwefelkupfer. In Europa findet sich das Silber besonders in Norwegen und Ungarn, dann in Sachsen, im Harz; ausser Europa besonders in Sibirien, Peru, Mexico.

c. Darstellung. Die Gewinnung des Silbers aus seinen Erzen ist verschieden und richtet sich nach ihrer Zusammensetzung; man unterscheidet zwei Arten der Gewinnung: a) durch Abtreiben. Hierzu dienen alle silberhaltigen Bleiglanze, Fahlerze, Weissgültigerze, kurz alle an Blei reichen Erze; die Behandlungsweise derselben ist bereits beim Blei beschrieben worden. b) durch Amalgamation. Hierzu dienen die an Blei armen Erze, welche meist viel Schwefelkies oder andere Schwefelmetalle enthalten. Man röstet dieselben mit Kochsalz (und nöthigenfalls mit einem Zusatze von Schwefeleisen oder Schwefelkupfer), wobei Chlor frei wird, welches sich sowohl mit dem freien als auch mit dem an Schwefel gebundenen Silber verbindet. Dann bringt man die gerösteten Erze mit Wasser und metallischem Eisen zusammen, und lässt das Ganze in um ihre Axe drehbaren Fässern anhaltend schütteln, um das Chlorsilber zu reduciren, setzt hierauf Quecksilber hinzu, lässt abermals schütteln, giesst das gebildete Silberamalgam ab, presst es vom überschüssigen Quecksilber ab und destillirt, wobei das Silber zurückbleibt.

Kupferhaltiges Silber reinigt man im Grossen durch Auflösen in heisser concentrirter Schwefelsäure (wobei etwa vorhandenes Gold zurückbleibt), und Reduciren der Salzmasse mit metallischem Kupfer, wobei als Nebenprodukt ein sehr reiner Kupfervitriol gewonnen wird.

Das auf die eine oder andere der vorhergehenden Methoden dargestellte Silber wird, wenn es noch merkliche Antheile Blei, Kupfer etc. enthält, nochmals abgetrieben, Spuren von Kupfer bleiben aber fast stets dabei zurück. Um daher chemisch-reines Silber zu bekommen, muss man das Metall in Salpetersäure auflösen, mit Kochsalz niederschlagen, und das gut ausgewaschene Chlorsilber wieder reduciren, welches entweder durch Glühen mit der Hälfte Kohlenpulver oder kohlen saurem Kali, oder durch Berührung mit metallischem Eisen oder Zink und etwas Salzsäure geschehen kann.

d. Eigenschaften. Das reine Silber hat unter allen Metallen die weisseste Farbe, welche selbst ein wenig ins Gelbliche spielt; es besitzt einen starken Glanz, nimmt die schönste Politur an, ist härter als Gold, aber weicher als Kupfer, elastisch, nach dem Golde

das geschmeidigste Metall, hat ein specifisches Gewicht von 10,5, verändert sich weder durch Luft noch durch Wasser, oder Wärme (läuft aber in bewohnten Räumen dunkel an durch oberflächliche Bildung von Schwefelsilber), schmilzt in starker Hellrothglühhitze (leichter als Gold und Kupfer), kommt im Fokus des Brennspiegels ins Kochen und verfliegt (wobei jedoch zu bemerken ist, dass polirtes Silber im Fokus bei einer Temperatur gar nicht schmilzt, die das Platin in Fluss bringt, weil die blanke Oberfläche des Silbers die Lichtstrahlen unzersetzt reflectirt). Bleibt reines geschmolzenes Silber längere Zeit mit der Luft in Berührung, so absorbirt es eine beträchtliche Menge Sauerstoff, welche es beim Erkalten und Erstarren wieder abgibt; das sich entwickelnde Gas schleudert dabei häufig einen Theil des Silbers aus dem Tiegel. Diese Erscheinung, Spratzen genannt, tritt nicht ein, wenn das Silber fremde Metalle enthält. Das Silber löst sich leicht in Salpetersäure, auch in heisser concentrirter Schwefelsäure, in den übrigen Säuren wenig oder gar nicht auf; Salzsäure bildet nur oberflächlich ein wenig Chlorsilber, Königswasser verwandelt feinzerteiltes Silber in Chlorsilber. Chlor, Brom und Jod greifen das Silber schon in der Kälte stark an. Von ätzenden Alkalien wird es nicht angegriffen.

Enthält das Silber Kupfer, so sieht seine salpetersaure Lösung blau oder grünlich aus; ist der Kupfergehalt nur gering, so tritt die blaue Farbe sogleich zum Vorschein, wenn Ammoniak im Ueberschuss zugesetzt wird. Scheiden sich nach dem Uebersättigen mit Ammoniak braune Flocken ab, so beweisen dieselben die Gegenwart von Eisen. Blei lässt sich in der verdünnten salpetersauren Lösung an dem weissen Niederschlage, den schwefelsaures Natron verursacht, erkennen.

e. Anwendung. Ausser dem allgemein bekannten Gebrauche des Silbers zu Münzen, zu Gegenständen der Haushaltung und des Luxus, zum Versilbern anderer, billigerer Metalle u. s. w. benutzt man es auch in der Chemie als ein wichtiges Reagens auf Salzsäure und Chlormetalle, sowie zur Darstellung verschiedener Präparate.

f. Verbindungen:

Silber und Sauerstoff.

Man kennt drei Oxydationsstufen des Silbers, ein Oxydul, Oxyd und Superoxyd.

Silberoxydul. $\text{Ag}_2\text{O} = 2800,0$.

(In 100 Theilen: 96,66 Ag und 3,34 O).

- a. Entdeckung. Wöhler 1830.
- b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.
- c. Darstellung. Es entsteht beim Erhitzen von gewissen organischsauren Silbersalzen, z. B. von bernsteinsaurem, citronensaurem, honigsteinsaurem Silberoxyd, in einem Strome von Wasserstoffgas bei einer Temperatur von 110° . Die genannten Salze färben sich dabei braun bis schwarz und hinterlassen Oxydulsalze, aus denen das Oxydul durch Aetzkali abgeschieden werden kann.
- d. Eigenschaften. Ein schwarzes Pulver, nimmt durch Druck Metallglanz an, zersetzt sich am Lichte, auch durch Hitze leicht in Metall und Sauerstoff, durch Säuren sowie durch Ammoniak in Oxyd und Metall, wird von Salzsäure in eine braune Substanz verwandelt, die entweder ein Chlorür oder ein Gemenge von Chlorid und Metall ist.
- e. Anwendung. Keine.
- f. Verbindungen. Sie sind noch wenig bekannt.

Silberoxyd. $\text{AgO} = 1450,0$.

(In 100 Theilen: 93,10 Ag und 6,90 O).

- a. Entdeckung. Proust lehrte dasselbe 1806 genauer kennen.
- b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.
- c. Darstellung. Man fällt salpetersaures Silberoxyd mit Aetzkalilauge und wäscht den Niederschlag aus.
- d. Eigenschaften. Ein dunkelbraunes Pulver von 7,258 spec. Gewicht, reagirt alkalisch, löst sich spurweise in Wasser, leicht in Salpetersäure, wird am Lichte, sowie durch Hitze leicht reducirt, färbt Glasflüsse gelb.
- e. Anwendung. Keine.
- f. Verbindungen. Das Silberoxyd ist eine sehr starke Basis, deren wichtigste Salze weiter unten folgen.

Silberoxyd - Ammoniak (Berthollet's Knallsilber).
 $\text{NH}_3 + \text{AgO} = 1662,5$. (In 100 Theilen: 12,79 NH_3 und 87,21 AgO).

- a. Entdeckung. Kunkel im 17. Jahrhundert; Berthollet untersuchte es 1787 näher.
- b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.
- c. Darstellung. Man löst Silberoxyd in Ammoniakliquor und

überlässt die Flüssigkeit der freiwilligen Verdunstung; oder man löst ein Silbersalz in Ammoniakliquor und fällt die Solution mit Kalilauge.

d. Eigenschaften. Ein grauschwarzes Pulver, geruchlos, erscheint auch zuweilen in schwarzen undurchsichtigen Krystallen, wird durch Berührung, Reibung, Stoss, Erwärmung, den elektrischen Funken, ja oft schon ohne alle äussere Veranlassung unter heftiger und gefährlicher Detonation in metallisches Silber, Wasserdampf und Stickstoff zersetzt.

e. Anwendung. Keine.

Silbersuperoxyd. $\text{AgO}_2 = 1550,0$.

(In 100 Theilen: 87,09 Ag und 12,91 O).

a. Entdeckung. Ritter 1804.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man leitet den Strom einer Voltaschen Säule durch eine Auflösung von salpetersaurem Silber, woraus es sich dann absetzt.

d. Eigenschaften. Es erscheint als eisenschwarze Octäeder, verpufft mit brennbaren Körpern, löst sich in Ammoniak unter Entwicklung von Stickgas, in Salzsäure unter Entwicklung von Chlor.

e. Anwendung. Keine.

Sauerstoffsalze des Silberoxyds.

Salpetersaures Silberoxyd (Höllenstein). $\text{AgO} + \text{NO}_2 = 2125,0$.

(In 100 Theilen: 68,25 AgO und 31,75 NO_2).

a. Entdeckung. Es war schon den Arabern im 8. Jahrhundert bekannt, aber erst gegen Ende des 16. Jahrhunderts gab Angelus Sala eine bestimmte Vorschrift dazu und nannte das geschmolzene: Höllenstein. Proust analysirte es.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man löst reines Silber in reiner Salpetersäure auf, verdampft zur Trockne, löst das Salz wieder in seinem gleichen Gewicht Wasser und lässt es durch langsames Verdampfen krystallisiren. In Ermanglung reinen Silbers kann man auch gewöhnliches, kupferhaltiges anwenden, und den Kupfergehalt auf folgende Art schnell und vollständig entfernen. Man löst die eingetrocknete Salzmasse wieder in Wasser, fällt einen Theil (etwa $\frac{1}{3}$) der Solution mit Kalilauge, wäscht den Niederschlag, ein Gemenge von Silber-

oxyd und Kupferoxyd, mit kaltem Wasser aus, setzt ihn der übrigen Solution hinzu und erhitzt zum Kochen. Das Silberoxyd tritt in der Solution an die Stelle des Kupferoxyds und letzteres wird vollständig abgeschieden. Ob diess geschehen, erkennt man daran, wenn die Flüssigkeit farblos geworden ist und eine kleine Probe davon auf Zusatz von Ammoniak keine blaue Färbung mehr erleidet. Dann wird filtrirt und die Flüssigkeit zur Krystallisation gebracht. Das zurückgebliebene Kupferoxyd, welches noch etwas Silberoxyd enthält, wird gelegentlich in verdünnter Schwefelsture oder Salpetersäure gelöst, und das Silberoxyd mittelst Kochsalz ausgefällt.

Zur Darstellung des geschmolzenen salpetersauren Silberoxyds (des Höllensteins) erhitzt man das Salz in einer porcellanen Schale bis zum vollständigen Flusse und giesst es in eine blanke eiserne, cylindrische Kanäle enthaltende Form aus.

d. Eigenschaften. Das krystallisirte salpetersaure Silberoxyd bildet farblose 4—6 seitige, gerade rhombische Tafeln, das geschmolzene bildet weisse, auf dem Bruche sternförmig krystallinische Stangen; in beiden Formen enthält das Salz kein Wasser. Es ist luftbeständig, schmeckt scharf metallisch, schmilzt in der Hitze zu einem hellgrünen Liquidum, entbindet dann Sauerstoff und verwandelt sich zunächst in salpeterigsaures Silberoxyd, welches sich weiterhin vollständig zerlegt und reines Silber hinterlässt. Am Lichte, besonders am direkten Sonnenlichte, wird es grau, indem es sich zum Theil reducirt. Es löst sich in gleichen Theilen kaltem, noch leichter in heissem Wasser, auch in Alkohol; die Lösungen reagiren neutral und färben organische Stoffe schwarz.

e. Anwendung. Als Reagens auf Salzsäure und Chlormetalle, zur Bereitung des Chlorsübers, zum Färben der Haare; in der Färberei, um Geweben eine grauliche Farbe zu ertheilen (indem man sie erst mit Silberlösung trinkt, trocknet, dann durch ein Chlorkalkbad zieht und an die Sonne legt); zum Zeichnen der Wäsche. Zu letzterm Behufe löst man gleiche Theile arabisches Gummi und krystallisirtes kohlen-saures Natron in dem doppelten Gewichte Wasser auf, trinkt mit dieser Solution die zu beschreibenden Stellen der Wäsche, glättet dieselben nach dem Trocknen, schreibt darauf mit einer Auflösung von 1 Th. salpetersaurem Silberoxyd in 10 Theilen Wasser und setzt die Schrift dem Tages- oder noch besser dem direkten Sonnenlichte aus, wodurch sie schnell schwarz wird. Durch das Alkali wird nämlich das Silberoxyd niedergeschlagen und verbindet

sich mit der organischen Faser zu einem schwarzen Körper. Die Schrift lässt sich durch die gewöhnlichen Waschmittel nicht entfernen, kann aber durch eine Auflösung von Cyankalium weggenommen werden.

Schwefelsaures Silberoxyd. $\text{AgO} + \text{SO}_3 = 1950,0$.

(In 100 Theilen: 74,30 AgO und 25,70 SO_3).

a. Entdeckung. Kunkel im 17. Jahrhundert.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man löst Silber in kochender conc. Schwefelsäure und verdunstet zur Trockne; oder man fällt salpetersaures Silberoxyd mit schwefelsaurem Natron, wäscht den Niederschlag mit etwas Wasser und trocknet ihn an einem dunkeln Orte.

d. Eigenschaften. Ein weisses krystallmisches Pulver von widrigem Metallgeschmack, löst sich in 200 Th. kaltem und 100 Th. kochendem Wasser, die Auflösung reagirt neutral, aus der heissen krystallisirt das Salz beim Erkalten in rhombischen Pyramiden. In Weingeist ist es unlöslich. In der Hitze schmilzt es und zerlegt sich weiterhin in Sauerstoff, Säure und Metall.

e. Anwendung. Als Reagens auf Salzsäure und Chlormetalle in Fällungen, wo man die Salpetersäure vermeiden will.

Knallsaures Silberoxyd (Brugnatelli's und Howard's Knallsilber). $\text{AgO} + \text{C}_2\text{NO} = 1875,0$.

(In 100 Theilen: 77,33 AgO und 22,67 C_2NO).

a. Entdeckung. Kunkel im 17. Jahrhundert; Brugnatelli und Howard beschäftigten sich 1800 wieder damit, und Gay-Lussac und Liebig ermittelten 1824 die Natur dieser Verbindung.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man erhält es auf ähnliche Weise, wie das knallsaure Quecksilberoxydul, wenn man zu einer heissen sauren Lösung von salpetersaurem Silberoxyd Alkohol giesst und bei gelinder Wärme digerirt. Der Niederschlag wird mit kaltem Wasser gewaschen und im Schatten getrocknet.

d. Eigenschaften. Weisse glänzende feine Nadeln, schwer löslich in kaltem Wasser, in 36 Th. heissem, am Lichte sich schwärzend; Salpetersäure wirkt nicht zersetzend ein, Reibung, Stoss, Berührung mit conc. Schwefelsäure bewirken heftige und gefährliche Explosionen.

e. Anwendung. Wegen seiner so leichten Zersetzbarkeit kann es nicht als Zündkraut benutzt werden; doch wird es wohl zu Knallfidibus, Knallerbsen genommen.

Haloidsalze des Silbers.

Silberchlorid (Hornsilber) $\text{AgCl} = 1793,7$.

(In 100 Theilen: 75,26 Ag und 24,74 Cl).

- a. Entdeckung. ?
- b. Vorkommen. Sparsam in der Natur als Silberhornerz.
- c. Darstellung. Man fällt salpetersaures Silberoxyd mit einer Auflösung von Kochsalz, wäscht und trocknet den Niederschlag bei abgehaltenem Lichte.

d. Eigenschaften. Das natürliche Chlorid bildet fett- bis diamantglänzende, hornartig durchscheinende, perlgraue, grüne, bräunliche, auch lavendelblaue, schneid- und dehbare Massen, meist derb, selten krystallisirt in Würfeln. Das künstliche ist ein weisser, käseartiger Niederschlag, der am Lichte rasch blaulichgrau, dann schwärzlichgrau wird und dabei zum Theil in ein Subchlorid übergeht. In der Hitze wird es erst rosenroth und schmilzt dann bei 260° zu einer klaren gelblichen Flüssigkeit, welche beim Erkalten zu einer graugelblich weissen durchscheinenden, dem natürlichen Chloride ähnlichen Masse erstarrt. In der Rothglühhitze verdampft es langsam. In Wasser und verdünnten Säuren ist es ganz unlöslich; conc. Salzsäure löst es in der Wärme ziemlich reichlich, es wird aber beim Verdünnen mit Wasser wieder daraus niedergeschlagen. Von Aetzammoniak wird es, besonders im frischgefällten Zustande, leicht aufgenommen, und durch Wasser nicht wieder gefällt. Aus der salzsauren, sowie aus der ammoniakalischen Lösung schießt es beim Verdunsten unverändert in octaëdrischen Krystallen an. Es löst sich ferner leicht in einer Auflösung von Cyankalium und von unterschwefeligsauerm Alkali. Auch conc. Auflösungen der alkalischen Chlormetalle lösen das Chlorsilber etwas auf. Durch Kalilauge wird es unvollständig zerlegt; setzt man aber noch etwas Zucker hinzu, so scheidet sich beim Kochen alles Silber metallisch aus. Mehrere Metalle scheiden daraus unter Beihülfe des Wassers metallisches Silber aus. Das am Lichte veränderte Chlorsilber gibt, sowie das frisch gefällte, an Salpetersäure nichts ab, hinterlässt aber beim Behandeln mit Ammoniak einen grauen Rückstand von metallischem Silber.

e. Anwendung. Zur Darstellung von reinem Silber, zur kalten Versilberung.

Silberbromid, $\text{AgBr} = 2328,8$, findet sich als seltenes Mineral in Mexico und Frankreich, und wird aus dem salpetersauren Silberoxyd mittelst Bromkalium als ein gelblichweisser Niederschlag erhalten, der sich ähnlich wie das Silberchlorid verhält, aber durch Schütteln mit Chlorwasser in Chlorid übergeht unter Abscheidung des Broms.

Silberjodid, $\text{AgJ} = 2728,8$, kommt ebenfalls in Mexico natürlich vor, besitzt, aus salpetersaurem Silberoxyd mittelst Jodkalium gefällt, eine ähnliche gelblichweisse Farbe wie das Bromid, wird aber vom ätzenden Ammoniak nur spurweise aufgelöst. Von Jodkalium wird es sehr leicht aufgenommen. Chlorwasser verwandelt dasselbe unter Abscheidung von Jod in Chlorsilber.

Silbercyanid, $\text{AgCy} = 1675,0$, erhält man durch Fällen des salpetersauren Silberoxyds mit Blausäure oder Cyankalium als einen dem Chlorsilber in seinem Ansehen und Verhalten sehr ähnlichen Niederschlag, von dem er sich jedoch dadurch wesentlich unterscheidet, dass er durch Glühhitze in Silber und Cyangas zerfällt.

Silber und Schwefel.

Man kennt nur eine, dem Oxyd entsprechende Verbindung des Silbers mit dem Schwefel.

Silbersulphid. $\text{AgS} = 1550,0$.

(In 100 Theilen: 87,05 Ag und 12,95 S).

a. Entdeckung. Vauquelin bestimmte zuerst seine Zusammensetzung.

b. Vorkommen. Es findet sich in der Natur rein als Glaserz, mit andern Schwefelmetallen (Schwefelantimon, Schwefelarsen), verbunden in den Rothgültigerzen, in geringerer Menge im Bleiglanz und andern natürlichen Sulphiden.

c. Darstellung. Auf trockenem Wege erhält man es leicht durch Erhitzen des Metalls mit Schwefel; auf nassem Wege, durch Fällen einer Auflösung von salpetersaurem Silberoxyd mit Schwefelwasserstoff.

d. Eigenschaften. Das natürliche Sulphid bildet tesserale, schwärzlichbleigraue, geschmeidige, wie Blei schneidbare, schmelzbare Krystalle oder derbe Massen; das auf trockenem Wege bereitete

hat ein ähnliches Ansehen, das präcipitirte ist ein schwarzes Pulver. In Salpetersäure löst es sich unter Abscheidung von Schwefel leicht auf.

c. Anwendung. Zur Darstellung des Niello bei niellirten Arbeiten. Man fertigt diese schwarze Masse durch Zusammenschmelzen von 2 Th. Silber, 1 Th. Kupfer, $\frac{1}{2}$ Th. Blei und Schwefel. Die niellirten Arbeiten sind Silbergeräthe, in welche theils mit freier Hand, theils mittelst einer Patrise und eines Presswerks Zeichnungen eingegraben sind, deren Vertiefungen mit jenem Niello ausgefüllt schwarz auf weissem Grunde erscheinen.

Selensilber, $\text{AgSe} = 1841,2$, kommt am Harz und in Mexico in eisenschwarzen, geschmeidigen, tesseralen Krystallen vor.

Legirungen des Silbers.

Das Silber lässt sich mit den meisten Metallen leicht zusammenschmelzen, von vorzüglicher Wichtigkeit sind aber nur diejenigen Verbindungen, welche es mit dem Kupfer eingeht. Das Silber wird mit Kupfer legirt, um ihm mehr Härte und Festigkeit zu geben, und dadurch seine Abnutzung zu erschweren. Das mit Kupfer legirte Silber besitzt natürlich nicht die glänzend weisse Farbe wie das reine Silber, und man sucht daher die Oberfläche der silbernen Luxusgegenstände mit einer Schicht von reinem Silber zu überziehen. Zu diesem Zwecke erhitzt man sie zum Rothglühen, wobei das Kupfer sich oberflächlich oxydirt, und taucht sie hierauf sogleich in heisse verdünnte Salpetersäure oder Schwefelsäure, worin das gebildete Kupferoxyd sich löst. Nach dieser Operation, welche man das Weissbieden nennt, ist die Oberfläche matt, weil die Silbertheilchen gewissermassen von einander getrennt sind; durch Poliren wird sie aber leicht wieder glänzend gemacht.

Die für Münzen und Geräthschaften benutzten Legirungen des Silbers müssen einen von dem Gesetze bestimmten Gehalt besitzen, welcher von dem Staate controllirt wird.

Man bezeichnet den Gehalt der Silberlegirungen gewöhnlich dadurch, dass man die in einer Mark (233,855 Grammen, 3741,68 Gran) oder 16 Loth (à 18 Grän; 1 Grän = 13 Gran) enthaltene Menge von reinem Silber, in Lothen ausgedrückt, angibt. Das Silber ist daher 14 löthig, wenn in 16 Lothen oder 1 Mark der Legirung 14 Loth reines Silber und 2 Loth Kupfer enthalten sind. 16 Loth einer Legirung von Silber und Kupfer nennt man eine rauhe oder be-

schickte Mark, 16 Loth reines Silber: eine feine Mark. In Frankreich gibt man die in 1000 Theilen der Legirung enthaltene Menge von reinem Silber an. Die Silbermünzen enthalten in Frankreich $\frac{900}{1000}$, in den Zollvereinsstaaten besitzen die groben Münzsorten denselben Gehalt (14 Loth 7,2 Grän in der Mark), die Scheidemünzen dagegen sind geringhaltiger und zum Theil 3- bis 5löthig. Der Gehalt der Münzen an edlem Metall, sein Feingehalt, heisst das Korn: das Gewicht, welches eine Münze haben soll, das Schrot. Da man nur schwer durch direktes Zusammenschmelzen von Silber und Kupfer eine Legirung von einem genau bestimmten Gehalte darstellen kann, so bewilligt das Gesetz eine Abweichung von $\frac{3}{1000}$ im Feingehalte, so dass also die Münzen sowohl $\frac{3}{1000}$ weniger, als auch mehr Silber enthalten dürfen.

Die zu den Silbergeschirren verwendeten Legirungen sind nicht überall gleich fein; in Berlin wird 12löthiges Silber verarbeitet, in Süddeutschland 13löthiges; in Frankreich müssen die silbernen Geschirre meistens $\frac{950}{1000}$ Silber enthalten, und es ist eine Abweichung von $\frac{5}{1000}$ unter dem vorgeschriebenen Gehalte erlaubt.

Ausser den Legirungen von Silber und Kupfer fertigt man auch viele Geräthschaften aus Kupferblech, welches auf der Oberfläche mit Blattsilber überzogen, silberplattirt ist. Das Kupferblech wird zu diesem Behufe zuerst oberflächlich versilbert, hierauf mit einem Silberblech bedeckt und glühend zwischen Walzen gepresst. Die Dicke der Silberschicht steht zu der der Kupferschicht in verschiedenem Verhältniss, bei der stärksten Plattirung wie 1 : 10, bei der schwächsten wie 1 : 80.

Das Versilbern unterscheidet sich von dem Plattiren dadurch, dass man das Silber nicht als solches auf das unedle Metall (Kupfer, Messing, Neusilber) bringt, sondern dass man sich dazu einer Silberverbindung (meist Chlorsilber) bedient, welche mit noch andern Zusätzen (Kochsalz, Potasche und Kreide) und Wasser in Berührung mit dem Metall gebracht, ihr Silber auf letzteres niederschlägt; oder dass man den zu versilbernden Gegenstand in eine Auflösung von 1 Th. salpetersaurem Silberoxyd und 10 Th. Cyankalium in 100 Th. destillirten Wassers, in welche noch ein Silberblech gebracht ist, legt, und durch diese einen galvanischen Strom leitet, dessen negativer Pol mit dem zu versilbernden Gegenstande, und dessen positiver Pol mit dem Silberblech verbunden ist. In dem Grade, als sich hierbei das Silber aus der Solution auf den Gegenstand niederschlägt, löst sich von dem Silber-

bleche eine entsprechende Portion Silber wieder auf, und die Flüssigkeit behält dadurch eine unveränderliche Zusammensetzung. Der galvanische Strom wird durch eine Batterie erzeugt, welche aus einer Anzahl von Kupfer- und Zinkelementen, die in verdünnte Schwefelsäure tauchen, zusammengesetzt. — Das Versilbern kann auch, wie das Vergolden mittelst Goldamalgam, mittelst Silberamalgam geschehen.

Probiren der Silberlegirungen. Um den Feingehalt einer Silberlegirung annähernd zu bestimmen, macht man damit einen Strich auf den sogenannten Probirstein (glattgeschliffenen Kiesel-schiefer) und daneben Striche mit den Probirnadeln (die letztern sind Stifte aus einer genau angefertigten Legirung von Silber und Kupfer, welche stufenweise, nach Art der Eintheilung des Silberge-wichts in 16 Lothe, in 16 Theilen 1 bis 15 Theile Kupfer auf 15 bis 1 Theil Silber enthalten), und beurtheilt nun nach der Aehn-lichkeit des erstern Strichs mit einem der letztern, wie viel Kupfer die fragliche Legirung enthält.

Will man den Gehalt an Silber genauer kennen lernen, so stehen hierzu zwei Wege offen, die Cupellation und die nasse Probe.

Die Cupellation, früher allgemein angewandt, jetzt aber durch die nasse Probe verdrängt, gründet sich auf die Eigenschaft des Silbers, beim Schmelzen an der Luft sich nicht zu oxydiren, wäh-rend das Kupfer unter denselben Umständen oxydirt wird. Damit aber das oxydirte Kupfer sich von dem Silber trenne, ist es nöthig, eine gewisse Menge Blei (auf 1 Theil der Legirung 7 Theile, bei sehr kupferreichem Silber 10—18 Theile Blei) zuzusetzen, durch dessen Oxydation flüssiges Bleioxyd entsteht, in welchem sich das oxydirte Kupfer auflöst (siehe Abtreiben S. 50). In der Cupelle bleibt zuletzt das Silber rein zurück.

Die nasse Silberprobe, bequemer und zugleich noch ge-nauer als die Cupellation, besteht in der Fällung der salpetersauren Lösung der Silberlegirung mit einer Kochsalzlösung von bekanntem Gehalte. Gewöhnlich wendet man eine Kochsalzlösung an, von der 100 Kubik-Centimeter 1 Gramm Silber zu fällen vermögen, und lässt sie aus einem graduirten, mit Abflussröhre versehenen Tropf-gläse tropfenweise so lange in die Silberlösung fallen, bis, nach vorherigem Umschütteln, ein neuer Tropfen keine Trübung mehr er-zeugt.

Kennzeichen der Silbersalze.

Sie sind farblos, wenn die Säure nicht gefärbt ist, zuweilen auch gelb, theils in Wasser leicht löslich, theils schwer- oder unlöslich; die löslichen schmecken herbe, widerlich metallisch, die neutralen verändern das Lackmus nicht. In ihren Auflösungen erzeugen ätzende Alkalien einen braunen, kohlensaure Alkalien einen weissen, gewöhnliches phosphorsaures Natron einen gelben, geglühtes phosphorsaures Natron einen weissen, Oxalsäure einen weissen, Kaliumeisencyanür einen weissen, Kaliumeisencyanid einen rothbraunen, chromsaures Kali einen dunkelrothbraunen, Salzsäure einen weissen, käsigen, am Lichte grau werdenden Niederschlag. Alle so eben angeführten Niederschläge lösen sich leicht in reinem oder kohlensaurem Ammoniak, und, mit Ausnahme der durch Kaliumeisencyanür, Kaliumeisencyanid und Salzsäure erzeugten, auch in Salpetersäure. Jodkalium bewirkt einen blassgelben, in Ammoniak und Salpetersäure unlöslichen Niederschlag. Schwefelwasserstoff und Schwefelammonium erzeugen einen schwarzen permanenten Niederschlag. Zink und viele andere Metalle, sowie Eisenvitriol und andere desoxydirende Substanzen fallen aus den Lösungen metallisches Silber. Auf Kohle lassen sie sich leicht reducirern.

Die Silbersalze sind giftig; ihre schädliche Wirkung wird aber durch Kochsalz sogleich aufgehoben.

3. Gold (Aurum). Au = 2462,5.

a. Entdeckung. Das Gold ist schon seit den ältesten Zeiten bekannt. — Sein Name scheint von *gelb* oder von *gelten* (einen Werth haben) abgeleitet zu seyn.

b. Vorkommen. Nur gediegen, theils rein (in Octaëdern oder auch dendritisch, blattförmig u. s. w.), theils legirt mit Silber, Platin und den dasselbe begleitenden Metallen, mit Tellur, in Schwefelmetalle eingesprengt. Es ist sehr verbreitet, so z. B. in dem Sande fast aller Flüsse, jedoch meistens nur in geringen Mengen. Die ergiebigsten Goldbergwerke sind in Brasilien, Columbien, Mexico, Chili, im Ural, in Ungarn, Norwegen; in ungewöhnlich reichlichen Quantitäten aber hat man es seit Kurzem in Californien und Neu-Süd-wales angetroffen.

c. Darstellung. Die Gewinnung des Goldes ist im Allgemeinen sehr einfach; die Erze werden gepocht, mit Quecksilber

behandelt, und das Goldamalgam der Destillation unterworfen. Vom Silber, womit es gewöhnlich dann noch verbunden ist, trennt man es am besten mittelst concentrirter Schwefelsäure, die nur das Silber auflöst. Blei wird durch Abreiben entfernt. Chemisch rein erhält man das Gold durch Füllen des Chlorids mit Eisenvitriollösung:



d. Eigenschaften. Das Gold hat eine schöne gelbe Farbe, starken Glanz, den es an der Luft unverändert behält, ist weich, am dehnbarsten unter allen Metallen, lässt in dünnen Blättchen das Licht mit blaulichgrüner Farbe hindurch, ist weniger fest als Eisen und Platin, krystallisirt im tesseralen Systeme, hat ein spec. Gewicht von 19,26—19,6, schmilzt bei 1200° mit grünem Lichtschein, verflüchtigt sich nur im Knallgasgebläse und im Fokus der Brennspiegel, färbt Glasflüsse purpurroth, löst sich nicht in Salzsäure, Schwefelsäure und Salpetersäure, dagegen in Chlor (Königswasser), in Selensäure, Jodsäure, Cyankalium, wird von Schwefel, Alkalien, Salpeter nicht angegriffen. — Das durch Fällung bereitete reine Gold ist ein feines zimmtbraunes Pulver, welches aber durch Reiben sogleich den eigenthümlichen gelben Glanz annimmt.

e. Anwendung. Zu Münzen, Geräthen, zum Vergolden, zu chemischen Präparaten, in der Porcellan- und Glasmalerei etc.

f. Verbindungen:

Gold und Sauerstoff.

Man kennt zwei bestimmte Oxydationsstufen des Goldes, das Oxydul und das Oxyd.

Goldoxydul. $\text{AuO} = 2562,5$.

(In 100 Theilen: 96,09 Au und 3,91 O).

a. Entdeckung. Berzelius.

b. Darstellung. Man erhält es durch Behandlung von Goldchlorid mit salpetersaurem Quecksilberoxydul, wobei das Quecksilber als Chlorid und salpetersaures Oxyd aufgelöst bleibt, und Goldoxydul niederfällt.



Ferner durch Kochen von Goldoxyd mit Kalilauge, wobei sich kein Sauerstoff entwickelt, sondern in dem Kali eine wahrscheinlich höhere Oxydationsstufe des Goldes, als das Oxyd ist, aufgelöst bleibt. Auch führt kochende Essigsäure das Goldoxyd zum Theil zu Oxydul

zurück. Salze mit organischen Säuren fallen, wenn sie einen kleinen Ueberschuss von Alkalien enthalten, aus dem Goldchloride Goldoxydul.

c. Eigenschaften. Das Goldoxydul ist dunkelviolet, fast schwarz, getrocknet blauviolett, dem Goldpurpur ähnlich, verbindet sich mit Sauerstoffsäuren und Basen; die Wasserstoffsäuren zerlegen es in Metall und Oxyd, welches letztere sich auflöst. Mit Ammoniak gibt es eine violette, explodirende Verbindung. Bei 250° verliert es seinen Sauerstoff. Es ist die beständigste Oxydationsstufe des Goldes.

d. Anwendung. Für sich keine; es macht aber den wesentlichen Bestandtheil des Goldpurpurs aus.

Goldoxyd (Goldsäure). $\text{AuO}_2 = 2762,5$.

(In 100 Theilen: 89,14 Au und 10,86 O).

a. Entdeckung. Berzelius.

b. Darstellung. Man digerirt eine Auflösung von Goldchlorid mit reiner Magnesia und behandelt den Niederschlag mit überschüssiger Salpetersäure, wodurch die dem gefällten Oxyde beigemengte Magnesia aufgelöst wird. Oder man sättigt Goldchlorid genau mit kohlen-saurem Natron, und kocht so lange, bis kein Niederschlag mehr erfolgt; um das noch aufgelöst gebliebene Goldoxyd zu bekommen, übersättigt man die Flüssigkeit mit kohlen-saurem Natron und fügt dann Schwefelsäure hinzu, worauf es herausfällt.

c. Eigenschaften. Ein dunkelbraunes, als Hydrat röthlich-gelbes Pulver, zersetzt sich leicht durch Licht und Wärme, löst sich leicht in Salzsäure, auch in conc. Salpetersäure und Schwefelsäure, die durch letztere beiden Säuren erhaltenen Lösungen werden aber auf Zusatz von Wasser wieder zersetzt, indem das Oxyd niederfällt. Auch in Aetzkali- oder in Aetznatronlauge löst es sich auf.

Goldoxyd-Ammoniak (Knallgold). $2 \text{NH}_3 + \text{AuO}_2 = 3187,5$.

(In 100 Theilen: 13,34 NH_3 und 86,66 AuO_2).

a. Entdeckung. Basilius Valentinus im 15. Jahrhundert.

b. Darstellung. Man fällt eine Auflösung von Goldchlorid mit überschüssigem Ammoniak, digerirt, wäscht den Niederschlag mit Wasser und trocknet ihn vorsichtig. Es entsteht auch durch Schütteln von Goldoxyd mit Ammoniakliquor.

c. Eigenschaften. Ein gelbbraunes Pulver, zersetzt sich durch Druck, sowie beim Erhitzen auf 120° unter heftiger Detonation; conc. Mineralsäuren zerlegen es ruhig.

e. Anwendung. Keine.

Sauerstoffsalze des Goldoxyduls.

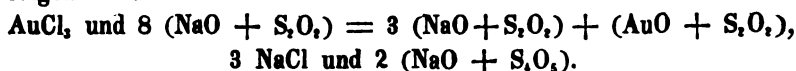
Unterschwefeligsaurer Goldoxydul-Natron. $3(\text{NaO} + \text{S}_2\text{O}_3)$,
 $\text{AuO} + \text{S}_2\text{O}_3$, 4 HO = 6574,1.

(In 100 Theilen: 17,66 NaO, 38,96 AuO, 36,50 S_2O_3 und 6,88 HO).

a. Entdeckung. Fordos und Gelis 1845.

b. Darstellung. Man löst 1 Th. Gold in Königswasser, verdunstet zum Sirup, verdünnt wieder mit Wasser bis zu 8 Th., giesst diese Lösung nach und nach zu einer Lösung von 6 Th. unterschwefeligsaurer Natron in 8 Th. Wasser, fällt die Flüssigkeit mit Alkohol, und reinigt das Ausgeschiedene durch wiederholtes Auflösen in Wasser und Fällen mit Alkohol.

Bei dem Zusammentritt des Goldchlorids mit dem unterschwefeligsaurer Natron entstehen neben dem unterschwefeligsaurer Goldoxydul-Natron noch Chlornatrium und tetrathionsaurer Natron nach folgendem Schema:



Durch das wiederholte Auflösen in Wasser und Fällen mit Alkohol werden die beiden letztern Salze nach und nach ganz entfernt.

c. Eigenschaften. Es bildet farblose Nadeln, schmeckt süß, löst sich sehr leicht in Wasser, wenig in verdünntem Weingeist, gar nicht in starkem; die wässrige Lösung zersetzt sich sehr leicht in der Wärme, wird durch Eisenvitriol, Zinnchlorür, Salzsäure, verdünnte Schwefelsäure und Pflanzensäuren nicht zersetzt, dagegen von Salpetersäure schon in der Kälte; Schwefelwasserstoff erzeugt einen gelbbraunen Niederschlag.

d. Anwendung. In 6 — 700 Th. Wasser aufgelöst als Vergoldungsflüssigkeit bei Lichtbildern statt der rohen Mischung von Goldchlorid und unterschwefeligsaurer Natron, weil sich in dieser auch tetrathionsaurer Natron befindet, welches wegen seiner leichten Zersetzbarkeit die Ursache der schwarzen Flecken ist, die man oft auf den Bildern sieht.

Zinnsaurer Goldoxydul (Goldpurpur). $\text{AuO} + 3 \text{ SnO}_2 +$
 $4 \text{ HO} = 5787,5.$

(In 100 Theilen: 44,27 AuO, 47,94 SnO₂ und 7,79 HO).

a. Entdeckung. Cassius, Arzt in Hamburg, um die Mitte des 17. Jahrhunderts.

b. **Darstellung.** Man setzt zu einer verdünnten Goldlösung eine Lösung von Zinnchlorür oder besser von Zinnchlorürchlorid, sammelt den entstandenen Niederschlag und trocknet ihn nach dem Auswaschen. Das Waschwasser enthält alles Chlor als Salzsäure.

AuCl_3 , 2 SnCl_2 , SnCl_4 und 7 $\text{HO} = \text{AuO} + 3 \text{SnO}$, und 7 HCl .

c. **Eigenschaften.** Ein purpurrothes bis graubraunes, nach dem Trocknen etwas helleres Pulver, unlöslich in Säuren, löslich in Ammoniak mit purpurrother Farbe, diese Lösung zersetzt sich indessen wieder in der Wärme; beim Erhitzen entweicht erst das Wasser, dann Sauerstoff und im Rückstande bleibt ein Gemenge von Zinnoxid und metallischem Golde.

In Bezug auf die oben angegebene Zusammensetzung des Goldpurpurs ist zu bemerken, dass derselbe nach manchen Vorschriften bereitet noch veränderliche Mengen freies Zinnoxid enthält, welches durch Aetzkali ausgezogen werden kann, indessen der Anwendung des Präparats nicht schadet.

d. **Anwendung.** Zum Färben des Glases, welches davon eine purpurrothe Farbe annimmt, auch als rothe Farbe in der Porcellanmalerei. Wahrscheinlich verwandelt sich der Goldpurpur bei dem Zusammenschmelzen mit der Glasmasse in kieselsaures Goldoxydul; die Glasmasse bleibt dabei ungefärbt, und färbt sich erst roth, wenn sie wieder erwärmt wird, was darauf zu beruhen scheint, dass ein Antheil des Goldoxyduls frei wird.

Sauerstoffsalze des Goldoxyds sind nicht bekannt.

Haloidsalze des Goldes.

Goldchlorür. $\text{AuCl} = 2906,2$.

(In 100 Theilen: 84,73 Au und 15,27 Cl).

Man erhält es durch Erhitzen des Goldchlorids auf 200°, wobei Chlor entweicht, als ein gelblichweisses Pulver, welches beim Behandeln mit Wasser in Chlorid und metallisches Gold zerfällt, und in höherer Temperatur alles Chlor verliert.

Goldchlorid. $\text{AuCl}_2 = 3793,6$.

(In 100 Theilen: 64,91 Au und 35,09 Cl).

a. **Darstellung.** Durch Auflösen des Goldes in Königswasser und Verdunsten der Solution in gelinder Wärme schiessen lange goldgelbe Nadeln an, welche 6 Aeq. HO (15 Pc.) enthalten.

b. **Eigenschaften.** Das Salz schmeckt sehr zusammenziehend, widrig, zerfließt an der Luft, löst sich leicht in Wasser, Weingeist und Aether, schmilzt in der Hitze und hinterlässt anfangs Chlorür, dann metallisches Gold. Organische Stoffe werden von der Auflösung purpurroth gefärbt, was auf der Bildung von Goldoxydul zu beruhen scheint.

c. **Anwendung.** Zur Darstellung mehrerer Goldpräparate, von reinem Golde, Goldpurpur, zur Vergoldung von Stahl etc., als Reagens.

Mit einem gleichen Aeq. NaCl gibt es ein goldgelbes luftbeständiges Doppelsalz = $\text{NaCl} + \text{AuCl}_3 + 4 \text{HO}$.

Gold und Schwefel.

Wie schon oben bei den Eigenschaften des Goldes bemerkt wurde, verbindet sich das Gold nicht direkt mit dem Schwefel. Auf indirektem Wege lassen sich aber 2 Schwefelungsstufen darstellen, welche den beiden Oxyden entsprechen.

Goldsulphür, AuS , fällt beim Einleiten von Schwefelwasserstoffgas in eine kochend heisse Lösung von Goldchlorid als braunschwarzes Pulver nieder.

Goldsulphid, AuS_2 , erhält man, wenn man das Schwefelwasserstoffgas in eine kalte Lösung des Chlorids leitet. Es ist ebenfalls braunschwarz. Beide Sulphide hinterlassen beim Erhitzen reines Gold.

Legirungen des Goldes.

Das Gold wird wegen seiner Weichheit nur selten in reinem Zustande verwendet; man legirt es daher, um ihm mehr Festigkeit zu geben, mit Kupfer oder Silber. Um den Goldwaaren die reine Goldfarbe zu ertheilen, glühet man sie, wobei sich das auf der Oberfläche befindliche Kupfer oxydirt, welches man dann durch Eintauchen in verdünnte Salpetersäure entfernt. Eine dickere Schicht von reinem Gold erhält man, wenn man die Goldwaaren etwa $\frac{1}{4}$ Stunde lang in einem aus Salpeter, Kochsalz, Alaun und Wasser gebildeten Teige liegen lässt; das durch Einwirkung der Schwefelsäure des Alauns auf Salpeter und Kochsalz freiwerdende Chlor, löst Kupfer, Silber und Gold auf, aber letzteres wird sogleich wieder auf den Gegenstand abgeschieden. Die Oberfläche desselben wird hierauf polirt.

Die für Münzen und Geräthschaften benutzten Legirungen des Goldes müssen, wie beim Silber, einen von dem Gesetze bestimmten Gehalt besitzen, welcher von dem Staate überwacht wird.

Der Gehalt der Goldlegirungen an Gold wird in Deutschland gewöhnlich dadurch bezeichnet, dass man angibt, wie viel Karat ($\frac{1}{2}$ Loth) Gold in einer Mark (á 24 Karat) der Legirung enthalten sind. Jeder Karat enthält 12 Grän; 18 karätiges Gold enthält z. B. in 24 Theilen 18 Theile reines Gold. In Frankreich besitzen die Goldmünzen einen Gehalt von $\frac{9000}{10000}$ und das Gesetz erlaubt eine Abweichung von $\frac{2}{10000}$ über oder unter dem bestimmten Gehalte. Die preussischen Friedrichsd'or haben fast denselben Gehalt, aber die holländischen und österreichischen Dukaten sind weit reicher an Gold, ihr Gehalt beträgt $\frac{974}{10000}$.

In Frankreich dürfen nur Goldlegirungen von dreierlei Goldgehalt verarbeitet werden, nämlich von $\frac{750}{10000}$ oder $\frac{840}{10000}$ oder $\frac{920}{10000}$, und es ist hierbei eine Abweichung von $\frac{3}{10000}$ unter dem vorgeschriebenen Gehalt erlaubt. In Oesterreich verarbeitet man Gold von 7 Karat 10 Grän, 13 Karat 1 Grän, 18 Karat 5 Grän.

Das Vergolden kupferner oder bronzener Gegenstände geschieht auf verschiedene Art, früher nur mittelst Goldamalgam. Zu diesem Behufe glühet man die Gegenstände, taucht sie dann in verdünnte Schwefelsäure oder Salpetersäure, um das auf der Oberfläche entstandene Oxyd wegzunehmen, trägt nun das Goldamalgam mittelst der messingenen Kratzbürste auf, welches zuerst in eine Lösung von salpetersaurem Quecksilberoxydul eingetaucht und nachher gegen das Goldamalgam gedrückt wird, so dass ein Theil davon hängen bleibt. Ist diess geschehen, so stellt man die Gegenstände auf einen über Kohlen erhitzten Rost, der sich in einem gut ziehenden Rauchfange befindet, damit die entweichenden Quecksilberdämpfe dem Arbeiter nicht schädlich werden. Endlich reinigt man die Gegenstände mit einer in Essig getauchten Bürste und polirt die Theile, welche Glanz erhalten sollen.

Eine andere Vergoldungsart, durch Eintauchen beruht darauf, dass das Gold durch andere Metalle aus seinen Lösungen abgeschieden wird und dabei den Platz des sich lösenden Metalls einnimmt. Man taucht hierbei die durch Säuren vollständig gereinigten Gegenstände in eine kochende Lösung von Goldchlorid in kohlen-sauren Alkalien, zieht sie nach $\frac{1}{2}$ Minute wieder heraus, wäscht sie mit Wasser und trocknet sie in Sägespännen. Sie werden nun noch in eine conc. kochende Lösung von schwefels. Eisenoxydul, schwefels. Zinkvitriol und Salpeter getaucht, und über freiem Feuer erhitzt, bis der Ueberzug braun geworden ist, worauf man sie mit Wasser abwäscht.

Die dritte Vergoldungsart, die galvanische, hat die beiden ersten fast ganz verdrängt. Sie wird gerade so ausgeführt, wie die galvanische Versilberung, nur mit dem Unterschiede, dass man statt 1 Th. salpetersaurem Silberoxyd 1 Th. Goldchlorid, und statt des Silberblechs ein Goldblech nimmt. — Will man Eisen oder Zinn vergolden, so überzieht man dieselben zuerst oberflächlich mit Kupfer, was dadurch geschieht, dass man sie einige Augenblicke in eine verdünnte Lösung von schwefelsaurem Kupferoxyd und Cyankalium taucht.

Probiren der Goldlegirungen. Zur Bestimmung des Kupfers und anderer etwa vorhandener unedler Metalle bedient man sich, wie beim Silber der Cupellation. Ist auch Silber dabei, so bleibt es mit dem Golde auf Cupelle zurück und muss demselben mit kochender Schwefelsäure entzogen werden.

Kennzeichen der Goldsalze.

Es kann hier vorzüglich nur von den Haloidsalzen, und insbesondere von dem Goldchloride die Rede seyn. Schwefelwasserstoff fällt dasselbe schwarzbraun, der Niederschlag löst sich in Schwefelammonium wieder auf. Oxalsäure, Eisenvitriol fällen metallisches Gold. Zinnchlorür erzeugt einen purpurfarbigen bis graubraunen Niederschlag.

Die Goldsalze sind giftig; das beste Gegengift ist Magnesia.

4. Platin. Pt = 1232,5.

a. Entdeckung. Das Platin wurde 1736 von Antonio d'Ulloa in Brasilien entdeckt, 1741 von Wood nach Europa gebracht und 1750 beschrieben, als ein besonderes Metall aber erst 1752 erkannt. Die wichtigsten Untersuchungen darüber verdankt man Berzelius. — Sein Name ist das Diminutiv oder auch Adjectiv des spanischen *Plata* (Silber), bedeutet also wörtlich: kleines, geringes Silber, d. h. ein dem Silber ähnliches, aber nicht so schön weisses Metall.

b. Vorkommen. Es gehört zu den nicht häufig vorkommenden Metallen und findet sich nur gediegen; frei, mit Palladiumkörnern vermennt; mit Palladium, Iridium, Rhodium, Ruthenium, Osmium, Kupfer, Eisen, Blei etc. vereinigt als rohes Platin in stahlgrauen, rundlichen Körnern, mitunter auch in mehr als pfundschweren Massen, vermennt mit Körnern von Iridium-Osmium, Gold, Ti-

taneisen, Chromeisen. Fundorte: Brasilien, St. Domingo, Columbien, der Ural, Borneo; in sehr geringer Menge am Harz, in Frankreich, Spanien.

c. Darstellung. Das beigemengte oder damit legirte Gold wird durch Amalgamiren oder Behandeln mit verdünntem Königswasser entfernt; dann digerirt man mit kalter Salpetersäure zur Auflösung von etwaigem Blei, Silber, Kupfer; hierauf kocht man mit starkem Königswasser und erhält eine dunkelbraune Lösung, welche Platin, Iridium, Rhodium, Palladium, aber auch stets noch Eisen, Kupfer, Blei enthält. Die Solution wird mit Natron gesättigt, das Palladium mit Cyanquecksilber gefällt, die vom Niederschlage abfiltrirte Flüssigkeit mit Salpetersäure wieder angesäuert, mit Salmiak versetzt, wodurch gelber Platinsalmiak niederfällt, dieser ausgewaschen, getrocknet und geglühet, worauf schwammiges Platin zurückbleibt, welches durch heftiges Zusammenpressen compact wird. Da der Platinsalmiak in Wasser etwas löslich ist, so muss man, zumal beim Operiren im Kleinen, Alkohol hinzumischen, der den Rest desselben niederschlägt.

Das auf die oben angegebene Weise im Grossen dargestellte Platin enthält gewöhnlich noch etwas Iridium. Will man es ganz rein haben, so löse man es in Königswasser, verjage die überschüssige Säure, schüttele mit Kalkmilch, wodurch alle fremden Metalle gefällt werden, filtrire, fälle das Filtrat mit Salmiak u. s. w.

In sehr fein vertheiltem Zustande, und von schwarzer Farbe — daher Platinschwarz genannt — erhält man das Platin, wenn man eine Auflösung von 5 Theilen Platinchlorid in 100 Theilen Wasser erst mit 7 Theilen krystallisirtem kohlsaurem Natron und hierauf mit 2 Theilen ameisensaurem Natron versetzt, das Ganze erst ein paar Tage sich selbst überlässt und dann so lange gelinde erwärmt, bis die über dem schwarzen Niederschlage stehende Flüssigkeit farblos geworden ist. Den Niederschlag wäscht man aus und trocknet ihn in gelinder Wärme. — Hierbei entsteht erst Chlornatrium und Platinoxyd-Natron, dann reducirt die Ameisensäure das Platinoxyd, indem sie sich in Kohlensäure und Wasser verwandelt.

d. Eigenschaften. Das Platin stellt, durch Glühen des Platinsalmiaks gewonnen, eine aschgraue, lockere schwammige Masse dar (Platinschwamm), die durch Drücken Metallglanz bekommt; im compacten Zustande besitzt es eine weisse in's Stahlgraue übergehende Farbe, Metallglanz, doch weniger lebhaft als Silber, ein

specifisches Gewicht von 21,3, ist härter als Kupfer, lässt sich sehr dehnen und strecken, doch weniger als Gold und Silber, lässt sich in der Glühhitze zusammenschweissen wie das Eisen, durch die Hitze unserer Oefen nicht schmelzen, wohl aber im Knallgasgebläse, durch eine starke galvanische Säule und im Fokus des Brennspiegels, verändert sich übrigens beim Glühen an der Luft nicht. In den einfachen Säuren ist das Platin unlöslich; es wird nur vom Königswasser aufgelöst, aber schwerer als das Gold. Mit andern Metallen, z. B. mit Silber legirt, wird es indessen von der Salpetersäure in geringer Menge aufgenommen. Durch Schmelzen mit reinen Alkalien oder Salpeter wird es stark angegriffen und oxydirt; ebenso wirkt eine Mischung von Kieselerde und Kohle darauf ein, man muss daher Geräthschaften von Platin niemals der unmittelbaren Einwirkung des Kohlenfeuers aussetzen. Kohlensaures Kali verändert das Platin nicht.

Das Platinschwarz ist ein zartes schweres, sammtschwarzes Pulver, welches durch Druck Metallglanz annimmt; durch Glühen wird es in schwammiges Platin verwandelt. Es besitzt in hohem Grade die Eigenschaft, Gas in grosser Menge aufzunehmen und zu verdichten. 1 Vol. Platinschwarz nimmt 100 Vol. Sauerstoffgas auf, und erlangt dadurch die Eigenschaft lebhaftere Verbrennungerscheinungen zu bewirken; giesst man auf dasselbe z. B. einen Tropfen absoluten Alkohol, so entzündet sich derselbe und das Platin wird glühend: Stellt man unter eine Glocke neben einer Schale mit Weingeist eine Schale mit Platinschwarz, so erhält der Weingeist schon nach kurzer Zeit die Eigenschaft, sauer zu reagiren, und die Atmosphäre in der Glocke riecht nach Essigsäure.

Diese oxydirende Eigenschaft des Platinschwarzes kommt, obwohl in geringerem Grade, auch dem Platinschwamm, und selbst dem compacten Platin zu. Knallgas explodirt sogleich, wenn Platinschwamm hineinkommt; ebenso entzündet sich ein Strom Wasserstoffgas, wenn er auf ein in der Luft befindliches Stück Platinschwamm geleitet wird. Hierauf beruhet, wie schon beim Wasserstoff erwähnt wurde, die Einrichtung der Döbereinerschen Zündmaschine.

Das compacte Platin zeigt bei gewöhnlicher Temperatur keine oxydirenden Eigenschaften mehr, aber bei 200° leitet es die Verbrennung mancher Körper ein. Bringt man über einer Weingeistlampe eine Spirale von Platindraht an, zündet die Lampe an, so dass das Platin glühend wird, und bläst hierauf die Flamme aus, ohne je-

doch das Platin dabei zu stark abzukühlen, so bleibt dieses fortwährend glühend. Der aus dem Dochte hervorstiegende Alkoholdampf verbrennt nämlich an der Luft, sobald er mit dem Platin in Berührung kommt, zu flüchtigen sauren Produkten, und entwickelt dabei genug Wärme, um die Spirale glühend zu erhalten. Der Versuch gelingt noch besser, wenn man dem Alkohol etwas Aether zusetzt.

e. Anwendung. Zu Geräthschaften aller Art für chemische Zwecke, zu Concentrationsgefäßen für Schwefelsäure, zu Löschesseln bei der Scheidung des Silbers vom Kupfer und Gold mittelst Schwefelsäure (statt deren man aber in neuerer Zeit auch gusseisernes anwendet); in schwammiger Form zu Zündmaschinen; als Chlorid zur Entdeckung des Kalis und Ammoniak's. Auch überzieht man andere Metalle durch Eintauchen in Platinlösung mit einer dünnen Schicht Platin.

f. Verbindungen:

Platin und Sauerstoff.

Das Platin bildet mit dem Sauerstoff zwei Verbindungen, ein Oxydul und ein Oxyd.

Platinoxydul. $PtO = 1332,5$.

(In 100 Theilen: 92,49 Pt und 7,51 O).

a. Darstellung. Man zersetzt Platinchlorür mit Kalilauge und wäscht den Niederschlag mit Wasser aus.

b. Eigenschaften. Als Hydrat $= PtO + HO$ ein dunkelbraunes Pulver, löslich in Säuren und in concentrirter Kalilauge mit brauner Farbe, verliert beim Erwärmen das Wasser und wird schmutziggrau, in höherer Temperatur entweicht auch der Sauerstoff.

c. Anwendung. Keine.

Platinoxyd. $PtO_2 = 1432,5$.

(In 100 Theilen: 86,10 Pt und 13,90 O).

a. Darstellung. Es bildet sich beim Glühen des Platins mit Aetzkali oder Salpeter. Rein erhält man es, wenn man Platinchlorid mit 2 Aequiv. Schwefelsäure erhitzt, wobei das Chlor als Salzsäure entweicht und schwefelsaures Platinoxyd entsteht, hierauf das letztere in Wasser auflöst und mit salpetersaurem Baryt fällt, die nunmehrige Solution von salpetersaurem Platinoxyd mit kohlensaurem Kalk in der Wärme digerirt, den gebildeten braunen Nieder-

schlag mit Essigsäure digerirt, um den eingemengten kohlensauren Kalk zu entfernen, auswäscht und trocknet.

b. **Eigenschaften.** Als Hydrat = $\text{PtO}_2 + 2 \text{HO}$ ein umbrabraunes Pulver, wird durch Erhitzen wasserfrei und schwarz, zersetzt sich in stärkerer Hitze unter Explosion und Zurücklassung von Metall; löst sich in Mineralsäuren mit tiefbrauner Farbe, verbindet sich mit Alkalien zu unlöslichen Salzen. Mit Ammoniak gibt es ein braunes, in der Hitze heftig explodirendes Pulver, Knallplatin, welches man am besten durch Fällen des schwefelsauren Platinoxids mit Aetzammoniak erhält.

c. **Anwendung.** Keine.

Die Sauerstoffsalze des Platinoxiduls und des Platinoxids bieten wenig Interesse dar. Von den Haloidsalzen führen wir nur folgende an:

Platinchlorür. $\text{PtCl}_2 = 1676,2$,
(In 100 Theilen: 73,52 Pt und 26,48 O).

a. **Darstellung.** Man erhitzt Platinchlorid auf etwa 200° und unterhält diese Temperatur so lange, bis sich kein Chlor mehr entwickelt.

b. **Eigenschaften.** Ein grünlichgraues Pulver, unlöslich in Wasser, wird von kochender Schwefelsäure oder Salpetersäure nicht zersetzt, löst sich schwer in heisser concentrirter Salzsäure mit röthlicher Farbe, ohne in Chlorid überzugehen, was erst durch Königswasser geschieht. In der Glühhitze entweicht alles Chlor und reines Platin bleibt zurück. Die salzsaure Lösung wird von Salmiak oder Chlorkalium nicht getrübt; beim Abdampfen krystallisiren aber lösliche Doppelsalze von $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{PtCl}_2$ oder $\text{KCl} + \text{PtCl}_2$.

c. **Anwendung.** Keine.

Platinchlorid. $\text{PtCl}_4 = 2119,9$.
(In 100 Theilen: 58,31 Pt und 41,69 Cl).

a. **Darstellung.** Man löst das Metall in Königswasser und verdunstet die braungelbe Flüssigkeit so weit, bis ein herausgenommener Tropfen beim Erkalten erstarrt, worauf man das Gefäss vom Feuer entfernt, die Solution bis zum Erkalten umrührt und sogleich in einem gut verstopften Glase aufbewahrt.

b. **Eigenschaften.** Eine braungelbe krystallinische Masse, welche 8 Aeq. Wasser (30 Pc.) enthält, zerfliesst an der Luft, ver-

liert in der Hitze das Wasser und wird schwarzbraun, später auch alles Chlor; löst sich in Wasser, Weingeist und Aether, reagirt neutral, schmeckt scharf salzig, widrig metallisch. Chlorammonium, sowie Chlorkalium fällen die nicht zu verdünnte Auflösung eigelb; diese Niederschläge sind resp. Ammoniumplatinchlorid oder Platinsalmiak = $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{PtCl}_2$, und Kaliumplatinchlorid = $\text{KCl} + \text{PtCl}_2$, lösen sich in 200 Th. Wasser, nicht in Weingeist, und unterscheiden sich dadurch von dem Natriumplatinchlorid = $\text{NaCl} + \text{PtCl}_2$, welches in Wasser und Weingeist leicht löslich ist.

c. Anwendung. Zur Darstellung des Platinsalmiaks, Platinschwamms, Platins, kurz aller Platinpräparate; zur Entdeckung und quantitativen Bestimmung des Kalis und Ammoniaks, und deren Trennung vom Natron.

Platin und Schwefel.

Man kennt zwei, den Oxydationsstufen entsprechende Verbindungen.

Platinsulphür = PtS , durch Erhitzen von Platin mit Schwefel bereitet, ist bläulichgrau metallglänzend, verliert beim Glühen allen Schwefel.

Platinsulphid = PtS , erhält man durch Erhitzen von Platinsalmiak mit Schwefel als ein dunkelgraues metallglänzendes Pulver, durch Füllen des Platinchlorids mit Schwefelwasserstoff als einen schwarzen Niederschlag.

Legirungen des Platins.

Das Platin schmilzt mit den meisten Metallen zusammen, diese Gemische haben aber bis jetzt noch keine oder nur beschränkte Anwendung gefunden, weil sie meist nicht sehr dehnbar sind und überhaupt weniger nützen, als ihrer Kostbarkeit entspricht.

Kennzeichen der Platinsalze.

Das hauptsächlich nur im Gebrauche stehende und bekannteste Platinsalz, das Chlorid, gibt mit ätzendem und kohlen-saurem Ammoniak und Kali, sowie mit Kaliumeisencyanür und Kaliumeisencyanid ähnliche Reactionen wie mit Chlorammonium und Chlorkalium. Schwefelwasserstoff erzeugt nach einiger Zeit einen schwarzen, in viel Schwefelammonium löslichen Niederschlag. Oxalsäure, Eisenvitriol, Quecksilbercyanid, Zinnchlorür bringen keine Fällung hervor.

5. Iridium. Ir = 1237,7.

a. Entdeckung: Tennant entdeckte dasselbe 1803, Berzelius und neuerdings Claus untersuchten es am gründlichsten. — Sein Name (von *iris*: Regenbogen) bezieht sich auf das Farbenspiel seiner meisten Salze.

b. Vorkommen: Es findet sich stets gediegen; für sich im Uralischen Platinsand in silberweissen Körnern; als Bestandtheil des rohen Platinerzes und damit gemengt in besondern, aus Iridium, Osmium und Ruthenium bestehenden Körnern.

c. Darstellung. Am besten bedient man sich dazu der aus Iridium, Osmium und Ruthenium bestehenden Körner. Man schmilzt in einem Platintiegel gleiche Theile Aetzkali und chloresaures Kali, trägt in die Masse das dreifache Gewicht der Körner ein, lässt erkalten, wenn das Schäumen aufgehört hat, und zieht die Masse mit Wasser aus, wobei Osmium und Ruthenium sich mit orangegelber Farbe als osmiumsaures und ruthensaures Kali auflösen, und ein schwarzblauer Rückstand von saurem iridiumsaurer Kali zurückbleibt. Letztern löst man in Salzsäure, erhitzt die indigoblaue Lösung, bis sie rothbraun geworden ist; setzt dann Natron hinzu, erhitzt abermals, und reducirt das herausgefallene blaue Pulver, Iridiumoxydhydrat = $\text{IrO}_2 + 2 \text{HO}$, mit Wasserstoffgas.

d. Eigenschaften. Das natürliche Iridium bildet silberweisse, äusserlich ins Gelbe neigende Körner von 23,59—23,94 spec. Gewicht (ist also der schwerste aller Körper), 6—7 Härte, hexaëdrisch; das künstliche ist ein graues metallisches, dem Platinschwamm ähnliches Pulver. Es schmilzt ebenso schwer als Platin, oxydirt sich im feinvvertheilten Zustande beim Glühen an der Luft, besonders bei gleichzeitiger Anwesenheit von Alkalien, auch durch Salpeter ohne Luftzutritt, löst sich in keiner Säure, auch nicht in Königswasser (in letzterm nur, wenn es, wie im Platinerze, mit Platin legirt ist).

e. Anwendung. Man hat es als schwarze Schmelzfarbe für Porcellan empfohlen.

f. Verbindungen. Mit dem Sauerstoffe bildet das Iridium vier Oxydationsstufen: 1) Iridiumoxydul = IrO , schwarz, als Hydrat graugrün. 2) Iridiumsesequioxdul = Ir_2O_3 , schwarz, als Hydrat weisslichgrün. 3) Iridiumoxyd = IrO_2 , die am leichtesten darzustellende Stufe, schwarz, als Hydrat blau. 4) Iridiumsäure = IrO_3 , nur in Verbindung mit Kali als schwarzblaues saures Salz (s. oben) bekannt.

Auch mit dem Chlor geht es vier Verbindungen ein, welche den Oxyden entsprechen: 1) Iridiumchlorür = IrCl , dunkelolivengrün, unlöslich in Wasser. 2) Iridiums sesquichlorür = Ir_2Cl_3 , hellolivengrün, als Pulver weiss, in Wasser löslich. 3) Iridiumchlorid = IrCl_2 , schwarz, in Wasser löslich. 4) Iridiums sesquichlorid = IrCl_3 , nur in Verbindung mit Kaliumchlorid als dunkelbraunes lösliches Salz bekannt.

Mit Schwefel kennt man zwei Verbindungen: Sulphür = IrS und Sulphid = IrS_2 .

6. Palladium. Pd = 665,0.

a. Entdeckung. Wollaston 1803; Berzelius untersuchte es näher. — Sein Name ist dem Planeten *Pallas*, welcher kurz vorher (1802) von Olbers aufgefunden war, entnommen.

b. Vorkommen. Gediegen für sich in Körnern und Blättchen, und als Bestandtheil des Platinerzes, des brasilianischen Goldes; mit Selen verbunden am Harz.

c. Darstellung. Den bei der Bearbeitung des rohen Platinerzes (siehe Platin) erhaltenen gelblichweissen gelatinösen Niederschlag von Cyanpalladium erhitzt man zum Glühen, wobei das Metall rein zurückbleibt.

d. Eigenschaften. Das Palladium ist im compacten Zustande fast silberweiss, hart, dehnbar und so schwer schmelzbar wie das Platin, schweisbar wie dieses, hat ein spec. Gewicht von 11 bis 12,0; läuft beim Glühen an der Luft blau an, ohne sich merklich zu oxydiren; in eine Weingeistflamme gehalten wird es berusst durch Bildung von Kohlenpalladium, und wenn man etwas Jodtinktur auf Palladium abdampft, so wird es schwarz, was beides beim Platin nicht eintritt. Es löst sich in Salpetersäure, obwohl etwas schwer, leichter in Königswasser, in beiden Fällen entsteht aber nur resp. Oxydul und Chlorür; Salzsäure und verdünnte Schwefelsäure greifen es nicht an. Durch Schmelzen mit Kali oder Salpeter verwandelt es sich in Oxydul, doch wird es dabei weit schwieriger oxydirt als das Iridium, Osmium und Rhodium.

e. Anwendung. Man hat es bei Messinstrumenten für den Seediens anempfohlen, um auf denselben die feinen Theilungen anzubringen, da es an der Seeluft nicht wie Silber anläuft. Im auf-

gelösten Zustande dient es zur quantitativen Bestimmung des Jods bei Gegenwart von Chlor.

f. Verbindungen. Mit dem Sauerstoff bildet das Palladium drei Oxydationsstufen: 1) Palladiumsuboxyd = Pd_2O , russschwarz. 2) Palladiumoxydul = PdO , die wichtigste Stufe, schwarz, glänzend, als Hydrat gelbbraun. 3) Palladiumoxyd = PdO_2 , schwarz.

Mit dem Chlor bildet es zwei Verbindungen: 1) Palladiumchlorür = PdCl , dunkelbraun, hygroskopisch. 2) Palladiumchlorid = PdCl_2 , gelb, nur im flüssigen Zustande bekannt und leicht in Chlorür und freies Chlor zerfallend.

Palladiumcyanür = PdCy ist gelblichweiss, gelatinös, nach dem Trocknen graugelb, in Wasser unlöslich.

Mit dem Schwefel kennt man die dem Oxydule entsprechende Verbindung.

7. Rhodium. Rh = 653,0.

a. Entdeckung. Wollaston 1803; Berzelius untersuchte es näher. — Sein Name ist abgeleitet von $\rho\delta\delta\iota\sigma$ (rosenroth), weil die meisten seiner Salze roth sind und sich mit rosenrother Farbe in Wasser auflösen.

b. Vorkommen. Nur gediegen, als Begleiter des Platinerzes, auch legirt mit Gold.

c. Darstellung. In die Auflösung des rohen Platinerzes in Königswasser, aus welchem mittelst Cyanquecksilber das Palladium und mittelst Salmiak der grösste Theil des Platins gefällt worden ist (siehe Platin), taucht man eine Zinkplatte, worauf ein schwarzes Pulver sich abscheidet, ein Gemenge von Platin, Rhodium, Iridium, Eisen, Blei und Kupfer. Diesen Niederschlag behandelt man erst mit Salpetersäure, welche Kupfer, Eisen und Blei, dann mit Königswasser, welches Platin und Rhodium auflöst; letztere Lösung wird mit Kochsalz versetzt, zur Trockne abgedampft und mit Alkohol behandelt, der Natriumplatinchlorid auflöst, dagegen das Rhodiumdoppelsalz zurücklässt. Dieses löst man dann in Wasser, und legt metallisches Zink in die Lösung, wobei das Rhodium als schwarzes Pulver niederfällt; oder man glühet das Doppelsalz für sich oder in Wasserstoffgas und wäscht es mit Wasser aus.

d. Eigenschaften. Ein grauschwarzes Pulver, welches durch

die stärkste Glühhitze nur etwas zusammensintert und silberweiss wird, ist spröde, sehr hart, hat ein spec. Gewicht über 11,0, wird beim Glühen an der Luft oxydirt und in Oxyduloxyd verwandelt, dieses aber in noch stärkerer Hitze wieder reducirt; löst sich in keiner Säure, auch nicht in Königswasser (in letzterm nur, wenn es mit Platin legirt ist, wie im Platinerze). Durch Glühen mit Alkalien verwandelt es sich in Oxyd. Durch Glühen mit saurem schwefelsaurem Kali, mit Phosphorsäure oder mit sauren phosphorsauren Salzen wird es ebenfalls oxydirt und zugleich auch aufgelöst.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Das Rhodium hat zwei Oxydationsstufen: 1) Rhodiumoxydul = RhO , ist nur in Verbindung mit dem Oxyde bekannt, welche eine schwarze Farbe besitzt. 2) Rhodiumoxyd = Rh_2O_3 , ist wasserfrei ebenfalls schwarz, als Hydrat flohbraun.

Rhodiumchlorür ist unbekannt. Rhodiumchlorid = Rh_2Cl_3 , ist schwarzbraun, hygroskopisch.

Mit dem Schwefel kennt man die dem Oxydule entsprechende Verbindung.

8. Ruthenium. Ru = 646,8.

a. Entdeckung. Claus 1844. — Sein Name ist abgeleitet von *Ruthenia* (Russland), weil es im russischen Platinerze entdeckt wurde.

b. Vorkommen. Im Platinerze und in besondern, dasselbe begleitenden Körnern, welche aus Iridium, Osmium und Ruthenium bestehen.

c. Darstellung. Man behandelt diese Körner auf die beim Iridium angegebene Weise, übersättigt die orangefarbige Auflösung, welche das osmiumsaure und ruthensaure Kali enthält, mit Königswasser, unterwirft die Flüssigkeit der Destillation, wobei die Osmiumsäure übergeht, und fällt die rückständige Flüssigkeit durch metallisches Zink.

d. Eigenschaften. Es ist dem Iridium ähnlich, hat aber nur ein spec. Gewicht von 8,6, ist sehr spröde, unschmelzbar im Knallgasgebläse, fast unlöslich in Säuren und Königswasser, hat unter den Platinmetallen nach dem Osmium die grösste Verwandtschaft zum Sauerstoff.

e. Anwendung. Keine.

Wittstein, Grundriss der Chemie.

f. Verbindungen. Mit dem Sauerstoffe bildet das Ruthenium vier Stufen: 1) Rutheniumoxydul = RuO , schwarzgrau metallisch. 2) Rutheniums sesquioxydul = Ru_2O_3 , schwarzbraun. 3) Rutheniumoxyd = RuO_2 , schwarzblau ins Grünliche spielend, als Hydrat gelbbraun. 4) Rutheniumsäure = RuO_3 , nur als Kalisalz bekannt.

Mit dem Chlor kennt man 3 Stufen: 1) Rutheniumchlorür = RuCl , schwarz, unlöslich. 2) Rutheniums sesquichlorür = Ru_2Cl_3 , orangegelb, zerfliesslich. 3) Rutheniumchlorid = RuCl_2 , nur in Verbindung mit Chlorkalium bekannt.

Verbindungen mit dem Schwefel existiren, sind aber noch nicht genau untersucht.

Sechster Abschnitt.

Die unedlen Metalle, welche vorzugsweise Säuren bilden.

1. Osmium. Os = 1244,2.

a. Entdeckung. Tennant 1803. — Sein Name ist abgeleitet von $\acute{\omicron}\sigma\mu\eta$ (Geruch), um den starken eigenthümlichen Geruch der Osmiumsäure anzudeuten.

b. Vorkommen. Wie Ruthenium.

c. Darstellung. Die bei der Gewinnung des Rutheniums erhaltene Osmiumsäure wird durch Digestion mit Salzsäure und metallischem Quecksilber reducirt, und das gebildete Gemenge von Osmiumamalgam, laufendem Quecksilber und Calomel in der Hitze mit Wasserstoffgas behandelt, wobei reines Osmiummetall zurückbleibt.

d. Eigenschaften. Ein schwarzes poröses Pulver oder eine kompakte Masse von starkem Metallglanz, 10,0 spec. Gewicht, verändert sich durch Glühen bei Abschluss der Luft nicht, wird aber beim Zutritt derselben sehr leicht zu Osmiumsäure oxydirt und verbreitet daher den charakteristischen, scharfen unangenehmen Geruch dieser Säure. Im fein vertheilten Zustande bricht es beim Glühen selbst in Flamme aus. In warmer concentrirter Salpetersäure wird es zur Säure aufgelöst; Königswasser wirkt auch lösend, aber es bildet sich

kein Chlorid, sondern ebenfalls Osmiumsäure; Salzsäure wirkt nicht ein, auch die Salpetersäure nicht, wenn das Metall zuvor stark geglüht war. Chlor greift das Osmium nur in der Hitze an. Durch Schmelzen mit Salpeter oder Kali und chloresurem Kali entsteht osmiumsaures Kali.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Mit dem Sauerstoff gibt das Osmium fünf Oxydationsstufen: 1) Osmiumoxydul = OsO , schwärzlich, als Hydrat dunkelgrün. 2) Osmiums sesquioxydul = Os_2O_3 , dunkelbraun als Ammoniak-Verbindung, aus der es sich nicht isoliren lässt. 3) Osmiumoxyd = OsO_2 , schwarz, auch als Hydrat. 4) Osmige Säure = OsO_3 , nur als Kalisalz von rosarother Farbe bekannt. 5) Osmiumsäure = OsO_4 , eine gelblichweisse, schmelzbare, flüchtige, in Wasser, Weingeist und Aether lösliche, sauer reagirende, scharf und unangenehm riechende Masse.

Mit dem Chlor kennt man vier Stufen: 1) Osmiumchlorür = OsCl , grün, krystallinisch, löslich in Wasser. 2) Osmiums sesquichlorür = Os_2Cl_3 , nur in Verbindung mit Ammoniumchlorid als schwarze amorphe Masse bekannt. 3) Osmiumchlorid = OsCl_2 , cinnoberroth, löslich in Wasser. 4) Osmiumsuperchlorür = OsCl_4 , nur als braunes Doppelsalz mit Ammoniumchlorid bekannt.

Mit dem Schwefel bildet das Osmium mehrere Stufen, welche aber nicht genügend untersucht sind.

2. Antimon (Stibium, Spiessglanz). Sb = 1612,5.

a. Entdeckung. Basilius Valentinus im 15. Jahrhunderte. — Sein Name ist zusammengesetzt aus *ἀντί* (gegen) und *μοινη* (Mönch); ein französisches Mönchskloster starb nämlich in Folge des zu häufigen Gebrauchs von Schwefelantimon, dessen man sich in der Absicht, fett zu werden, bediente, ganz aus.

b. Vorkommen. Das Antimon findet sich in der Natur sehr selten gediegen, legirt mit Silber, mit Nickel, verbunden mit Sauerstoff als Oxyd (Weissspiessglanzerz) und Säure, als basisch-antimon-saures Bleioxyd; am häufigsten mit Schwefel verbunden als Antimonglanz (Grauspiessglanzerz), mit Schwefel und Sauerstoff als Antimonblende (Rothspiessglanzerz), als Sulphid mit Schwefelsilber im dunkeln Rothgültigerz (Antimonsilberblende), in den Fahlerzen und andern zusammengesetzten Schwefelmetallen.

c. Darstellung. Als Material dient stets der Antimonglanz, den man auf zweierlei Weise von seinem Schwefel befreit. 1) Man röstet ihn in Flammenöfen, und verwandelt ihn dadurch in eine Verbindung von Antimonoxyd und Schwefelantimon. Die geröstete Masse wird gepulvert, mit Kohle gemengt, welche zuvor mit einer starken Lösung von kohlensaurem Natron getränkt ist, und das Gemenge in Tiegeln geglüht. Das Antimonoxyd geht hierbei in Metall über und ein Theil des Schwefelantimons wird durch das kohle-saure Natron in Antimonoxyd verwandelt, welches wieder durch die Kohle reducirt wird. Auf dem Boden des Tiegels sammelt sich der Antimonregulus an, und auf ihm schwimmt eine alkalische, Schwefelantimon und Antimonoxyd enthaltende Schlacke. — 2) Man erhitzt alte Abfälle von Schmiedeeisen in Tiegeln, setzt das 2 — 2½fache Schwefelantimon hinzu und schmilzt das Ganze. Da aber die hiebei erzeugte Schlacke von Schwefeleisen, wegen ihrer Schwerschmelzbarkeit zum Theil dem Regulus beigemengt bleibt, so verfährt man zweckmässiger auf die Weise, dass man ein Gemenge von 100 Theilen Schwefelantimon, 44 Th. Eisenfeile, 10 Theile wasserfreiem schwefelsaurem Natron und 3½ Th. gepulverter Holzkohle in einem Tiegel schmilzt. Es entsteht eine leicht schmelzbare Schlacke von Schwefeleisen und Schwefelnatrium, welche sich daher von dem Antimonmetalle leicht abtrennt.

Das auf die eine oder andere Weise erhaltene Antimonmetall ist aber noch keineswegs rein; es enthält gewöhnlich noch Eisen, meist auch Kupfer, Blei, Arsen. Schmilzt man es mehrere Male mit kohlensaurem Natron, anfangs unter Zusatz von etwas Schwefelantimon, so werden diese Verunreinigungen bis auf das Blei entfernt. Steht kein bleifreies Antimon zu Gebote, so muss man, zur Gewinnung eines ganz reinen Regulus, reines Antimonoxyd mit Kohle reduciren, zu welchem Behufe man 8 Theile Oxyd mit 1 Th. gepulverter Holzkohle innig vermengt, das Gemenge in einen Tiegel drückt, mit einer 2 Zoll hohen Schicht Kochsalz bedeckt und langsam bis zum Glühen erhitzt. Der Tiegel wird, nachdem die Reduction erfolgt ist, noch ¼ Stunde im Feuer gelassen, und nach dem Erkalten zer-schlagen.

d. Eigenschaften. Das reine Antimon ist fast silberweiss, mit einem Stich ins Bläuliche, sehr glänzend, hart, spröde, von blättrig-krystallinischem oder körnigem Gefüge, 6,7 spec. Gewicht, verändert sich in trockner Luft bei gewöhnlicher Temperatur nicht,

wird an feuchter Luft allmählig schwarzgrau, schmilzt bei 425° und verdampft bei Luftabschluss in der Weissglühhitze unverändert; hat aber die Luft Zutritt, so zieht es schon in der Rothglühhitze den Sauerstoff derselben leicht an, und verdampft als Oxyd in dicken, weissen, geruchlosen Dämpfen. Von Salzsäure und verdünnter Schwefelsäure wird es nicht angegriffen. Concentrirte Schwefelsäure verwandelt es in der Hitze unter Entwicklung von schwefliger Säure in eine weisse Masse von schwefelsaurem Antimonoxyd, welche sich in überschüssiger Schwefelsäure auflöst, aber durch Wasser in ein unlösliches basisches und in ein lösliches saures Salz zersetzt wird. Salpetersäure oxydirt das Antimon je nach dem Grade ihrer Concentration und der Temperatur zu Oxyd, antimonsaurem Antimonoxyd oder Antimonsäure, löst aber nur Spuren dieser Oxydationsstufen auf. In Königswasser löst es sich vollständig zu einer farblosen oder blassgelben Flüssigkeit, die Antimonchlorid enthält, und aus der das Antimon durch Wasser als weisses basisches Chlorid fast vollständig wieder niedergeschlagen wird.

Ist das Antimon arsenhaltig, so verbreitet es auf Kohle vor dem Löhrohre Dämpfe, welche knoblauchartig riechen. Kupfer, Eisen und Blei kann man entdecken, wenn man das gepulverte Metall mit verdünnter Salpetersäure digerirt, die saure Flüssigkeit filtrirt, ziemlich weit verdunstet, wieder mit Wasser verdünnt, in drei Theile theilt, und mit Ammoniak, schwefelsaurem Natron und Schwefelcyankalium versetzt. Ammoniak zeigt das Kupfer durch eine blaue Färbung, schwefelsaures Natron das Blei durch eine weisse Trübung, und Schwefelcyankalium das Eisen durch eine rothe Färbung an.

e. Anwendung. Zu verschiedenen Legirungen, z. B. zu Buchdruckerlettern, zu Leuchtern, Knöpfen (s. weiter unten die Legirungen des Antimons); zur Darstellung von Medicamenten und Farben.

f. Verbindungen:

Antimon und Sauerstoff.

Man kennt drei bestimmte Oxydationsstufen des Antimons, ein Suboxyd, ein Oxyd und eine Säure. Zwischen dem Oxyde und der Säure liegt noch eine Sauerstoffverbindung, welche früher als antimonige Säure betrachtet wurde, aber richtiger eine Verbindung des Oxyds mit der Antimonsäure ist.

Antimonsuboxyd. $\text{Sb}_2\text{O}_3 = 5237,5$.

(In 100 Theilen: 92,36 Sb und 7,64 O).

a. Entdeckung. Berzelius 1812; Marchand untersuchte es 1844 näher.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Es bildet sich beim Liegen des Metalls an feuchter Luft; rein erhält man es durch die Einwirkung eines starken galvanischen Stroms auf eine concentrirte Lösung von Brechweinstein (weinsteinsaurem Antimonoxyd-Kali), wobei es sich an positiven Pole abscheidet.

d. Eigenschaften. Ein samtschwarzes Pulver, nimmt durch Reiben Metallglanz an, verglimmt beim Erhitzen an der Luft, zerfällt durch Kochen mit Salzsäure, sowie mit Weinsteinsäure in Metall und in sich auflösendes Oxyd.

e. Anwendung. Keine.

Antimonoxyd*) $\text{SbO}_2 = 1912,5$.

(In 100 Theilen: 84,31 Sb und 15,69 O).

a. Entdeckung. J. Davy bestimmte seine Zusammensetzung.

b. Vorkommen. Findet sich in geringer Menge als Weissspießglanzerz auf dem Antimonglanz; in neuester Zeit hat man aber auch ein bedeutendes Lager dieses Erzes in der algierischen Provinz Constantine entdeckt.

c. Darstellung. Es bildet sich beim Erhitzen des Antimon an der Luft, und steigt dabei theils als weisser Rauch auf, theils legt es sich um das Metall in feinen weissen Nadeln an. Am besten erhält man es durch Zersetzen des Antimonchlorids mit Wasser, Auswaschen des entstandenen weissen Niederschlags von basischem Antimonchlorid, und Digestion desselben mit einer Auflösung von kohlenensaurem Natron.

d. Eigenschaften. Ein weisses, zuweilen krystallinisches Pulver, enthält 1 Aeq. Wasser (5,5 Proc.) geschmacklos, schmilzt in der Rothglühhitze und sublimirt in Nadeln; hat aber dabei die Luft Zutritt, so oxydirt es sich höher zu antimonsaurem Antimonoxyd. Es löst sich in Salzsäure, Weinsteinsäure, auch in Alkalien, letztere

*) Von einigen Chemikern auch antimonige Säure genannt, aber nicht zu verwechseln mit dem antimonsauren Antimonoxyde, welches früher den Namen antimonige Säure führte.

Lösungen lassen aber durch längeres Kochen das Oxyd fallen, welches in diesem Falle wasserfrei ist.

e. Anwendung. Zur Darstellung anderer Antimonpräparate.

f. Verbindungen. Das Antimonoxyd ist eine schwache Base, und spielt gegen starke Basen die Rolle einer Säure.

Antimonsäure. $\text{SbO}_3 = 2112,5$.

(In 100 Theilen: 76,33 Sb und 23,67 O).

a. Entdeckung. Sie war schon Basilius Valentinus bekannt; Proust ermittelte ihre Zusammensetzung.

b. Vorkommen. Selten als weisser erdiger Ueberzug auf Antimonerzen.

c. Darstellung. Man verpufft 1 Theil Schwefelantimon mit 3 Theilen Salpeter, behandelt die erkaltete Masse mit verdünnter Schwefelsäure, wäscht den Niederschlag mit Wasser, trocknet und erhitzt ihn mässig. Oder man digerirt feingepulvertes metallisches Antimon mit Königswasser, welches überschüssige Salpetersäure enthält, so lange bis keine Einwirkung mehr statt findet, und wäscht aus. Auch kann man die Antimonsäure durch Fällen des Fünffach-Chlorantimon mit Wasser erhalten.

d. Eigenschaften. Ein blassgelbes Pulver, als Hydrat = $\text{SbO}_3 + \text{HO}$ (mit 5 Proc. Wasser) schneeweiss, verliert durch Glühen 1 Aeq. Sauerstoff, wird weiss und zu antimonsaurem Antimonoxyd, röthet Lackmus, löst sich spurweise in Wasser, vollständig in Salzsäure, auch in ätzenden Alkalien.

e. Anwendung. In der Glas- und Porcellanmalerei, um eine gelbe Färbung hervorzubringen; in weniger reinem Zustande zur Glasur des Töpfergeschirrs; auch zur Darstellung des Neapelgelbs.

f. Verbindungen. Siehe weiter unten.

Antimonsaures Antimonoxyd (Antimonige Säure). $\text{SbO}_3 + \text{SbO}_2 = 4025,0$. (In 100 Theilen: 47,51 SbO_3 und 52,49 SbO_2 , oder 80,12 Sb und 19,88 O).

a. Entdeckung. Es wurde früher mit der Antimonsäure verwechselt, dann als eigenthümliche Oxydationsstufe des Antimons betrachtet, zeigt aber in seinem Verhalten die Eigenschaften der Antimonsäure und des Antimonoxyds.

b. Vorkommen. Selten als Ueberzug auf Antimonerzen.

c. Darstellung. Es bildet sich beim Rösten des Schwefel-

antimons und heisst in diesem unreinen Zustande, wegen seiner grauen Farbe Antimonasche. Rein erhält man es durch Glühen der Antimonsäure.

d. Eigenschaften. Ein weisses Pulver, wird durch Glühen gelblich, aber beim Erkalten wieder weiss, ist unschmelzbar, feuerbeständig, löslich in Salzsäure.

Sauerstoffsalze des Antimonoxyds.

Die Verbindungen des Antimonoxyds mit unorganischen Säuren haben wenig Interesse und keine Anwendung.

Antimonsaure Salze.

Wenn man 1 Th. Schwefelantimon mit 3 Th. Salpeter verpufft, so erhält man eine weisse (durch Eisen, Blei, Kupfer gelblich etc. gefärbte) Masse, welche aus einem Gemenge von antimonsaurem Kali, schwefelsaurem Kali, und salpeterigsaurem Kali besteht, und den Namen ungewaschenes schweisstreibendes Spiessglanz (*Antimonium diaphoreticum non ablutum*) führt. Wasser entzieht ihm das schwefels. Kali, das salpeterigsaure Kali, und zersetzt das antimonsaure Kali in ein saures Salz, welches niederfällt, und in freies Kali, das jedoch einen Theil des sauren Salzes aufgelöst behält. Das ausgeschiedene saure antimonsaure Kali führt den Namen gewaschenes schweisstreibendes Spiessglanz (*Antimonium diaphoreticum ablutum*). Auch wird das, was sich beim Behandeln der verpufften Masse mit verdünnter Schwefelsäure abscheidet, mit letzterm Namen bezeichnet, ist aber nicht kalihaltig, sondern, wie aus dem Artikel „Antimonsäure“ ersichtlich, Antimonsäurehydrat. Kocht man das kalihaltige Präparat mit Wasser, so löst sich neutrales antimonsaures Kali auf, und zuletzt bleibt Antimonsäure mit geringen Antheilen Kali zurück.

Neuere Untersuchungen über das antimonsaure Kali haben zu Resultaten geführt, welche wir hier nicht ganz übergehen dürfen. Verpufft man 1 Theil Antimon mit 4 Theilen Salpeter, so besteht das Produkt wesentlich aus neutralem antimonsaurem Kali. Wäscht man dasselbe erst mit kaltem Wasser aus, um das salpeterigsaure Kali zu entfernen, und kocht es dann mehrere Stunden mit Wasser, so erhält man eine Flüssigkeit, welche beim Verdunsten eine gummiartige, unkrystallisirbare Masse = $KO + SbO_3 + 5 HO$ gibt, die bei 160° 2 Aeq. HO verliert, dadurch unlöslich in kaltem Wasser, aber beim längeren Kochen damit wieder löslich wird. Die Auflös-

ung dieses Salzes fällt die Ammoniaksalze, nicht aber die Natronsalze.

Glühet man die Antimonsäure oder das obenerwähnte neutrale Salz mit überschüssigem Kali, so geht die Antimonsäure in eine andere, zweibasische Modification, in Metantimonsäure, über. Wird nämlich die geschmolzene Masse in ein wenig Wasser gelöst, so scheiden sich beim Verdunsten prismatische Krystalle von neutralem metantimonsaurem Kali = $2 \text{ KO} + \text{SbO}_3$ aus, die durch eine grössere Menge Wasser in freies Kali und saures metantimonsaures Kali = $\text{KO} + \text{SbO}_3 + 7 \text{ HO}$ zerfallen, welches sich als weisses körniges Pulver abscheidet. Das letztere Salz löst sich erst in 250 Th. kaltem und in 90 Th. kochendem Wasser, ist aber demungeachtet ein sehr empfindliches, ja das beste Reagens auf Natron, denn die kaltbereitete Lösung erzeugt in nicht zu verdünnten Auflösungen von Natronsalzen entweder sogleich oder nach kurzem Stehen, stets aber sogleich beim Umrühren mit einem Glasstabe, einen feinkörnigen Niederschlag von metantimonsaurem Natron = $\text{NaO} + \text{SbO}_3 + 7 \text{ HO}$. Ammoniaksalze werden nicht davon gefällt. Die Natronsalze müssen neutral reagiren, weil sonst leicht Täuschungen eintreten können; auch dürfen, ausser den reinen Alkalien, keine andern Basen zugegen seyn.

Antimonsaures Bleioxyd findet sich als basisches Salz in der Kirgisensteppe und zu Nertschinsk in Sibirien in meist gelben, erdigen Massen. — Unter dem Namen Neapelgelb kommt eine hochgelbe Malerfarbe im Handel vor, welche durch mehrstündiges glühendes Schmelzen von 1 Th. Brechweinstein, 2 Th. salpetersaurem Bleioxyd und 4 Th. Kochsalz, und Auswaschen der Masse mit Wasser bereitet wird. Es besteht aus Bleioxyd und Antimonsäure, die quantitativen Verhältnisse sind aber nicht ermittelt.

Antimon und Wasserstoff.

Man kennt nur eine Verbindung, welche dem Antimonoxyde entspricht:

Antimonwasserstoffgas. $\text{SbH}_3 = 1650,0$.

(In 100 Theilen: 97,72 Sb und 2,28 H).

a. Entdeckung. L. Thomson 1837, und fast gleichzeitig auch Pfaff.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Eine Legirung von Zink und Antimon wird mit verdünnter Salzsäure oder verdünnter Schwefelsäure in einem Gasentwicklungsapparat behandelt. Auch bildet es sich, wenn man statt metallischem Antimon, Brechweinstein, Antimonoxyd oder irgend eine andere Antimonverbindung (nur keine Schwefelverbindung) anwendet.

d. Eigenschaften. Ein farbloses Gas von unangenehmen Geruch, brennt beim Anzünden mit weissgelblicher Flamme, wobei es einen dicken weissen Rauch von Antimonoxyd, aber keinen Geruch verbreitet. Hält man in die Flamme eine Platte von Porcellan, so bildet sich daran ein grauer metallischer und ein weisslicher Anflug. Es löst sich wenig in Wasser, zersetzt sich beim Aufbewahren über Wasser nach und nach und lässt ein schwärzliches Pulver von metallischem Antimon fallen. Durch eine glühende Glasröhre geleitet, setzt es einen Ring von metallischem Antimon ab, und zugleich bildet sich ein weisser krystallinischer Anflug von Antimonoxyd.

e. Anwendung. Keine; seine Kenntniss ist aber nöthig, um es von dem ähnlichen Arsenwasserstoffgase unterscheiden zu können.

Antimon und Chlor.

Es gibt zwei Verbindungen, welche den Oxydationsstufen entsprechen.

Antimonchlorid (Spiessglanzbutter). $\text{SbCl}_3 = 2943,6$.
(In 100 Theilen: 54,44 Sb und 45,56 Cl).

a. Entdeckung. Basilius Valentinus im 15. Jahrhunderte.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Es bildet sich bei der Einwirkung von Chlor auf Antimon bei Ueberschuss des letztern; auch erhält man es durch Destillation eines innigen Gemenges von 1 Th. Antimon oder Schwefelantimon und 3 Th. Quecksilberchlorid. Am besten löst man Schwefelantimon in Salzsäure, zuletzt unter Zusatz von etwas Salpetersäure, erhitzt die Solution in einer Retorte zur Verjagung der freien Säure und des Wassers, legt dann eine neue Vorlage an und destillirt den Rückstand über.

d. Eigenschaften. Eine weisse krystallinische Masse, wird in gelinder Wärme butterartig, schmilzt bei 72° , siedet bei 180° , raucht schwach an der Luft und zerfliesst zu einer trüben Flüssigkeit, welche sich in conc. Salzsäure klar auflöst, aber auf Zusatz einer grössern

Menge Wasser ein schneeweisses Pulver fallen lässt, welches nach seinem Entdecker: **Algaroth-Pulver** genannt wird, und ein sehr basisches Chlorid mit etwa 90 Proc. Antimonoxydhydrat ist. Setzt man dem Antimonchlorid Weinsteinsäure hinzu, so lässt es sich mit Wasser ohne Trübung mischen.

e. **Anwendung.** Zum Bruniren des Eisens, um nämlich das Eisen mit einer dünnen Schichte von Eisenoxyd zu überziehen, welche dem darunter befindlichen Metalle als schützende Decke dient. Auch in der Thierheilkunde. Das basische Salz dient zur Darstellung des Antimonoxyds.

Antimonsuperchlorid. $\text{SbCl}_5 = 3831,0$.

(In 100 Theilen: 42,08 Sb und 57,92 Cl).

a. **Entdeckung.** H. Rose untersuchte 1824 diese Verbindung näher.

b. **Vorkommen.** Ist nur Kunstprodukt.

c. **Darstellung.** Man leitet überschüssiges Chlor zu erhitztem Antimonmetall oder in Antimonchlorid.

d. **Eigenschaften.** Eine farblose oder schwach gelbliche, schwere, leicht bewegliche, sehr flüchtige, an der Luft dicke weisse Dämpfe ausstossende Flüssigkeit, zerlegt sich beim Erhitzen zum Theil in Chlorid und freies Chlor, durch Wasser in freie Salzsäure und Antimonsäure, welche sich als weisses Pulver abscheidet.

e. **Anwendung.** Zur Darstellung der Antimonsäure.

Antimon und Schwefel.

Man kennt zwei Schwefelungsstufen des Antimons, welche den beiden Oxydationsstufen entsprechen.

Antimonsulphid. $\text{SbS}_2 = 2212,5$.

(In 100 Theilen: 72,42 Sb und 27,58 S).

a. **Entdeckung.** Es ist schon seit den ältesten Zeiten bekannt; Berzelius ermittelte seine Zusammensetzung.

b. **Vorkommen.** Als Antimonglanz oder Grauspiessglanzerz, das verbreitetste aller Antimonverbindungen; mit Antimonoxyd verbunden als Rothspiessglanzerz; als Bestandtheil zusammengesetzter Metallsulphide.

c. **Darstellung.** Man gewinnt es im Grossen durch Aufschmelzen des Antimonglanzes. Künstlich erhält man es auf trockenem Wege durch Zusammenschmelzen von 7 Th. Antimon und 3 Th. Schwefel; auf nassem Wege durch Einleiten von Schwefelwasser-

stoff in eine saure Lösung eines Antimonoxydsalzes oder von Antimonchlorid.

d. **Eigenschaften.** Das natürliche, sowie das auf trockenem Wege bereite ist stahlgrau, metallglänzend, von strahligem Gefüge, schmilzt leicht in der Rothglühhitze, verdampft erst in der Weissglühhitze, oxydirt sich aber beim Glühen an der Luft und entbindet Dämpfe von schwefeliger Säure und von Antimonoxyd, während ein Theil des Antimons gleichzeitig in feuerbeständiges antimonsaures Antimonoxyd (Antimonasche) verwandelt wird. Geschieht das Erhitzen auf Kohle, so bleibt kein Rückstand und die Kohle wird weiss beschlagen. Das auf nassem Wege erhaltene Sulphid ist ein rothes amorphes Pulver, welches 1 Aeq. HO (4,8 Proc.) enthält; beim Erhitzen verliert es sein Wasser und verwandelt sich in das graue krystallinische Sulphid.

e. **Anwendung.** Zur Darstellung des Antimons und vieler Antimonpräparate; in der Feuerwerkerei zu weissen Lichtern, Raketen; als Versatz zur Anfertigung von Bleistiften, Reibzündhölzchen; in der Medicin.

Antimonkermes (Mineralkermes). $SbS_2 + HO$ mit SbO_3 .

a. **Entdeckung.** Glauber im 17. Jahrhunderte.

b. **Vorkommen.** Ist nur Kunstprodukt; man glaubte früher, das Rothspiessglanzerz = $2 SbS + SbO_3$ sey identisch mit dem Kermes.

c. **Darstellung.** Man schmilzt ein inniges Gemenge von 6 Th. trockenem kohlensaurem Natron und 5 Th. Antimonsulphid so lange, bis kein Aufbrausen mehr stattfindet, pulvert die Masse nach dem Erkalten, kocht sie mit Wasser aus, filtrirt heiss und vermischt die klare Auflösung mit einer grossen Menge Wasser. Der beim Erkalten ausgeschiedene Niederschlag wird mit kaltem Wasser ausgesüsst und in gelinder Wärme getrocknet. — Bei dem Schmelzen entweicht zunächst die Kohlensäure, dann setzen sich 3 Aeq. Natron mit 1 Aeq. Schwefelantimon um in 3 Aeq. Schwefelnatrium und 1 Aeq. Antimonoxyd, das Schwefelnatrium vereinigt sich mit 1 Aeq. Schwefelantimon zu einem Schwefelsalze, und das Antimonoxyd mit 2 Aeq. Schwefelantimon zu dem sogen. Antimonsafran, einem braunen Pulver. Die geschmolzene Masse ist noch heiss leberbraun, nach dem Erkalten gelb, riecht und schmeckt hepatisch und führt den Namen Antimonleber. Beim Behandeln der Masse mit kaltem Wasser löst sich das

Schwefelsalz und das überschüssig vorhandene kohlen-saure Natron auf, und der Antimonsafran bleibt zurück. Wird aber kochendes Wasser angewendet, so wirkt das freie kohlen-saure Natron zersetzend auf den Antimonsafran ein; das Schwefelantimon desselben löst sich in dem Schwefelsalze und das Antimonoxyd in dem kohlen-sauren Natron auf, beim Erkalten der Lösung fällt aber jenes Schwefelantimon amorph, sowie ein Theil des Antimonoxysd krystallinisch nieder, und dieses Gemenge von amorphem Antimonsulphid und krystallinischem Antimonoxyd ist der Antimonkermes. Sein Gehalt an Antimonoxyd hängt von der Menge des vorhandenen kohlen-sauren Natrons ab; je grösser die des letztern, um so ärmer ist er an Antimonoxyd, und man findet in dem nach verschiedenen Vorschriften bereiteten Kermes 15—30 Proc. Oxyd. Auch hängt ihm gewöhnlich eine gewisse Menge Alkali an, welches durch Wasser nicht weg-gewaschen werden kann.

Auf nassem Wege erhält man den Kermes, wenn man 1 Th. feingepulvertes Schwefelantimon mit einer Auflösung von 25 Th. kohlen-saurem Natron und 250 Th. Wasser kocht, die Flüssigkeit filtrirt und in die Kälte stellt. Der hierbei vorgehende Process ist dem obigen ganz ähnlich.

d. Eigenschaften. Der Antimonkermes ist ein mehr oder weniger braunrothes, lockeres Pulver, beim Erhitzen in einer Glasröhre verliert er Wasser, schmilzt dann, entbindet etwas Schwefel und hinterlässt eine stahlgraue krystallinische Masse vom Ansehen des gewöhnlichen Schwefelantimons, die aber, wegen der Gegenwart von Antimonoxyd, ein mehr oder weniger röthliches Pulver gibt. Das Auftreten von freiem Schwefel bei dieser Erhitzung wird durch die Gegenwart des Wassers bedingt; der Sauerstoff und Wasserstoff des Wassers wirken nämlich gleichzeitig auf einen Theil Schwefelantimon, es bilden sich Antimonoxyd, Schwefelwasserstoff und schwefelige Säure, letztere beide zerfallen aber wieder in Wasser und Schwefel. An offener Luft erhitzt, verbrennt der Schwefel zu schwefeliger Säure und das Antimon verwandelt sich grösstentheils in feuerbeständiges antimonsaures Antimonoxyd. Salzsäure löst den Kermes unter Entwicklung von Schwefelwasserstoff leicht auf; die Auflösung wird durch Wasser milchig. Eine Auflösung von Weinsäure entzieht dem Kermes das Oxyd und hinterlässt Schwefelantimonhydrat. Umgekehrt löst Aetzkalilauge vom Kermes das Schwe-

felantimon leicht auf und lässt den grössten Theil des Antimonoxyds zurück. Ammoniak wirkt nur wenig ein.

e. Anwendung. In der Medicin. ,

Antimonglas. SbO_3 mit SbS_3 .

a. Entdeckung. Basilius Valentinus.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Rohes Schwefelantimon wird so lange geröstet, bis sich keine schwefelige Säure mehr entbindet, der graue pulverige Rückstand (Antimonasche, wesentlich antimonsaures Antimonoxyd) mit $\frac{1}{10}$ bis $\frac{1}{6}$ Schwefelantimon vermengt, das Gemenge in einem Tiegel geschmolzen und auf eine Metallplatte ausgossen. — Der Zusatz des Schwefelantimons hat zum Zwecke: 1) das antimonsaure Antimonoxyd wieder zu Antimonoxyd zu reduciren, wobei schwefelige Säure entweicht:



2) Ein anderer Theil des Schwefelantimons schmilzt mit dem Antimonoxyde unverändert zusammen und ertheilt ihm die gewünschte rothe Farbe.

d. Eigenschaften. Ein rubinrothes, durchsichtiges klingendes Glas, enthält in 100 Theilen etwa 88 Th. Oxyd und 12 Th. Sulphid. Ist es dunkler gefärbt, so enthält es mehr Sulphid, und umgekehrt sieht es bei grösserm Gehalte an Oxyd heller aus.

e. Anwendung. Zum Färben von Glasflüssen; in der Thierheilkunde.

Antimonsupersulphid (Goldschwefel, Sulphuraurat).



a. Entdeckung. Basilius Valentinus.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man leitet Schwefelwasserstoff in eine Auflösung von Antimonsuperchlorid in Salzsäure; oder man zersetzt eine Auflösung des Natrium-Antimonsupersulphids in Wasser mit verdünnter Schwefelsäure. Der entstandene Niederschlag wird mit kaltem Wasser gewaschen und in gelinder Wärme getrocknet.

d. Eigenschaften. Ein lebhaft gelbrothes, lockeres, amorphes Pulver, geruch- und geschmacklos, gibt beim Erhitzen 2 Aeq. Schwefel ab und verwandelt sich in graues Schwefelantimon, löst sich leicht und vollständig in Aetzkalklauge, schwer in Aetzammoniak,

unter Abscheidung von Schwefel in concentrirter Salzsäure. Beim Glühen an der Luft hinterbleibt antimonsaures Antimonoxyd.

c. Anwendung. In der Medicin.

Natrium-Antimonsupersulphid. $3\text{NaS} + \text{SbS}_3 + 18\text{HO} = 6099,1$.
(In 100 Theilen: 23,96 NaS, 43,83 SbS₃ und 33,21 HO).

a. Entdeckung. Schlippe 1821.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man glühet ein inniges Gemenge von 8 Th. wasserfreiem schwefelsaurem Natron, 6 Th. Schwefelantimon und 3 Th. Kohle, kocht die Masse mit Wasser und 1½ Th. Schwefel, filtrirt und verdunstet zum Krystallisiren. — Durch die Kohle wird das schwefelsaure Natron in Schwefelnatrium verwandelt, und der nachher hinzukommende Schwefel führt das Schwefelantimon in das höchste Sulphid über.

d. Eigenschaften. Das Salz krystallisirt in farblosen oder gelblichen luftbeständigen Tetraëdern, schmeckt stechend salzig, dann hepatisch und metallisch, löst sich in 3 Th. kaltem Wasser, nicht in Alkohol, die wässrige Lösung zersetzt sich nach und nach an der Luft und lässt ein braunes Pulver fallen, Säuren schlagen daraus Goldschwefel nieder.

e. Anwendung. Zur Darstellung des Goldschwefels.

Legirungen des Antimons.

Mit Blei. 3 Th. Blei und 1 Th. oder auch weniger Antimon geben das Metall zu den Buchdruckerlettern, dem man zuweilen auch ein wenig Wismuth zusetzt.

Mit Zinn. Zuweilen wird dem Zinn etwas Antimon zugesetzt, um es härter zu machen. Das sogenannte Britanniametall besteht wesentlich aus 90 Th. Zinn und 10 Th. Antimon.

Kennzeichen der Antimonoxydsalze.

Das nachfolgende Verhalten bezieht sich vorzüglich auf das saure Antimonchlorid und den Brechweinstein. Die Auflösungen beider gehen mit Kali oder Natron einen weissen, im Ueberschuss dieser Alkalien löslichen, mit Ammoniak, kohlen-sauren und phosphor-sauren Alkalien, Oxalsäure, Kaliumeisencyanür einen weissen permanenten, mit Kaliumeisencyanid keinen, mit Schwefelwasserstoff einen orangefarbigen, in Schwefelammonium leicht löslichen Nieder-

schlag. Zink, Eisen fallen das Antimon metallisch. Mit Soda auf Kohle geschmolzen, reduciren sich die Antimonverbindungen, entbinden einen weissen Rauch und beschlagen die Kohle weiss.

Die Antimonoxydsalze wirken schon in geringen Gaben brechenenerregend, in grössern Gaben giftig; das beste Gegenmittel ist Gerbestoff, in der Form von Abkochungen der Eichenrinde, China- rinde, Weidenrinde etc.

3. Arsen (Fliegenstein). $\text{As} = 937,5$.

a. Entdeckung. Brandt 1733. — Sein Name ist abgeleitet von *ἀρσενικόν*, womit die alten Griechen das gelbe Schwefelarsen bezeichneten.

b. Vorkommen. Nicht sehr häufig; gediegen als Scherbenkobalt; verbunden mit Sauerstoff als arsenige Säure, als Arsensäure mit Basen (Kalk, Bleioxyd, Kobaltoxyd, Eisenoxyd, Kupferoxyd etc.); mit Schwefel als Realgar und Operment; mit Kobalt, Eisen, Nickel, Kupfer; als Schwefelarsen mit andern Schwefelmetallen (Schwefel- silber, Schwefelkupfer, Schwefelantimon, Schwefeleisen, Schwefel- kobalt). Auch hat man das Arsen spurweise in Mineralwässern und deren ockerartigen Absätzen, sowie in Pflanzen gefunden.

c. Darstellung. Man erhitzt den Arsenkies $= \text{FeS}_2 + \text{FeAs}$ in irdenen Retorten, wobei das Eisen und der Schwefel als Einfach- Schwefeleisen zurückbleiben, und reinigt das Uebergegangene durch nochmalige Destillation mit Kohle.

d. Eigenschaften. Das Arsen ist stahlgrau, stark glänzend, von blättrigem Gefüge, sehr spröde, krystallisirt hexagonal, hat ein spec. Gewicht von 5,8 bis 5,9, oxydirt sich an der Luft und bedeckt sich mit einem schwarzen Staube, verflüchtigt sich, ohne vorher zu schmelzen, bei etwa 200° in farblosen Dämpfen, welche knoblauch- artig riechen, und sich bei Luftzutritt zu arseniger Säure oxydiren, verbrennt bei stärkerer Hitze an der Luft oder im Sauerstoffgase mit bläulichweisser Flamme zu arseniger Säure. In luftdicht verschlos- senen Gefässen lässt es sich schmelzen. Wasser löst das Arsen in geringer Menge, aber nur in dem Maasse, als es sich zu arseniger Säure oxydirt; ebenso wirkt Salzsäure, wogegen Salpetersäure und Königswasser dasselbe energisch angreifen und auflösen.

e. Anwendung. Als Zusatz zum Blei bei der Fabrikation des Schrots; als Fliegengift; zur Darstellung anderer Arsenverbindungen.

f. Verbindungen:

Arsen und Sauerstoff.

Man kennt mit Gewissheit zwei Oxydationsstufen des Arsens, welche die Eigenschaften der Säuren besitzen, und der phosphorigen Säure und Phosphorsäure entsprechen, nämlich die arsenige Säure und die Arsensäure. Das schwarze Pulver, womit sich das metallische Arsen beim Liegen an der Luft bedeckt, wird als Suboxyd betrachtet, doch ist seine Zusammensetzung nicht ermittelt; mit Basen in Berührung zerfällt es in arsenige Säure und Metall.

Arsenige Säure (Weisser Arsenik, Giftmehl).

$\text{As}_2\text{O}_3 = 1237,5$. (In 100 Theilen: 75,75 As und 24,25 O).

a. Entdeckung. Ist schon sehr lange bekannt; Mitscherlich ermittelte seine Zusammensetzung.

b. Vorkommen. Sehr sparsam als Verwitterungsprodukt von Arsenerzen.

c. Darstellung. Sie bildet sich beim Erhitzen des Arsens an der Luft. Im Grossen gewinnt man sie durch Rösten arsenhaltiger Eisen-, Nickel- und Kobaltkiese, und Auffangen der Dämpfe in langen horizontalen Gängen, während die gleichzeitig dabei sich bildende schwefelige Säure durch den Rauchfang entweicht. Die mehlig abgesetzte arsenige Säure wird in eisernen Röhren einer nochmaligen Sublimation unterworfen.

d. Eigenschaften. Die arsenige Säure erscheint frisch bereitet in farblosen durchsichtigen, amorphen Massen, wird aber durch Liegen nach und nach undurchsichtig porcellanartig und krystallinisch, ohne dabei eine Gewichtszunahme zu erleiden. Sie schmeckt schwach zusammenziehend süsslich, schmilzt leicht, verflüchtigt sich schon vor dem Schmelzen in geruchlosen Dämpfen, verbreitet aber auf glühender Kohle (durch Reduction) den Knoblauchgeruch des metallischen Arsens, löst sich schwer in Wasser, die glasige in 25 Th., die porcellanartige erst in 75 Th. kaltem Wasser, und diese Lösungen reagiren schwach sauer; heisses Wasser zeigt gegen beide Arten von Säure gleiche Löslichkeit (es nimmt $\frac{1}{2}$ davon auf), indem sich die undurchsichtige Art. dabei in die durchsichtige verwandelt. Aus heissen gesättigten Lösungen krystallisirt sie in Octaëdern. In verdünnter Salzsäure löst sie sich leichter als in Wasser.

e. Anwendung. Zur Darstellung vieler Arsenpräparate, in der Glas- und Smaltfabrikation, Kattundruckerei zur Bereitung von arsenigsaurem und arsensaurem Kali, vielen Farben; zur Vergiftung

schädlicher Thiere, zur Schützung ausgestopfter Thiere gegen Insektenfrass; in der Heilkunde etc.

f. Verbindungen. Siehe weiter unten.

Arsensäure. $\text{AsO}_3 = 1437,5$.

(In 100 Theilen: 65,21 As und 34,79 O).

a. Entdeckung. Scheele 1780.

b. Vorkommen. In der Natur an verschiedene Basen (Kalk, Eisenoxyd, Kupferoxyd, Bleioxyd, Kobaltoxyd) gebunden.

c. Darstellung. Man kocht arsenige Säure mit überschüssiger Salpetersäure oder Königswasser, und verdunstet die Solution zur Trockne.

d. Eigenschaften. Eine weisse undurchsichtige Masse von ätzend saurem Geschmack, zerfließt nach und nach an der Luft, scheidet sich aus der wässrigen Lösung beim Verdunsten in farblosen wasserhaltigen Krystallen aus. In der Glühhitze verliert sie 2 Aeq. Sauerstoff und verflüchtigt sich dann als arsenige Säure.

e. Anwendung. Für sich keine; nur mit Basen verbunden wird sie technisch benutzt.

f. Verbindungen. Siehe weiter unten.

Salze der arsenigen Säure.

Arsenignsaures Kali = $\text{KO} + \text{AsO}_3$, erhält man durch Kochen einer Auflösung von kohlen-saurem Kali mit gepulverter arseniger Säure, bis die Flüssigkeit nicht mehr alkalisch reagirt, und Verdunsten der Solution als eine weisse, leicht feucht werdende Salzmasse. Es dient in der Kattundruckerei, vorzüglich aber zur Darstellung des

Arsenignsauren Kupferoxyds = $\text{CuO} + \text{AsO}_3$, indem man eine Auflösung von schwefelsaurem oder essigsäurem Kupferoxyd damit fällt. Es heisst nach seinem Entdecker auch Scheelesches Grün, besitzt eine schöne hellgrüne Farbe, löst sich in verdünnten Säuren, auch in Ammoniak, und wird als Malerfarbe gebraucht, ist aber zu Anstrichen in Wohn- oder Schlafzimmern nicht zu empfehlen, da es durch Einwirkung von Feuchtigkeit giftiges Arsenwasserstoffgas ausdünstet. Eine ähnliche gefährliche Einwirkung auf den Menschen äussern die schönen grünen arsenignsauren Kupferfarben, welche unter dem Namen Schweinfurter-, Mitis-, Wiener-, Kirchberger-, Kaiser-, Neugrün etc. im Handel

vorkommen, aber ausser arsenigsaurem Kupferoxyd auch noch essigsaures Kupferoxyd enthalten, und im Allgemeinen durch Kochen von gepulvertem Grünspann mit arseniger Säure und Wasser bereitet werden.

Salze der Arsensäure.

Arsensaures Kali = $KO + AsO_3 + 2 HO$. Man glühet gleiche Theile arsenige Säure und Salpeter, löst die Masse nach dem Erkalten in Wasser, filtrirt und verdunstet zur Krystallisation. Es bildet farblose quadratische Pyramiden, ist luftbeständig, reagirt sauer, löst sich in 5 Theilen kaltem, noch leichter in kochendem Wasser auf. Dient in der Kattundruckerei als Reservege gegen essigsaure Alaunerde, essigsaures Eisenoxyd, indem man die Reservege entweder über die angebeitzten Waaren aufklotzt, oder umgekehrt, und dann schnell bei starker Wärme trocknet.

Arsen und Wasserstoff.

Man kennt nur eine Verbindung, welche der arsenigen Säure entspricht.

Arsenwasserstoffgas. $AsH_3 = 975,0$.

(In 100 Theilen: 96,15 As und 3,85 H).

a. Entdeckung. Scheele 1780.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Eine Legirung von Zink und Arsen wird in einem Gasentwicklungsapparate mit verdünnter Salzsäure oder verdünnter Schwefelsäure behandelt, und das entweichende Gas über Wasser aufgefangen. Die Operation muss im Freien oder unter einem gutziehenden Schornsteine vorgenommen werden, weil dieses Gas im höchsten Grade giftig ist. Auch bildet es sich, wenn statt metallischem Arsen eine Arsensolution genommen wird.

d. Eigenschaften. Ein farbloses Gas von widrigem Geruche, 2,69 spec. Gewicht, wird bei -30° flüssig, lässt sich entzünden und verbrennt unter Verbreitung eines Knoblauchgeruchs mit bläulichweisser Flamme zu arseniger Säure und Wasser, jedoch nicht vollständig, indem ein Antheil Arsen der Oxydation entgeht und sich als schwärzlicher Körper abscheidet, der beim Berühren der Flamme mit einer Porcellanplatte, die letztere mit einer dunkeln, glänzenden Schicht überzieht. Lässt man das Gas durch eine glühende Glas-

röhre streichen, so zerfällt es und setzt in dem kältern Theile der Röhre einen Spiegel von Arsen ab. In Wasser löst sich das Gas nur in sehr geringer Menge auf; lässt man es längere Zeit über Wasser stehen, so zersetzt es sich vollständig und setzt auf der Wand des Gefässes einen dunkelbraunen Körper ab, der für festen Arsenwasserstoff gehalten wird, dessen Zusammensetzung aber nicht bekannt ist. In Chlorgas entzündet sich das Arsenwasserstoffgas und verbrennt zu Salzsäure und Chlorarsen.

Das auf die oben angegebene Weise dargestellte Gas enthält stets freies Wasserstoffgas, wovon man sich leicht durch Einbringen einer Kupfervitriollösung überzeugen kann, welche das Arsenwasserstoffgas absorbiert, den freien Wasserstoff aber übrig lässt.

e. Anwendung. Man benutzt das Verhalten dieses Gases beim Verbrennen und beim Durchleiten durch eine glühende Röhre bei gerichtlichen Untersuchungen auf Arsen, um dasselbe in den leisesten Spuren nachzuweisen, und bringt zu diesem Behufe die arsenhaltige (saure) Flüssigkeit in einem Gasentwicklungsapparate (nach seinem Entdecker Marsh'scher Apparat genannt) mit Zink und verdünnter Schwefelsäure zusammen. Da das Antimonwasserstoffgas beim Verbrennen und beim Durchleiten durch eine glühende Röhre ein dem Arsenwasserstoffgase ähnliches Verhalten zeigt, nur mit dem Unterschiede, dass das brennende Antimonwasserstoffgas nicht knoblauchartig riecht, so muss man zur Vermeidung von Täuschungen den Metallspiegel mit verdünnter Salpetersäure oder unterchlorig-saurer Kalilösung in Berührung bringen, in welchen Flüssigkeiten der Arsenspiegel, nicht aber der Antimonspiegel löslich ist.

Arsen und Chlor.

Man kennt nur eine Verbindung, welche der arsenigen Säure entspricht.

Arsensuperchlorür. $\text{AsCl}_3 = 2268,6$.
(In 100 Theilen: 41,32 As und 58,68 Cl).

a. Entdeckung. J. Davy.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Gepulvertes Arsen entzündet sich, wenn man es in eine mit Chlorgas gefüllte Flasche bringt, und gibt weisse Dämpfe von Chlorarsen. Zu seiner Gewinnung leitet man trocknes Chlor über Arsen, oder man destillirt ein Gemenge von 1 Th. Arsen und 6 Th. Quecksilberchlorid.

d. Eigenschaften. Eine farblose Flüssigkeit von 6,3 spec. Gewichte, ist noch bei -29° flüssig, siedet bei 132° , bildet an der Luft weisse Dämpfe, löst sich leicht in Wasser, Weingeist, Aether und ätherischen Oelen, zerlegt sich mit viel Wasser sogleich in arsenige Säure und Salzsäure.

e. Anwendung. Keine.

Arsen und Schwefel.

Von den Verbindungen des Arsens mit Schwefel sind besonders drei zu bemerken, ein Sulphid, welchem keine bekannte Oxydationsstufe des Arsens entspricht, ein Supersulphür und Supersulphid, der arsenigen Säure und Arsensäure proportional zusammengesetzt.

Arsensulphid (Realgar, rothes Schwefelarsen).

$\text{As}_2\text{S}_3 = 1337,5$. (In 100 Theilen: 70,09 As und 29,91 S).

a. Entdeckung. Es ist schon sehr lange bekannt; Laugier erforschte seine Zusammensetzung.

b. Vorkommen. Findet sich natürlich, meist in Begleitung anderer Arsenerze.

c. Darstellung. Es lässt sich leicht durch Zusammenschmelzen von 70 Th. Arsen und 30 Th. Schwefel künstlich erhalten. Das auf Hüttenwerken bereitete enthält meistens etwas mehr Schwefel, auch wohl arsenige Säure.

d. Eigenschaften. Der natürliche Realgar erscheint in mehr oder weniger rothen, durchsichtigen Krystallen und derben Massen, von 3,544 spec. Gewicht und 1,5 Härte, gibt ein gelbes Pulver, schmilzt in der Hitze und sublimirt unverändert, erstarrt beim Erkalten krystallinisch; der künstliche hat oft nur ein spec. Gewicht von 2,30 bis 3,32, dagegen eine Härte von 3, und erstarrt nach dem Schmelzen stets glasig wieder. Er ist unlöslich in Wasser und Weingeist, wird durch Kalilauge zersetzt in freien Schwefel, welcher sich auflöst und in ein schwarzbraunes Pulver $= \text{As}_2\text{S}_3$, das sich abscheidet. Ein Gehalt an freier arseniger Säure würde sich durch theilweise Löslichkeit in Wasser zu erkennen geben.

e. Anwendung. Als Malerfarbe; mit Salpeter zu Weissfeuer.

Arsensupersulphür. (Auripigment, Rauschgelb).

$\text{As}_2\text{S}_5 = 1537,5$. (In 100 Theilen: 60,97 As und 39,03 S).

a. Entdeckung. Wie das Sulphid.

b. Vorkommen. Wie das Sulphid.

c. Darstellung. Man kann es durch Zusammenschmelzen von 61 Theilen Arsen und 39 Theilen Schwefel künstlich darstellen. Auch bildet es sich durch Einleiten von Schwefelwasserstoff in eine Lösung von arseniger Säure. Auf Hüttenwerken schmilzt man 7 Theile arsenige Säure mit 1 Theil Schwefel zusammen, wobei schweflige Säure entweicht; da aber der Schwefel bei weitem nicht ausreicht, allen Sauerstoff und alles Arsen zu binden, so enthält dieses Produkt immer sehr viel freie arsenige Säure.

d. Eigenschaften. Das natürliche Auripigment erscheint in goldgelben, meist blätterigen Massen von 3,459 spec. Gewicht und 1,5 Härte, schmilzt in der Hitze und sublimirt unverändert, erstarrt beim Erkalten nicht wieder krystallinisch sondern als amorphe Masse; das künstliche bildet schöngelbe, meist undurchsichtige Massen von 2,762 spec. Gew. und 3 Härte, schmilzt und erstarrt ebenfalls glasig. Es löst sich nicht in Wasser und Weingeist (bei einem Gehalt von arseniger Säure wird diese vom Wasser aufgenommen), vollständig in Alkalien, nicht in Salzsäure, unter Zersetzung in Salpetersäure und in Königswasser.

e. Anwendung. Als Malerfarbe; zur Reduction des Indigo, der sich dann in dem gleichzeitig vorhandenen Aetzkali löst; mit Kalk und Wasser zum Wegbeizen der Haare (Rhusma der Türken und Juden).

Arsensupersulphid. $\text{AsS}_5 = 1937,5$.

(In 100 Theilen: 48,38 As und 51,62 S).

a. Entdeckung. Berzelius.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung. Man fällt eine Auflösung der Arsensäure mit Schwefelwasserstoffgas.

d. Eigenschaften. Ein blassgelbes Pulver, schmelzbar, sublimirbar, leicht löslich in Alkalien, nicht in Salzsäure, unter Zersetzung in Salpetersäure und in Königswasser.

e. Anwendung. Keine.

Legirungen des Arsens.

Ausser den natürlichen Legirungen mit Eisen, Kobalt, Nickel, Kupfer, lassen sich auch eine Menge künstliche Legirungen des Ar-

sens mit diesen und andern Metallen darstellen. Im Allgemeinen macht das Arsen die damit verbundenen Metalle spröde, die schwer schmelzbaren leichter schmelzend, ist auch durch Erhitzen niemals ganz vollständig wieder abzuschneiden. Gebräuchlich ist fast nur noch eine Legirung mit Blei, die zur Schrotfabrikation angewandt wird, und in 100 Theilen aus 98 Blei und 2 Arsen besteht.

Das sogenannte Weisskupfer, durch Zusammenschmelzen gleicher Theile Kupfer und Arsen unter einer Decke von Glas oder Kochsalz dargestellt, ist durch die silberplattirten Waaren und das Argentan ganz verdrängt worden.

Kennzeichen der Arsensalze.

Arsenigsaurer Salze. Nur die der Alkalien lösen sich in Wasser auf, die der übrigen Basen lösen sich in Säuren. In neutralen Auflösungen erzeugt salpetersaures Silberoxyd einen gelben, schwefelsaures Kupferoxyd einen hellgrünen Niederschlag; beide Niederschläge lösen sich in Salpetersäure und in Ammoniak leicht auf. Schwefelwasserstoff bringt in angesäuerten Auflösungen einen citronengelben Niederschlag hervor, der in reinen und kohlen-sauren Alkalien, sowie in Schwefelammonium leicht löslich ist, dagegen von Säuren nicht aufgelöst wird. Durch schwefelsaure Magnesia und Ammoniak entsteht ein weisser Niederschlag, der sich nicht in Ammoniak, wohl aber in Chlorammonium auflöst. Mit Soda gemengt, entwickeln alle Verbindungen der arsenigen Säure auf Kohle vor dem Löthrohre einen knoblauchartigen Geruch. Mit Zink und verdünnter Schwefelsäure oder Salzsäure in Berührung erzeugen alle arsenigsaurer Verbindungen (mit Ausnahme der Sulphide) Arsenwasserstoffgas (siehe dieses Gas.)

Arsensaure Salze. Nur die der Alkalien lösen sich in Wasser, die der übrigen Basen lösen sich in Säuren, doch einige selbst in diesen nur schwer. In neutralen Auflösungen erzeugt salpetersaures Silber einen braunrothen, schwefelsaures Kupferoxyd einen blauschwarzen Niederschlag; beide Niederschläge lösen sich in Salpetersäure und in Ammoniak leicht auf. Schwefelwasserstoff bringt in angesäuerten Auflösungen einen blauschwarzen Niederschlag hervor, der in reinen und kohlen-sauren Alkalien, sowie in Schwefelammonium leicht löslich ist, dagegen von Säuren nicht aufgelöst wird; dieser Niederschlag erfolgt jedoch nicht immer sogleich, sondern oft erst nach längerem Stehen, oder beim Erwärmen der Flüssigkeit.

Durch schwefelsaure Magnesia und Ammoniak entsteht ein weisser Niederschlag, der sich weder in Ammoniak, noch in Chlorammonium auflöst. Gegen Soda, sowie gegen Zink und Schwefelsäure oder Salzsäure verhalten sich die arsenisauren Verbindungen gerade so, wie die arsenigsauren.

Die arsenige Säure, die Arsensäure und alle in Wasser auflöselichen Verbindungen dieser beiden Säuren wirken sehr giftig. Die besten Gegenmittel sind in Wasser suspendirtes Eisenoxydhydrat und gebrannte Magnesia.

4. Chrom. Cr = 328,0.

a. Entdeckung. Vauquelin 1797; fast gleichzeitig wurde es auch von Klaproth entdeckt. — Sein Name ist abgeleitet von *χρῶμα* (Farbe), weil alle Verbindungen dieses Metalls gefärbt (grün, gelb, roth) sind.

b. Vorkommen. Nicht häufig; als unreines Oxyd (Chromocker), als Oxyd im Chromkalkgranat; als Oxyd mit Eisenoxydul verbunden im Chromeisenstein, der das verbreitetste Chromerz ist; als Oxyd in geringer Menge in mehreren Silicaten, wie Smaragd, Serpentin etc., welche davon grün gefärbt sind. Als Säure mit Bleioxyd verbunden im Rothbleierz und Melanochroit, mit Bleioxyd und Kupferoxyd verbunden im Vauquelin. Endlich enthalten noch verschiedene rothgefärbte Mineralien, wie der Rubin, Granat, Pyrop geringe Antheile Chrom, entweder als Säure oder als Oxydul.

c. Darstellung. Chromoxyd wird mittelst Kohle bei heftiger Glühhitze reducirt. Auch kann man es durch Erhitzen des Chromchlorids mittelst Kalium erhalten.

d. Eigenschaften. Das Chrom ist grauweiss, sehr spröde, von körnigem Bruch, 5,9 spec. Gewicht, sehr schwer schmelzbar, verändert sich an der Luft und im Wasser nicht, oxydirt sich aber beim Glühen zu Oxyd. Das aus dem Oxyde in hoher Temperatur bereitete Metall löst sich nur schwer in Salpetersäure und in Königswasser, leicht aber in Flusssäure; das aus dem Chloride durch Kalium erhaltene Metall löst sich dagegen leicht in verdünnter Schwefelsäure oder Salzsäure.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen:

Chrom und Sauerstoff.

Das Chrom verbindet sich mit dem Sauerstoffe in mehreren Verhältnissen.

1. Chromoxydul CrO .
2. Chromoxyd Cr_2O_3 .
3. Chromsuperoxyd CrO_4 ; oder $\text{Cr}_2\text{O}_6 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{CrO}_3$.
4. Chromsäure, CrO_3 .
5. Ueberchromsäure, Cr_2O_7 .

Chromoxydul. $\text{CrO} = 428,0$.

(In 100 Theilen: 76,63 Cr und 23,37 O).

a. Entdeckung, Moberg 1843, und bald darauf auch Pélilot.

b. Vorkommen. Es scheint der rothfärbende Bestandtheil mehrerer Mineralien zu seyn (s. oben Chrom).

c. Darstellung. Man fällt eine in luftfreiem Wasser frisch bereitete Lösung von Chromchlorür mit Aetzkalilauge.

d. Eigenschaften. Als Hydrat $= \text{CrO} + \text{HO}$ ein gelber Niederschlag, der beim Trocknen partiell höher oxydirt und braun wird; verändert sich nicht an trockner Luft, entwickelt beim Glühen Wasserstoffgas und verwandelt sich in Oxyd, löst sich nicht in verdünnten Säuren, langsam in warmen concentrirten Säuren.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Das Chromoxydul ist eine starke Basis, deren Salze aber noch wenig untersucht, auch schwierig darzustellen sind, weil sie sich leicht in Oxydsalze verwandeln.

Chromoxyd. $\text{Cr}_2\text{O}_3 = 956,0$.

(In 100 Theilen: 68,61 Cr und 31,39 O).

a. Entdeckung. Berzelius ermittelte seine Zusammensetzung.

b. Vorkommen. (Siehe Chrom).

c. Darstellung. Auf trockenem Wege durch Glühen von 5 Theilen saurem chromsaurem Kali mit 1 Theil Schwefel, und Auslaugen der Masse, um das gebildete schwefelsaure Kali zu entfernen

$\text{KO} + 2 \text{CrO}_3$, und $\text{S} = \text{KO} + \text{SO}_3$, und Cr_2O_3 .

Beim Glühen von chromsaurem Quecksilberoxydul bleibt reines Chromoxyd zurück. Auf nassem Wege: durch Fällen einer Auflö-

sung von Chromchlorid oder eines Chromoxydsalzes mit Kalilauge im Kochen.

d. **Eigenschaften.** Das wasserfreie Oxyd ist ein schönes grünes Pulver, unschmelzbar, feuerbeständig, unlöslich in Säuren, färbt die Glasflüsse smaragdgrün. Das durch Fällen bereitete Oxyd ist ein Hydrat mit 6 Aeq. HO (41 $\frac{1}{2}$ Proc.), graugrün, leicht löslich in Säuren, auch in Aetzkalilauge, wird aber aus letzterer Lösung durch Kochen wieder gefällt. Beim Erhitzen unter der Glühtemperatur verliert es das Wasser, erscheint dann dunkelgrün, löst sich aber noch, wenn auch langsam, in Säuren auf; erst durch Glühen wird es hellgrün und unlöslich in Säuren.

e. **Anwendung.** Zum Grünfärben von Glasflüssen, auch in der Oelmalerei.

f. **Verbindungen.** Das Chromoxyd gehört zu den schwächern Basen. Seine wichtigsten Salze werden weiter unten folgen.

Chromsuperoxyd. $\text{CrO}_2 = 528,0.$ ∴

(In 100 Theilen: 62,12 Cr und 37,88 O).

a. **Entdeckung.** Vauquelin.

b. **Vorkommen.** Ist nur Kunstprodukt.

c. **Darstellung.** Man erhält es durch Erhitzen des salpetersauren Oxyds oder durch Vermischen der Chromsäure mit schwefliger Säure, oder durch Auflösen des Chromoxydhydrats in schwefelsäurehaltiger Chromsäure und Fällen mit Aetzkali.

d. **Eigenschaften.** Ein dunkelrothbraunes, in der Glühhitze in Oxyd und Sauerstoff zerfallendes Pulver, in Säuren mit schmutzig rother Farbe löslich, wird durch Salzsäure unter Entwicklung von Chlor in Chlorid verwandelt, von Kalilauge, wenn es wasserfrei ist, nicht angegriffen, wenn es sich aber im Zustande des Hydrats befindet, beim Kochen damit in sich auflösende Chromsäure und sich abscheidendes Chromoxydhydrat zerlegt.

e. **Anwendung.** Keine.

Chromsäure. $\text{CrO}_3 = 628,0.$

(In 100 Theilen: 52,22 Cr und 47,78 O).

a. **Entdeckung.** Vauquelin.

b. **Vorkommen.** Siehe Chrom.

c. **Darstellung.** Man löst 4 Th. doppelt-chromsaures Kali in 26 Th. warmem Wasser, setzt zu dieser Lösung sogleich 90 Th. conc. Schwefelsäure, lässt 24 Stunden stehen, sammelt das ausgeschiedene

krystallinische Pulver auf einem Ziegelstein, löst es, nachdem alle anhängende Feuchtigkeit von dem Steine eingesogen ist, in seinem doppelten Gewichte Wasser auf und verdunstet zur Krystallisation.

d. Eigenschaften. Cinnoberrothe Nadeln von scharfsaurem, zusammenziehendem Geschmacke, an der Luft zerfließlich, die Haut gelb färbend; bei 180 — 190° schmelzbar, bei 250° erfolgt noch keine Zersetzung, aber in höherer Temperatur entweicht Sauerstoff und es hinterbleibt ein unlöslicher schwarzer Rückstand = $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3 \text{CrO}_2$. Schwefeligsaures Gas liefert, aber erst bei 180°, denselben Körper, Alkohol einen graubraunen = $3 \text{Cr}_2\text{O}_3 + 2 \text{CrO}_2$. In der Glühhitze verliert die Chromsäure die Hälfte ihres Sauerstoffs und hinterlässt Oxyd. Salzsäure verwandelt dieselbe, unter Entwicklung von Chlor, in Chromchlorid. Die Chromsäure ist ein kräftiges Oxydationsmittel; viele organische Stoffe, z. B. Papier, verkohlt sie wie die Schwefelsäure.

e. Anwendung. Für sich keine.

f. Verbindungen. Die Chromsäure ist eine starke Säure, und liefert fast mit allen Basen Salze, von denen die wichtigsten weiter unten folgen.

Ueberchromsäure. $\text{Cr}_2\text{O}_7 = 1356,0$.
(In 100 Theilen: 48,37 Cr und 51,63 O).

a. Entdeckung. Barreswill 1843.

b. Vorkommen. Ist nur Kunstprodukt.

c. Darstellung und Eigenschaften. Sie entsteht durch Einwirkung von Wasserstoffsperoxyd auf Chromsäurelösung, und bildet eine indigoblaue Flüssigkeit, die sich jedoch bald wieder zersetzt. Isoliren lässt sich die Säure nicht.

Sauerstoffsalze des Chromoxyds.

Schwefelsaures Chromoxyd. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3 \text{SO}_2 = 2456,0$.
(In 100 Theilen: 38,92 Cr und 61,08 O).

Löst man Chromoxydhydrat in verdünnter Schwefelsäure, so erhält man eine grüne Solution, die nach dem Abdampfen zu einer grünlichblauen Masse erstarrt, welche eine blaue (im durchfallenden Lichte rubinrothe) Lösung gibt. Setzt man der conc. Lösung Weingeist hinzu, so krystallisirt nach und nach ein blaues Salz $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3 \text{SO}_2 + 16 \text{HO}$ heraus, welches in der Wärme unter Abgabe von

10 Aeq. HO zu einer grünen Flüssigkeit schmilzt, die in der Kälte erstarrt, bei weiterm Erhitzen aber wasserfrei und pärsichblüthroth wird. Das wasserfreie Salz ist unlöslich in Wasser, Mineralsäuren, Königswasser und Ammoniak; im Sonnenlichte sieht es blassgrün oder grau, im Kerzenlichte spahngrün aus.

Dieses schwefelsaure Chromoxyd ist der Typus einer interessanten Gruppe von Doppelsalzen, welche man Chromalaune nennt, weil sie eine dem gewöhnlichen Alaune analoge Zusammensetzung haben; sie sind nämlich Alaun = $KO + SO_3, Al_2O_3 + 3 SO_3, 24 HO$, worin die Alaunerde durch Chromoxyd vertreten ist, krystallisiren auch in Octaëdern wie der Alaun. Sowie nun im Alaun das Kali durch Natron oder Ammoniumoxyd etc. ersetzt werden kann, so auch in dem Chromalaun, und wir erhalten dadurch einen Kali-, Natron- und Ammoniak-Chromalaun. Am bekanntesten ist der

Kali-Chromalaun = $KO + SO_3, Cr_2O_3 + 3 SO_3, 24 HO$.
Zu seiner Darstellung löst man zweifach-chromsaurer Kali in Wasser, setzt 1 Aeq. Schwefelsäure hinzu, leitet in die Flüssigkeit schwefelige Säure im Ueberschuss und lässt sie freiwillig verdunsten.

$KO + 2 CrO_3, SO_3$ und $3 SO_3 = KO + SO_3, Cr_2O_3 + 3 SO_3$.

Er krystallisirt in dunkelpurpurrothen Octaëdern, löst sich in Wasser mit blau-violetter Farbe, nicht in Weingeist; erhitzt man die wässrige Lösung bis auf 80° , so wird sie grün, das Doppelsalz ist dann zersetzt, und beim Verdunsten schießt schwefelsaures Kali an, während das schwefelsaure Chromoxyd zu einer grünen gummiähnlichen Masse eintrocknet.

Chromsaure Salze.

Einfach-chromsaurer Kali. $KO + CrO_3 = 1218,0$.

(In 100 Theilen: 48,44 KO und 51,56 CrO_3).

Man setzt zu einer conc. Auflösung von zweifach-chromsaurem Kali so lange kohlen-saurer Kali, bis sie eine hellgelbe Farbe und eine alkalische Reaction angenommen hat, und verdunstet zum Krystallisiren.

Es bildet citronengelbe rhombische Säulen und Pyramiden, ist luftbeständig, schmeckt kühlend, anhaltend bitter und metallisch, färbt sich beim Erhitzen roth und schmilzt im Glühen, ohne eine Zersetzung zu erleiden, löst sich in 2 Th. kaltem Wasser unter bedeutender Temperatur-Erniedrigung, noch leichter im kochendem Wasser, die Lösung ist citronengelb und reagirt alkalisch. Von Weingeist wird es nicht aufgenommen.

Zweifach-chromsaures Kali. $\text{KO} + 2 \text{CrO}_3 = 1846.$

(In 100 Theilen: 31,96 KO und 68,04 CrO_3 .)

Man bereitet es im Grossen direkt aus dem Chromeisenstein. Derselbe wird gepocht, durch Waschen und Schlämmen von fremden Beimengungen möglichst befreiet, mit kohlen-saurem Kali und etwas Salpeter im Flammofen anhaltend erhitzt, die Masse mit Wasser aus-gelaut, die Solution mit Essigsäure oder Salpetersäure übersättigt, wobei sich Kieselerde ausscheidet, worauf man filtrirt und zur Kry-stallisation verdunstet.

Das Salz bildet feuerrothe Krystalle, schmeckt bitter, kühlend, metallisch, schmilzt in der Hitze, zersetzt sich in höherer Temperatur und hinterlässt ein Gemenge von neutralem Salz und Chromoxyd. es löst sich in 10 Th. kaltem, leichter in heissem Wasser, reagirt sauer, nicht in Alkohol. Papier, Leinwand etc. damit getränkt, ver-glimmen, wenn ein Funken darauf fällt, wie Zunder.

Anwendung. Beide Kalisalze dienen als Reagentien auf ver-schiedene Metallsalze; zur Darstellung anderer Chrompräparaté; in der Färberei und Kattundruckerei zu Gelb, Orange und mit Blau zu Grün; um auf blauem Grunde den Indigo stellenweise zu zerstören, indem man eine Auflösung von doppelt-chromsaurem Kali auf blau-gefärbtes Zeug aufklotzt, und darüber eine Reservege, bestehend aus Weinstein-, Oxal- und etwas Salpetersäure, mit gerösteter Stärke verdickt, überdrückt. Hierbei wird die Chromsäure in Chromoxyd und Sauerstoff zerlegt, das Oxyd sowie das Kali treten an die ge-nannten Säuren und der Sauerstoff bleicht den Indigo.

Einfach-chromsaures Bleioxyd. $\text{PbO} + \text{CrO}_3 = 2023,0.$

(In 100 Theilen: 68,95 PbO und 31,05 CrO_3 .)

Es findet sich in der Natur als Rothbleierz, und wird künstlich erhalten durch Fällen von neutralem oder saurem chromsaurem Kali mit Bleizucker.

Ein schönes hellgelbes Pulver, schmelzbar in der Hitze, nach starkem Glühen ein Gemenge von Chromoxyd und basisch-chrom-saurem Bleioxyd hinterlassend, wenig löslich in Säuren, leicht lös-lich in Kalilauge.

Zweidrittel-chromsaures Bleioxyd $= 3 \text{PbO} + 2 \text{CrO}_3$, findet sich in der Natur als Melanochroit.

Halb-chromsaures Bleioxyd. $2\text{PbO} + \text{CrO}_3 = 3418,0$.
(In 100 Theilen: 81,62 PbO und 18,38 CrO₃).

Man kocht das einfach-chromsaure Bleioxyd mit neutralem chromsaurem Kali oder mit Bleioxyd oder mit Kalk, oder man schmilzt es mit Salpeter und süsst mit Wasser aus.

Ein schönes cinnoberrothes Pulver.

Anwendung. Das einfach- und das halb-chromsaure Bleioxyd sind sehr geschätzte Malerfarben, welche durch Licht und Luft keine Veränderung erleiden. — Frisch gefälltes gelbes chromsaures Bleioxyd und Berlinerblau geben durch Vermengen den sogenannten grünen Cinnober.

Chrom und Chlor.

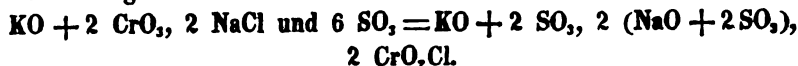
Im isolirten Zustande kennt man nur zwei Verbindungen des Chroms mit dem Chlor, welche dem Oxydule und Oxyde entsprechen; eine dritte, der Chromsäure entsprechende, nehmen einige Chemiker in der Chlorchromsäure $= \text{CrO}_2\text{Cl}$ an, indem sie dieselbe als chromsaures Chromsuperchlorid, $3 \text{CrO}_2\text{Cl} = \text{CrCl}_3 + 2 \text{CrO}_3$, betrachten.

Chromchlorür, CrCl_3 , erhält man durch Einwirkung von Wasserstoffgas auf rothglühendes Chromchlorid. Es bildet weisse seiden glänzende Krystalle, färbt sich an der Luft schnell grün und zerfließt zu einer grünen Flüssigkeit, die ein Oxychlorid $= \text{Cr}_2\text{Cl}_2\text{O}$ enthält, löst sich in luftfreiem Wasser mit blauer Farbe auf, und diese Lösung wird durch Kali gelb gefällt.

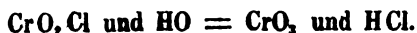
Chromchlorid, Cr_2Cl_6 , wird durch Erhitzen eines innigen Gemenges von Chromoxyd und Kohle in einem Strome trocknen Chlorgases bereitet. Pfirsichblüthrothe Blättchen die von kaltem Wasser nicht angegriffen werden; kochendes Wasser bewirkt allmählig eine grüne Lösung. Enthält die Verbindung auch nur eine geringe Menge Chromchlorür, so löst sich das Chlorid sogleich unter lebhafter Erwärmung in Wasser zu einer grünen Flüssigkeit auf. Dieselbe grüne Lösung erhält man durch Auflösen des Chromoxydhydrats in Salzsäure; sie hinterlässt beim Verdunsten eine grüne zerfließliche Masse $= \text{Cr}_2\text{Cl}_6 + 9 \text{HO}$, die beim weitem Erhitzen Wasser und Salzsäure ausgibt und ein ebenfalls grünes, zerfließliches Oxychlorid $= \text{Cr}_2\text{Cl}_2\text{O} + 3 \text{HO}$ zurücklässt.

Chlorchromsäure, CrO_2Cl . Man schmilzt 10 Th. Kochsalz mit 17 Th. zweifach-chromsaurem Kali zusammen, giesst aus, und bringt die erkalteten Stücke mit 30 Th. conc. Schwefelsäure in einer

Retorte zusammen. Die Einwirkung wird später durch gelindes Erhitzen befördert. In der gut abgekühlten Vorlage verdichtet sich die Verbindung.



Eine blutrothe Flüssigkeit von 1,71 spec. Gew., siedet bei 120°, bildet an der Luft braungelbe Dämpfe, wird durch Wasser in Chromsäure und Salzsäure zersetzt.



Chrom und Schwefel.

Das Chrom verbindet sich nur schwierig mit dem Schwefel. Beim Erhitzen von Chromoxyd mit Schwefel entweicht der letztere unverändert. Nur durch Hinüberleiten von Schwefelwasserstoff über erhitztes Chromoxyd, Chromchlorid oder Chromsäure erhält man ein Sulphid, welches als schwarze, krystallinische, beim Reiben metallglänzende Masse zurückbleibt und aus Cr_2S_3 besteht.

Kennzeichen der Chromsalze.

Chromoxydsalze. Sie sind äusserst unbeständig und gehen sehr leicht in Oxydsalze über. Kali fällt die Lösung des Chlorürs gelb, der Niederschlag oxydirt sich aber schnell höher und wird braun; Schwefelwasserstoff erzeugt keinen, Schwefelammonium einen schwarzen Niederschlag; Quecksilberchlorid schlägt Calomel nieder.

Chromoxydsalze. Sie treten in zwei Modificationen, in einer violetten und grünen, auf; die grüne Modification entsteht dadurch, dass die violetten Auflösungen der Salze beim Erhitzen eine gewisse Menge Wasser und dadurch zugleich die Krystallisationsfähigkeit verlieren. Ammoniak erzeugt einen graublauen, etwas in Ammoniak löslichen und beim Erhitzen dieser Lösung sich wieder ausscheidenden Niederschlag; Kali einen hellgrünen, im überschüssigen Kali leicht löslichen, aber beim Kochen dieser Lösung wieder vollständig herausfallenden Niederschlag. Kohlensäure fixe Alkalien verhalten sich dem Kali ähnlich, doch löst sich der Niederschlag schwieriger und wird durch Kochen nicht wieder gefällt. Schwefelwasserstoff erzeugt keine Veränderung, Schwefelammonium einen grünlichen Niederschlag von Chromoxydhydrat. Glasflüssen ertheilen sie eine schöne grüne Farbe.

Chromsaure Salze. Sie sind gelb oder roth in verschiede-

nen Nüancen; nur die der Alkalien, alkalischen Erden (ausgenommen Baryt), der Alaunerde, des Zinkoxyds, Manganoxyduls, Eisenoxyduls, Eisenoxyds, Kupferoxyds lösen sich in Wasser, die der andern Basen sind schwer- oder unlöslich. Daher werden die meisten Metallsalze durch chromsaures Kali gefällt; Blei- und Wismuthsalze hellgelb, Quecksilberoxydsalze hellroth, Quecksilberoxydulsalze roth, Silbersalze dunkelroth. Beim Erhitzen mit Salzsäure werden sie unter Entwicklung von Chlor grün, noch schneller, wenn gleichzeitig Alkohol zugegen ist. Glasflüsse färben sie, wie die Chromoxydsalze schön grün.

Die auflöslichen chromsauren Salze wirken, wie die Chromsäure selbst, giftig; an einem sichern Gegengifte fehlt es bis jetzt noch, man muss sich daher in dergleichen Fällen mit der Darreichung schleimiger, einhüllender Substanzen und eines Brechmittels behelfen.

5. Molybdän. Mo = 589,0.

a. Entdeckung. Scheele entdeckte dasselbe 1778, erhielt es aber nur im oxydirten Zustande, als Säure; Hjelm stellte 1782 das Metall daraus dar; Bucholz und besonders Berzelius untersuchten es näher. — Sein Name ist abgeleitet von *μολυβδαινα* (Bleiglanz), womit man wegen der äussern Aehnlichkeit mit dem Bleiglanze auch das Schwefelmolybdän bezeichnete.

b. Vorkommen. Selten; meist mit Schwefel verbunden als Molybdänglanz, dann als Säure theils frei als Molybdänocker, theils mit Bleioxyd verbunden als Gelbbleierz.

c. Darstellung. Man erhält das Molybdän durch Reduction eines seiner Oxyde in der Weissglühhitze, oder mit Wasserstoffgas in der Rothglühhitze.

d. Eigenschaften. Es ist silberweiss, ziemlich spröde, lässt sich jedoch mit dem Hammer etwas platt schlagen, von 8,6 spec. Gewicht, äusserst schwer schmelzbar, unveränderlich an der Luft, oxydirt sich im Glühen an derselben zu Oxyd, dann zu blauem Oxyd und endlich zu Säure. Es löst sich leicht in Salpetersäure und in Königswasser, nicht in Salzsäure, verdünnter Schwefelsäure und Flusssäure; durch concentrirte Schwefelsäure wird es in eine braune Masse verwandelt.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen:

Molybdän und Sauerstoff.

Das Molybdän hat 3 Oxydationsstufen, zu welchem noch eine vierte intermediäre kommt.

Molybdänoxydul = MoO , ein braunschwarzes Pulver, wasserfrei, in Säuren unlöslich.

Molybdänoxyd = MoO_2 , wie das vorige; als Hydrat rostbraun und in Säuren leicht löslich.

Molybdänsäure = MoO_3 , die wichtigste Verbindung dieses Metalls, wird erhalten durch Rösten des Schwefelmolybdäns, Digestion des Rückstandes mit Königswasser, Abdampfen der Solution zur Trockne, Schütteln der trocknen Masse mit Ammoniak, Abdampfen der Solution und Glühen des Rückstandes. Oder man schmilzt molybdänsaures Bleioxyd mit Schwefelkalkum, kocht die Masse mit Wasser aus, filtrirt, fällt das Filtrat mit verdünnter Schwefelsäure, und behandelt den ausgesüßten und getrockneten Niederschlag gerade so wie das Schwefelmolybdän.

Die Molybdänsäure bildet ein weisses Pulver oder kleine Nadeln von schwach metallischem Geschmacke, wird beim Erhitzen gelb, beim Erkalten wieder weiss, schmilzt in der Glühhitze unter Ausstossung von weissen Dämpfen und erstarrt beim Erkalten zu einer weissen krystallinischen perlmutterglänzenden Masse, verflüchtigt sich bei anhaltendem Glühen vollständig; löst sich schwer in Wasser, reagirt sauer, leicht in Alkalien.

Ihre Verbindung mit Ammoniak, das saure molybdänsaure Ammoniak = $\text{NH}_4\text{O} + 2 \text{MoO}_3$, ist ein sehr empfindliches Reagens auf Phosphorsäure; in sauren Flüssigkeiten, welche letztgenannte Säure enthalten, bewirkt es nämlich eine gelbe Färbung und einen citronengelben Niederschlag, der 86 Pc. Molybdänsäure, 3 Pc. Phosphorsäure und 11 Pc. Ammoniak und Wasser enthält.

Molybdänsaures Molybdänoxyd (blaues Molybdänoxyd) = $\text{MoO}_3 + 4 \text{MoO}_2$, entsteht durch Versetzen einer Auflösung der Molybdänsäure mit einem reducirenden Salze, z. B. Eisenvitriol, Zinnchlorür. Man hat dasselbe vor Kurzem als Ersatzmittel des Indigos in der Färberei empfohlen, weil es von schwachen Laugen und Säuren nicht angegriffen wird. Zu diesem Zwecke löst man den oben erwähnten gelben Niederschlag von Molybdänsäure, Phosphorsäure und Ammoniak in einem Alkali auf, trinkt damit das zu färbende Zeug, zieht es dann durch verdünnte Salzsäure, um den gelben Körper auf dem Zeuge zu befestigen, und bringt dasselbe

endlich in eine Auflösung von Eisenvitriol oder Zinnchlorür. Will man grüne Nüancen, so wendet man sehr verdünnte Auflösungen der letztgenannten Salze an.

Molybdänsaures Bleioxyd = $PbO + MoO_3$, findet sich in gelben quadratischen Pyramiden und heisst bei den Mineralogen Gelbbleierz.

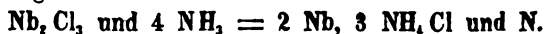
Molybdänsulphid = MoS_2 , findet sich als Molybdänglanz in bleigrauen, metallglänzenden, abfärbenden Massen. Künstlich erhält man Schwefelmolybdän als braunen Niederschlag, wenn man Molybdänauflösungen mit Schwefelwasserstoff behandelt; der Niederschlag verschwindet durch Schwefelammonium wieder.

6. Niobium. Nb.

a. Entdeckung. H. Rose 1844. — Sein Name ist abgeleitet von Niobe, der Tochter des Tantalus; um die Aehnlichkeit mit dem nach letztem benannten Metalle (Tantal) und dessen Oxyde anzudeuten.

b. Vorkommen. Mit dem Pelopium zusammen als Säuren im Tantalit von Bodenmais in Bayern, von Nordamerika und Sibirien, welche man früher für Tantsäure-Verbindungen gehalten hatte. Die in diesen Mineralien mit jenen Säuren verbundenen Basen sind wesentlich Eisenoxydul und Manganoxydul.

c. Darstellung. Man sättigt Niobchlorid mit Ammoniakgas und erhitzt die dadurch gebildete Verbindung, wobei Salmiak nebst Stickstoff fortgeht und das Metall zurückbleibt.



d. Eigenschaften. Ein schwarzes Pulver oder schwarze zusammenhängende Rinden, nimmt durch Reiben eine eisengraue Farbe und Metallglanz an, verändert sich bei gewöhnlicher Temperatur an der Luft, sowie im Wasser nicht, verbrennt aber beim Erhitzen unter starker Feuererscheinung zu Niobsäure, löst sich nur in Flusssäure oder noch schneller in einer Mischung von Flusssäure und Salpetersäure; Aetzkalklauge wirkt nicht ein, aber beim Schmelzen mit Kalihydrat oxydirt es sich.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Vom Niobium kennt man nur eine Sauerstoffverbindung, welche sich als Säure verhält und daher Niobsäure = Nb_2O_5 , genannt wird. Man gewinnt sie durch Erhitzen des feingepulverten Minerals mit doppelschwefelsaurem Kali, bis die Masse

nichts Schwarzes mehr zeigt, Auskochen der Masse mit Wasser, Digeriren des Rückstandes mit Königswasser, Auswaschen, Schütteln mit Schwefelammonium, Auswaschen, Digeriren mit Salzsäure, Auswaschen, Trocknen und Glühen.

Die Niobsäure unterscheidet sich von der ihr so äusserst ähnlichen Tantalsäure folgendermassen: die Niobsäure wird beim Glühen stark gelb und bildet nach dem Glühen stark glänzende Stücke von 4,362—5,260 spec. Gew.; mit Alkalien gibt sie schmelzbarere Verbindungen als die Tantalsäure, niobsaures Natron ist in Wasser leichter löslich als tantals. Natron; die N. wird schon in der Kälte von der Schwefelsäure vollständig gefällt; die mit Salzsäure angesäuerte Lösung des niobs. Natrons, wird von Gerbesäure dunkelorange, von Kaliumeisencyanür stark roth, von Kaliumeisencyanid stark gelb gefällt, Zink bewirkt bald eine Blaufärbung des durch Ansäuern des niobsauren Natrons entstandenen weissen Niederschlags, die bald in Braun übergeht.— Niobchlorid ist weiss, unschmelzbar und schwer zu verflüchtigen.

7. Pelopium. Pe.

a. Entdeckung. H. Rose 1844.— Sein Name ist abgeleitet von Pelops, dem Sohne des Tantalus, um die Aehnlichkeit mit dem nach letzterm benannten Metalle anzudeuten.

b. Vorkommen.

c. Darstellung.

d. Eigenschaften.

e. Anwendung.

f. Verbindungen.

} Wie beim Niobium.

Die Pelopsäure = Pe_2O_3 ist der Niobsäure sehr ähnlich, aber noch ähnlicher der Tantalsäure. Sie unterscheidet sich von beiden durch folgende Merkmale. Sie wird beim Glühen gelblichweiss, beim Erkalten aber wieder weiss, hat ein spec. Gewicht von 5,495—6,725. Die mit Salzsäure angesäuerte Lösung des pelopsauren Natrons wird von Kaliumeisencyanür bräunlichroth gefällt; Zink bewirkt ebenfalls eine Blaufärbung des durch Ansäuerung des niobsauren Natrons entstandenen weissen Niederschlags, die aber niemals ins Braune übergeht.— Pelopchlorid ist gelb wie das Tantalschlorid, verflüchtigt sich aber schon bei 125° und schmilzt bei 212° .

8. Tantal. Ta.

a. Entdeckung. Hatchett entdeckte 1801 dieses Metall als Säure in einem nordamerikanischen Minerale und nannte es Columbium (nach Columbus, dem Entdecker Amerika's). Ekeberg fand 1802 ein ganz ähnliches in einem finnländischen und schwedischen Minerale und gab ihm den Namen Tantal, wegen der Eigenschaft seines Oxyds (der Säure nämlich), nicht von Säuren aufgelöst zu werden, indem er es mit der Fabel vom Tantalus verglich, der bis ans Kinn im Wasser stand, ohne seinen Durst stillen zu können. Wollaston suchte 1809 zu zeigen, dass beide Metalle identisch seyen; allein H. Rose bewies 1844 ihre Verschiedenheit, und behielt den Namen Tantal oder Columbium nur für das im schwedischen und finnländischen Tantalit als Säure vorkommende Metall bei.

b. Vorkommen. In einigen seltenen schwedischen und finnländischen Mineralien als Säure, und wesentlich an Eisenoxydul und Manganoxydul gebunden.

c. Darstellung.

d. Eigenschaften.

e. Anwendung.

f. Verbindungen.

} Wie beim Niobium.

Die Tantalsäure = Ta_2O_5 , ist ein weisses mattes Pulver von 7,028—7,994 spec. Gewichts, unlöslich in Wasser und Säuren, löslich in fixen Alkalien. Beim Glühen wird sie nur wenig gelblich. Ihre Verbindung mit Natron löst sich schwer in Wasser; Schwefelsäure fällt daraus die Tantalsäure erst in der Hitze vollständig. Die mit Salzsäure angesäuerte Lösung des tantalsäuren Natrons wird von Gerbesäure hellgelb, von Kaliumeisencyanür gelb, von Kaliumeisencyanid weiss gefällt. Zink verändert die weisse Farbe des durch Ansäuerung des niobsäuren Natrons entstandenen weissen Niederschlags nicht.—Tantalchlorid ist gelb, verflüchtigt sich bei 144° und schmilzt bei 221° .

9. Tellur. Te 806,5.

a. Entdeckung. MüllervonReichenstein 1782; Klaproth, und später Magnus und Berzelius untersuchten es näher.— Sein Name ist abgeleitet von *tellus* (Erde).

b. Vorkommen. Es findet sich nur sehr sparsam in der Natur;

meist in Siebenbürgen, gediegen, mit Gold, Silber, Kupfer, Eisen, Blei, Schwefel; in Norwegen mit Wismuth und Selen; zu Schemnitz in Ungarn und zu San Jose in Brasilien mit Wismuth; am Altai mit Silber und Blei; endlich auch in Connecticut in Nordamerika.

c. Darstellung. Aus dem Tellurwismuth erhält man das Tellur durch Glühen mit kohlen-saurem Kali und Oel, Auslaugen der Masse mit Wasser, und Hinstellen des aufgelöseten Tellurkaliums an die Luft, wo das Tellur nach und nach herabsinkt, welches man destillirt. Auch kann man das Tellurkalium durch schwefelige Säure fällen. Oder man reducirt die tellurige Säure mittelst Kohlen in einem Destillationsapparate.

d. Eigenschaften. Das gefällte Tellur ist ein schwarzgraues Pulver, das compacte ist silberweiss, stark glänzend, von blättrigem Gefüge, spröde, leicht zu pulvern, krystallisirt in Rhomboëdern, hat ein spec. Gewicht von 6,11 — 6,25, leitet schwach die Elek-tricität, schmilzt etwas schwerer als Blei (etwa wie Antimon), kocht in höherer Temperatur und destillirt über. Sein Gas riecht besonders, aber nicht so wie das des Selens. An der Luft erhitzt entzündet es sich und verbrennt mit blauer, am Rande grünlicher Flamme und einem dicken weissen, schwach säuerlich riechenden Rauche zu telluriger Säure. Es löst sich in concentrirter Schwefelsäure ohne Oxydation mit schöner Purpurfarbe auf und fällt beim Zusatz von Wasser wieder unverändert nieder; in höherer Temperatur wird es aber unter Entbindung von schwefeliger Säure zu telluriger Säure aufgelöst. Auch Salpetersäure und Königswasser oxydiren es und lösen es auf. Von Salzsäure und Kalilauge wird es nicht angegriffen.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Mit dem Sauerstoffe bildet es zwei Oxydationsstufen.

1. Tellurige Säure = TeO_2 , ein weisses körniges Pulver, löslich in Wasser und Säuren, reagirt sauer, wird bei $+ 40^\circ$ wasserfrei und verliert dadurch die Leichtlöslichkeit, schmilzt in starker Hitze und verflüchtigt sich, aber schwerer als das Metall.

2. Tellürsäure = TeO_3 , entsteht durch Erhitzen der tellurigen Säure mit Salpeter, auch durch Einwirkung von Chlor auf eine Lösung von tellurigsauerm Kali, krystallisirt in farblosen Säulen, löst sich leicht in Wasser, reagirt sauer, schmeckt metallisch, verliert beim Erhitzen ihr Wasser, wird pomeranzengelb, löst sich nun nicht mehr in Wasser und in Salpetersäure, entbindet mit Salzsäure Chlor und

löst sich zu telluriger Säure auf. Beim Glühen zerfällt sie in tellurige Säure und Sauerstoff.

Mit dem Wasserstoff verbindet sich das Tellur, wenn man z. B. Tellureisen oder Tellurzina in Salzsäure löst, zu Tellurwasserstoff = HTe , einem farblosen Gase, von einem dem Schwefelwasserstoff ähnlichen Geruche, saurer Reaktion. Es löst sich in Wasser, die Lösung zersetzt sich an der Luft und lässt das Tellur als schwarzbraunes Pulver fallen.

Auch mit den Salzbildern, dem Schwefel geht das Tellur Verbindungen ein.

10. Titan. $\text{Ti} = 314,8$.

a. Entdeckung. Gregor 1791, Klaproth untersuchte es 1794, H. Rose 1820 und Wöhler in neuester Zeit näher. — Sein Name ist von den himmelstürmenden Titanen abgeleitet.

b. Vorkommen. Nicht häufig und stets als Säure, theils frei als Anatas, Brookit, Rutil, theils gebunden an Kalk im Titanit, an Eisenoxydul in verschiedenen Arten von Titaneisen.

c. Darstellung. Man erhält es durch Erhitzen mit Fluortitanium mit Kalium, und Auswaschen der Masse mit Wasser.

d. Eigenschaften.*) Ein dunkelgraues, nicht krystallinisches Pulver von 5,3 spec. Gewicht, nimmt durch Druck keine andere Farbe an, verbrennt beim Erhitzen an der Luft mit äusserst glänzendem Feuer, zersetzt das Wasser schon bei 100° , löst sich in warmer Salzsäure.

e. Anwendung. Keine.

*) Die Eigenschaften des Titans sind bisher zum Theil verkannt worden; man hielt nämlich die kleinen hellkupferrothen Würfel, welche sich häufig beim Schmelzen titanhaltiger Eisenerze im Hohofen bilden und mitunter in bedeutenden Massen auftreten, für metallisches Titan, bis Wöhler vor 3 Jahren fand, dass sie eine Verbindung von Titan mit Kohlenstoff und Stickstoff nach der Formel $\text{TiC}_2\text{N} + 3 \text{Ti}_3\text{N}$ sind. Sie sind spröde, härter als Quarz, sehr schwer schmelzbar, unlöslich in Säuren, entwickeln beim Erhitzen mit Kalihydrat Ammoniak und hinterlassen titansaures Kali. Im Wasserdampfe geglühet, entbinden sich Wasserstoff, Ammoniak und Blausäure.

f. Verbindungen: Mit dem Sauerstoff gibt das Titan zwei Verbindungen und eine intermediäre Stufe.

1. Titanoxyd = Ti_2O_3 , entsteht durch Erhitzen der Titansäure in trockenem Wasserstoffgas, ist schwarz, oxydirt sich nur schwierig höher, wird von Salzsäure und Salpetersäure nicht angegriffen, von Schwefelsäure mit violetter Farbe aufgelöst.

2. Blaues Titanoxyd. In der frisch bereiteten (violetten) Auflösung des Titanchlorids erzeugt Ammoniak einen dunkelbraunen Niederschlag, wahrsoheinlich Oxydhydrat, der an der Luft bald schwarz, dann blau und endlich weiss wird, während Wasserstoffgas entweicht. Der blaue Körper ist offenbar eine Zwischenstufe zwischen Oxyd und Säure, doch kennt man seine Zusammensetzung nicht genau. Derselbe Körper bildet sich durch theilweise Reducktion der Titansäure, z. B. wenn man die Lösung derselben mit Zinn, Zink oder Eisen in Berührung bringt, wenn man Zinkdämpfe über weissglühende Titansäure leitet, wenn man gewisse titansäurehaltige Verbindungen in der Weissglühhitze unter Luftabschluss schmilzt. Auch ist es der blaufärbende Körper in manchen Eisenhohofenschlacken.

3. Titansäure = TiO_2 . Ueber ihr Vorkommen siehe oben „Titan“. Zu ihrer Darstellung glühet man fein präparirtes Titaneisen mit kohlenurem Alkali, wäscht die erkalte Masse mit kaltem Wasser, löst sie in concentrirter Schwefelsäure, fällt die Lösung mit Ammoniak, löst den gewaschenen Niederschlag in Weinsäure, übersättigt die Lösung mit Ammoniak, fällt sie mit oxalsäurem Ammoniak und mit Schwefelammonium, verdunstet das Filtrat zur Trockne, und glühet die trockne Masse bis alle Weinsäure verbrannt ist.

Die Titansäure ist ein weisses Pulver, wird beim Erhitzen vorübergehend gelb, röthet feuchtes Lackmuspapier, löst sich weder in Wasser, noch in Säuren, auch nicht in Alkalien, verbindet sich aber mit diesen im Glühen; Wasser nimmt aus der geglühten Masse das überschüssige Alkali auf und lässt saures titansaures Alkali zurück. Dieses letztere löst sich in kalter Salzsäure; erwärmt man aber die Lösung, so fällt die Titansäure nieder. Gerbesäure fällt diese Solution dunkelorange-roth, Schwefelammonium weiss, Zinn, Zink, Eisen blau. Den Glasflüssen ertheilt die Titansäure in der innern Flamme eine blaue oder violette Farbe, die in der äussern wieder verschwindet.

Mit dem Chlor geht das Titan ebenfalls mehrere Verbindungen ein:

1. Titanchlorid = Ti_2Cl_3 , wird erhalten, wenn man das Su-

perchlorid mit trockenem Wasserstoffgas im Glühen behandelt. Es bildet grosse dunkelviolette glänzende Schuppen, zersetzt sich beim Erhitzen an der Luft sogleich in Titansäure und Superchlorid, zerfließt an feuchter Luft, löst sich in Wasser mit violetter Farbe, die aber nach und nach unter Abscheidung von Titansäure verschwindet.

2. Titansuperchlorid = $TiCl_4$, erhält man durch Erhitzen von metallischem Titan in Chlorgas; statt des Metalls kann man auch ein Gemenge von Titansäure und Kohlenpulver anwenden. Eine farblose, dem Zinnchlorid ähnliche Flüssigkeit, raucht an der Luft, erhitzt sich mit Wasser und zerfällt in Titansäure und Salzsäure.

11. Vanadin. $V = 856,0$.

a. Entdeckung. Sefström 1830; Berzelius untersuchte es näher. — Sein Name ist abgeleitet von Vanadis, der Göttin der Schönheit in der skandinavischen Mythologie, um die vielen schönen Farben, welche das Metall seinen Auflösungen ertheilt, anzudeuten.

b. Vorkommen. Es findet sich in geringer Menge in Eisenerzen, ferner als vanadinsaures Bleioxyd in Mexico*); als vanadinsaures Kupferoxyd in Thüringen, im Uranpecherz, im Serpentin (?) im Bohenerze von Steinlade am Harz, in Hohofenschlacken, in einem Bleierze in Schottland, in Irland und in Sibirien.

c. Darstellung. Um das Vanadin aus den Eisenerzen zu gewinnen, glühet man sie mit $\frac{1}{4}$ ihres Gewichts Salpeter eine halbe Stunde lang, kocht die Masse mit Wasser aus, filtrirt, übersättigt das Filtrat schwach mit Salpetersäure, fällt mit Ammoniak, dann mit Chlorbaryum, digerirt den letztern Niederschlag mit verdünnter Schwefelsäure, filtrirt, concentrirt das Filtrat, sättigt es mit Ammoniak und stellt ein Stück Selmiak hinein. Es schlägt sich vanadinsaures Ammoniak als weisses oder gelbes Krystallpulver nieder, welches, nach dem Auswaschen mit Salmiaklösung, getrocknet und an der Luft erhitzt rothe Vanadinsäure zurücklässt. Man vermengt nun dieselbe

*) In diesem Bleierze glaubte schon del Rio im Jahre 1801 ein neues Metall entdeckt zu haben, welches er wegen seiner Eigenschaft, rothe Salze zu bilden, Erythronium nannte; Collet-Descotils aber erklärte dasselbe für unreines Chrom, (mit welchem das Vanadin viel Aehnlichkeit hat), worauf del Rio sich der Ansicht des franz. Chemikers anschloss.

mit Kohle, leitet über das glühende Gemenge Chlor, wodurch Vanadinsuperchlorid als blassgelbe, flüchtige Flüssigkeit erhalten wird, leitet in dieselbe Ammoniak und erhitzt die Ammoniakverbindung in Ammoniakgas, wobei Salmiak und Stickstoff entweichen und Vanadin zurückbleibt.

d. Eigenschaften. Das Vanadin ist silberweiss, glänzend, ähnlich dem Molybdän, spröde, gibt ein eisengraues Pulver, schwer, unsmelzbar, oxydirt sich nicht an der Luft, verliert aber mit der Zeit an Glanz und bekommt einen Stich ins Rothe, entzündet sich beim Glähen an der Luft und verbrennt zu schwarzem Oxyde, oxydirt sich nicht im Wasser, wird von Schwefelsäure, Salzsäure, Flusssäure und Alkalien nicht angegriffen, aber von Salpetersäure und Königswasser mit blauer Farbe gelöst.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Mit dem Sauerstoff bildet das Vanadin drei Oxydationsstufen.

1. Vanadinsuboxyd = VO, durch Reduction der Vanadinsäure mit Wasserstoff oder Kohle erhalten, ist schwarz, unlöslich in Wasser, Säuren und Alkalien bei Abschluss der Luft, wird durch Luft und Wasser grün, verbrennt an der Luft wie Zunder zu Oxyd.

2. Vanadinoxyd (Vanadinige Säure) = VO₂, bildet sich beim Erhitzen des vanadinsauren Ammoniaks bei Abschluss der Luft, ist schwarz, unlöslich in Wasser, wird aber allmählig grün darin, löst sich in Säuren. Das Hydrat bekommt man durch Fällen eines blauen Vanadinsalzes als grauweissen Niederschlag, der nach dem Trocknen in Vacuo bräunlichgrau ist.

3. Vanadinsäure = VO₃. Ueber ihre Gewinnung siehe oben bei Vanadin. Sie ist ein rostgelbes oder ziegelrothes Pulver, schmelzbar in gelinder Glühhitze und beim Erkalten zu einer glänzend rothen, krystallinischen Masse erstarrend, nicht flüchtig, geschmacklos, reagirt sauer, löst sich zu $\frac{1}{1000}$ in Wasser, wird durch reducirende Körper leicht in Oxyd verwandelt.

Kennzeichen der Vanadinsalze.

Vanadinoxydsalze. Sie sind neutral und wasserleer blau, im basischen Zustande braun, ihre Lösung schön himmelblau, vom Geschmacke der Eisenoxydsalze, werden durch reine und kohlen-saure fixe Alkalien weissgrau gefällt, der Niederschlag löst sich in reinen und einfach-kohlensauren Alkalien mit brauner, im zweifach-

kohlensauren mit blauer Farbe auf; Ammoniak gibt einen braunen, der in reinem Wasser löslich, aber in ammoniakalischem unlöslich ist; Schwefelwasserstoff gibt keinen, Schwefelammonium einen schwarzbraunen, im Uebermaass des Fällungsmittels mit tiefer Purpurfarbe löslichen Niederschlag; Kaliumeisencyanür gibt einen gelben, an der Luft grün werdenden, Kaliumeisencyanid einen gelben Niederschlag; Gallustinctur färbt sie schwarzblau wie Tinte; Zink reducirt das Oxyd nicht.

Vanadinsaure Salze. Sie sind orangeroth oder gelb, sämmtliche löslich in Wasser (einige indessen sehr schwer), schmecken wie Eisenoxydsalze, werden durch Gallustinctur schwarzblau gefärbt, durch Kaliumeisencyanür grün gefällt; Schwefelwasserstoff erzeugt einen graubraunen Niederschlag (Gemenge von Oxydhydrat und Schwefel), Schwefelammonium bewirkt eine bierrothe Färbung und einen braunen Niederschlag.

Als vortreffliche Tinte empfiehlt Berzelius eine mit Galläpfelaufguss versetzte Auflösung des vanadinsauren Ammoniumoxyds; sie ist viel schwärzer als die gewöhnliche Tinte, auch viel flüssiger, denn sie besteht aus einer Auflösung, und widersteht den meisten chemischen Agentien.

12. Wolfram. W = 1150,0.

a. Entdeckung. Scheele entdeckte dasselbe 1781 als Säure; Bergmann vermuthete darin ein Metall und D'Elhujart stellte 1785 diese daraus dar.

b. Vorkommen. Nicht häufig, und nur als Säure, theils frei, theils mit Kalk (als Tungstein), mit Bleioxyd, meist aber mit Eisen- und Manganoxydul (als Wolframierz) verbunden. — Sein Name ist dem letzt erwähnten Minerale entnommen, und dieses wurde so benannt, weil es die Hoffnungen, welche man von ihm wegen seiner äussern Aehnlichkeit mit dem Zinnsteine hegte, nicht erfüllte, nicht die erwartete Ausbeute an Zinn gab, gleichsam wie ein Wolf das vermeintliche Zinn verschlang.

c. Darstellung. Aus dem Minerale Wolfram erhält man es, wenn man dasselbe mit Salpeter und kohlensaurem Kali anhaltend glühet, die erkalte Masse mit Wasser, dem ein wenig Alkohol zugesetzt ist (zur Zerstörung der Mangansäure), kocht, filtrirt, das Filtrat mit Chlorcalcium versetzt, mit Salzsäure übersättigt, den ausgeschiedenen wolframsauren Kalk durch Dekantiren auswäscht und

dann mit Salzsäure kocht. Den gelben Niederschlag von Wolframsäure reducirt man mit Kohle in der Weissglühhitze.

d. Eigenschaften. Ein dunkelgraues, sehr schweres, beim Reiben Metallglanz annehmendes Pulver, im kompakten Zustande eine eisengraue, glänzende spröde, äusserst harte Masse von 17,2—17,6 spec. Gewicht, sehr strengflüssig, schmilzt schwerer als Mangan, an der Luft unveränderlich, verbrennt aber als Pulver beim Glühen wie Zunder zur Säure. Sein Verhalten zu Auflösungsmitteln ist nicht untersucht.

e. Anwendung. Keine.

f. Verbindungen. Mit dem Sauerstoffe bildet das Wolfram zwei Oxydationsstufen, und eine indermediäre blaue.

1. Wolframoxyd = WO_2 , entsteht durch Behandlung der Wolframsäure mit Wasserstoffgas bei schwacher Glühhitze. Oder man schmilzt das Mineral Wolfram mit kohlen-saurem Kali, löst die Masse in Wasser, filtrirt, setzt Salmiak hinzu, verdunstet zur Trockne, glühet die Masse, zieht sie mit Wasser aus, kocht das unaufgelöste Oxyd mit schwacher Kalilauge, wäscht aus und trocknet es. Ein braunes Pulver, erscheint auch in kupferrothen, metallglänzenden Schuppen, verglimmt beim Erhitzen an der Luft zu Säure, löst sich in conc. Kalilauge unter Entwicklung von Wasserstoffgas zu wolframsaurem Kali auf. Dem Phosphorsalz ertheilt es in der innern Flamme eine blaue Farbe, die in der äussern meistens verschwindet; Borax wird in der innern Flamme nur gelb oder roth gefärbt.

2. Wolframsäure = WO_3 . Ueber ihre Darstellung siehe oben bei „Wolfram.“ Sie ist ein schwefelgelbes Pulver, unlöslich in Wasser und Säuren, leicht löslich in Alkalien. Vor dem Löthrohre verhält sie sich wie das Oxyd.

Wolframsaures Wolframoxyd (blaues Wolframoxyd) = $WO_2 + 4 WO_3$, entsteht durch theilweise Reduction der Wolframsäure, z. B. wenn man wolframsaures Ammoniak bei Abschluss der Luft glühet, und ist ein indigoblaues Pulver, das sich beim Glühen an der Luft in reine Wolframsäure verwandelt. Es scheinen aber solche blaue Körper auch in anderm Verhältniss von Oxyd und Säure zu existiren; so erhält man die Verbindung = $WO_2 + WO_3$, wenn man Wolframsäure in einer Glaskugel erhitzt und Wasserstoffgas darüber streichen lässt.

Eine merkwürdige Verbindung von wolframsaurem Natron mit wolframsaurem Wolframoxyd = $NaO + WO_2, WO_2 + WO_3$.

erhält man, wenn man in schmelzendem wolframsaurem Natron so viel Wolframsäure auflöst, als es aufzunehmen vermag, diese Masse in der Glühhitze mit Wasserstoffgas reducirt, und das unzersetzte neutrale Salz mit Wasser entfernt. Die neue Verbindung hinterbleibt dabei in Gestalt metallglänzender goldgelber Schuppen und Würfel, welche dem Golde täuschend ähnlich sehen, und weder von Königswasser, noch von Salpetersäure, Schwefelsäure und Alkalien angegriffen werden; nur Flusssäure löst dieselben auf.

Auch mit Chlor, sowie mit Schwefel verbindet sich das Wolfram in mehreren Verhältnissen. Das der Wolframsäure entsprechende Sulphid ist leberbraun und löst sich in Alkalien.

Zweite Hauptabtheilung.

Organische Chemie.

Einleitung.

Die erste und wichtigste Frage, welche sich dem in das Gebiet der organischen Chemie Eintretenden aufdrängt, ist, was versteht man unter einer organischen Substanz? Die Beantwortung dieser Frage scheint keinen Zweifel übrig zu lassen, wenn man unter organischer Substanz eine jede Kohlenstoff-Verbindung begreift, welche durch den Lebensprocess entstanden ist und einen Bestandtheil des Thieres oder der Pflanze ausmacht. Demnach kann keins der bisher abgehandelten 61 Elemente als solches eine organische Substanz genannt werden, wohl aber gewisse Verbindungen dieser Elemente unter einander. Die Zahl der die organischen Verbindungen constituirenden Elemente ist sehr beschränkt; es sind der Kohlenstoff, Wasserstoff, Sauerstoff und Stickstoff, wozu noch in einigen wenigen Fällen der Schwefel und Phosphor kommt. Aber nicht alle organischen Substanzen enthalten die vier erst genannten Elemente; in allen befindet sich der Kohlenstoff, in den allermeisten der Kohlenstoff mit Wasserstoff und Sauerstoff, in vielen der Kohlenstoff mit Wasserstoff, Sauerstoff und Stickstoff, in einer Reihe anderer der Kohlenstoff bloss mit Wasserstoff, in wenigen der Kohlenstoff bloss mit Sauerstoff oder mit Stickstoff, und ebenso in wenigen der Kohlenstoff mit Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff, Schwefel und Phosphor veremigt. Wenn man sich nun über die ungeheure Mannigfaltigkeit der aus so wenigen Elementen bestehenden organischen Verbindungen mit Recht wundern muss, so ist doch dabei zu berücksichtigen, dass dieselbe nicht bloss durch das quantitative Mischungsverhältniss dieser Elemente, sondern

auch durch ihre verschiedene Gruppierung und durch ihren verschiedenen Dichtigkeitszustand bedingt ist.

Aus der obigen Definition folgt, dass das Ammoniak und das Wasser, welche häufig als Produkte des Organismus auftreten, nicht zu den organischen Stoffen gezählt werden können. Aber die Kohlensäure, welche ebenfalls häufig ein Produkt des Organismus ist, sich z. B. stets in den Knochen vorfindet, rechnet man auch nicht zu den organischen Substanzen, obwohl sie Kohlenstoff enthält. Hier macht sich nun ein anderer Grundsatz geltend, nämlich der, dass eine organische Substanz mindestens 2 Äquivalente Kohlenstoff enthalten muss. Ueberdiess weicht die Kohlensäure in ihren Eigenschaften und in denen ihrer Verbindungen so auffallend von den (weiter unten folgenden) allgemeinen Eigenschaften der organischen Substanzen ab, dass sie auch aus diesem Grunde von den organischen Stoffen ausgeschlossen werden muss.

Aber nicht eine jede Verbindung, welche 2 Äeq. Kohlenstoff enthält, ist darum eine organische Substanz. Das Cyan = C_2N ist kein Produkt des Organismus und lässt sich auch aus rein unorganischen Materien darstellen. Seine Wasserstoff-Verbindung, die Blausäure, sowie seine Sauerstoff-Verbindungen, die Cyansäure, Knallsäure, Cyanursäure, und die daran sich reihenden Verbindungen mit Schwefel und Wasserstoff, das Schwefelcyan und die Schwefelcyanwasserstoffsäure, sind ebenso wenig Produkte des Organismus, treten jedoch meistens nur unter Concurrenz von organischen Stoffen auf, und können aus diesem Grunde und in Berücksichtigung ihres Verhaltens allerdings dem Gebiete der organischen Chemie einverleibt werden, obwohl sie sich passender dem Cyan unmittelbar anschliessen. Einige Oxydationsstufen des Kohlenstoffs, die Honigsteinsäure, Mesoxalsäure und Oxalsäure gehören entschieden dem organischen Reiche an, sind aber in diesem Werke des Zusammenhangs wegen bei den übrigen Oxydationsstufen des Kohlenstoffs abgehandelt worden.

Der Kunst ist es bereits gelungen, mehrere organische Stoffe, z. B. verschiedene Säuren darzustellen, welche seither nur Produkte des Organismus waren; doch diess wurde bis jetzt nur durch Hilfe anderer organischer Stoffe ermöglicht. Auf der andern Seite ist man aber dahin gelangt, aus organischen Stoffen Produkte zu erzielen, welche die allgemeinen Eigenschaften organischer Materien vollständig besitzen, und bisher nicht in Thieren oder Pflanzen gefunden

worden sind; sie dürfen ebenso wenig aus dem Gebiete der organischen Chemie verwiesen werden, und wir sehen uns daher genöthigt, den Begriff von organischer Substanz folgendermassen festzustellen:

Organisch heisst jede Verbindung, welche Produkt der Lebensthätigkeit des Thieres und der Pflanze, oder aus solchen Produkten künstlich dargestellt ist, und mindestens 2 Aeq. Kohlenstoff enthält. Die künstlich erzeugten organischen Stoffe sind entweder nur aus der Zersetzung natürlicher organischer hervorgegangen, in welchem Falle sie keine andern als die oben erwähnten sechs Elemente oder einige derselben enthalten können; oder sie sind Produkte der Einwirkung unorganischer Verbindungen, sowie gewisser Elemente (Chlor, Brom, Jod etc.) auf organische, und haben dann nicht selten bestimmte Antheile von jenen in ihre Mischung aufgenommen. Diese Einwirkung unorganischer Körper auf organische, deren Studium bereits zu den glänzendsten Entdeckungen geführt hat und noch führen wird, werden wir bald zum Gegenstande einiger allgemeinen Betrachtungen machen.

Nach Festsetzung des Begriffs erhebt sich eine zweite Frage: woran erkennt man eine organische Substanz? Offenbar daran, dass man auszumitteln sucht, ob sie Produkt des Lebensprocesses oder eines durch den Lebensprocess erzeugten Körpers ist, und ob sie mindestens 2 Aeq. Kohlenstoff enthält. Allein diese Nachweisungen stossen auf Schwierigkeiten, die häufig nicht leicht zu überwinden sind. Wenn der Ursprung der fraglichen Substanz unbekannt ist, so steht allerdings noch das andere Mittel, die Analyse derselben zu Gebote. Die Zerlegung der organischen Substanzen in ihre Elemente, die sogenannte Elementar-Analyse, erfordert aber einen Apparat und anderes Zubehör, wie eine sehr empfindliche Wage u. s. w., deren Anschaffung mit nicht geringen Kosten verknüpft ist; sie erfordert ferner einen gewissen Grad von Geschicklichkeit in Ausführung chemischer Operationen, eine ausserordentliche Genauigkeit und endlich schon einen ziemlichen Grad von Vertrautheit mit der allgemeinen und unorganischen Chemie. Es muss daher wünschenswerth sein, auch dem minder Begüterten und minder Erfahrenen die Mittel zur Erkennung einer organischen Substanz an die Hand geben zu können; und selbst der besser Gestellte und Geübtere wird es vorziehen, sich dieser Mittel zu bedienen, wenn er dadurch schneller zu seinem Ziele gelangt, als es durch die Elementar-Analyse geschehen kann. Dieses Ziel, nämlich die blosse Ent-

scheidung der Frage, woran man eine organische Substanz erkennt (denn die Ermittlung ihrer Zusammensetzung muss stets der Elementar-Analyse vorbehalten bleiben), lässt sich leicht erreichen, wenn man gewisse allgemeine Eigenschaften der organischen Körper ins Auge fasst.

Die organischen Körper sind bei gewöhnlicher Temperatur fest oder tropfbarflüssig; kein einziger natürlicher organischer Körper ist gasförmig, und nur ein paar künstlich dargestellte, z. B. das Methyloxyd, gehören zu den Gasen. Viele lassen sich in der Hitze verflüchtigen, die meisten indessen nicht; die letztern zersetzen sich aber, wenn man sie über eine gewisse Temperatur hinaus erhitzt, schwärzen sich, entbinden Wasser, Säuren, bei Gegenwart von Stickstoff auch Ammoniak, ferner brenzliche Oele und Harze, verschiedene Gase, und hinterlassen, wenn die Zersetzung bei Abhaltung der Luft geschieht, eine schwarze poröse Substanz, die Kohle. Hat bei dieser Zersetzung die Luft nur geringen Zutritt, so verbrennt ein Theil der Kohle, während ein anderer Theil derselben mit den übrigen, gasigen und flüssigen Produkten als ein dicker, schwarzer Rauch entweicht, der sich in der Nähe des Brennraums als feste schwarze glänzende Masse (Glanzzruss), weiter entfernt als schwarze lockere Flocken (Kienruss) absetzt. Erfolgt die Zersetzung unter freiem Zutritt der Luft, so verbrennt die Kohle vollständig; ein jetzt noch bleibender Rückstand von weisser, grauer u. s. w. Farbe besteht aus den unorganischen Materien, welche die Substanz enthielt, und heisst Asche. War die organische Substanz rein, d. h. frei von unorganischen Materien, so erhält man natürlich keine Asche. — Ein jeder dem Pflanzen- oder Thierkörper unmittelbar entnommene Theil liefert in höherer Temperatur flüchtige Produkte, Kohle und endlich Asche. Die Bestandtheile der Asche sind in der Regel: kohlensäure, kieselsäure, schwefelsäure und phosphorsäure Salze von Kali, Natron, Kalk, Magnesia und Eisenoxyd, ferner Chloralkalimetalle, öfters auch freie Kieselsäure und Manganoxyduloxyd; seltener findet man Alaunerde, Fluorcalcium, Jod- und Brommetalle, und nur ausnahmsweise Kupferoxyd und andere Oxyde schwerer Metalle. Von allen diesen Verbindungen kann nur die Kohlensäure ein Produkt der Einäscherung seyn; sie nimmt in der Asche die Stelle ein, welche in der unverbrannten Substanz die organischen Säuren inne hatten.

Auf die eben angeführte Weise lässt sich mit Bestimmtheit ent-

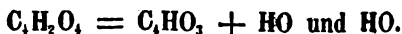
scheiden, ob eine Substanz zu den nicht flüchtigen organischen gehört. Flüchtige organische Substanzen können dadurch nur dann als organische erkannt werden, wenn sie die Fähigkeit besitzen, sich mit fixen unorganischen zu verbinden, z. B. die flüchtigen organischen Säuren. Erhitzt man dann solche Verbindungen in einer engen, unten geschlossenen Glasröhre, so trennt sich die flüchtige Substanz von der fixen erst bei einer Temperatur, welche die Zersetzung der flüchtigen bewirkt, und es treten nun dieselben Erscheinungen (Entwicklung brenzlicher Produkte, Verkohlung) ein, wie bei den nicht flüchtigen organischen Substanzen.

Flüchtige organische Substanzen, welche mit unorganischen keine Verbindung eingehen, wie z. B. die ätherischen Oele, schwärzen sich und entwickeln brenzliche Produkte, wenn man sie mit Kalihydrat gemengt erhitzt. Ist dabei das Kalihydrat im sehr grossen Ueberschusse vorhanden, so kann bisweilen keine Schwärzung und Entwicklung brenzlicher Produkte erfolgen, weil alle Kohle dann unter Wasserstoffgas-Entwicklung in Kohlensäure verwandelt wird, welche sich mit der Base verbindet. In diesem Falle beweist aber das Aufbrausen der erhitzten und wieder erkalteten Masse mit Säuren, dass man es mit einer organischen Substanz zu thun hatte. — Die Verflüchtigung organischer Substanzen wird auch schon durch Vermischen derselben mit nicht chemisch einwirkenden Materien, wie Sand etc. erschwert, und sie erleiden weit leichter eine Zersetzung, weil diese Beimengungen sich stärker erhitzen lassen und auf den mit ihnen in Berührung kommenden Dampf des unzersetzten Körpers zersetzend einwirken. Noch vollständiger erfolgt diese Zersetzung, wenn der Dampf mit glühenden Körpern zusammen kommt; leitet man flüchtige organische Materien in Dampfform durch eine zum starken Glühen erhitzte Röhre, so zerfallen sie in rein unorganische Produkte, wie Wasser, Kohlenoxyd, Kohlensäure, Kohlenstoff, Wasserstoff, Stickstoff etc.

Alle organischen Substanzen verpuffen, wenn man sie mit schmelzendem Salpeter zusammen bringt. Um diesen Versuch anzustellen, bringt man in einen kleinen Tiegel von Porcellan Salpeter zum glühenden Flusse, und setzt ein wenig der Substanz hinzu, worauf alsbald eine Feuererscheinung stattfindet. Doch theilen diese Eigenschaft auch der Schwefel, die Schwefelmetalle und einige andere oxydationsfähige unorganische Körper.

Alle organischen Substanzen werden also entweder für sich oder bei Gegenwart gewisser unorganischer Körper in höherer Temperatur zerstört und in neue, einfachere Produkte umgewandelt. Man nennt diesen Zersetzungsprocess, wenn er mit nicht flüchtigen Substanzen, rohen Pflanzen- oder Thiertheilen für sich, oder mit flüchtigen Substanzen bei Gegenwart starker Basen oder anderer unorganischer Materien in von dem Eindringen der Luft geschützten Gefässen vorgenommen wird, trockne Destillation. Lässt man die Temperatur hierbei allmählig steigen, so treten anfangs sauerstoffreiche Produkte, z. B. Kohlensäure = CO_2 , Kohlenoxyd = CO , Essigsäure = $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$, Holzgeist = $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$, auf; später erscheinen sauerstoffärmere, z. B. Phensäure = $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_2$, Kreosot = $\text{C}_8\text{H}_7\text{O}_2$, oder Kohlenwasserstoffe, z. B. Sumpfgas = CH_4 , Leuchtgas = CH_4 . Ausserdem bilden sich flüchtige Oele von üblem Geruche, die sogenannten Brandöle, oder zähe, dunkle Stoffe, Brandharze genannt, welche im rohen Zustande zusammen den Namen Theer führen; bei Gegenwart von Stickstoff sind den Produkten stets Ammoniak und organische Basen, z. B. Anilin = $\text{C}_6\text{H}_5\text{N}$ beigemischt, so das stinkende Thieröl, welches man bei der Destillation von Knochen und ähnlichen Materien erhält. Je langsamer die Temperatur bei der trocknen Destillation sich erhöht hat, um so mehr Kohle bleibt zurück, weil um so mehr Sauerstoff sich mit Wasserstoff verbunden hat. Diese Kohle ist indessen kein reiner Kohlenstoff, sondern enthält stets noch etwas Wasserstoff und Sauerstoff, und bei stickstoffhaltigen Materien auch viel Stickstoff.

Die einfacher zusammengesetzten organischen Stoffe erleiden bei der trocknen Destillation häufig sehr einfache Zersetzungen, wobei entweder nur Wasser, oder nur Kohlensäure, oder Kohlensäure und Wasser austritt, wodurch neue, meist flüchtige Produkte von noch einfacherer Zusammensetzung entstehen. Das Aepfelsäure-Hydrat = $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6 + \text{HO}$ geht beim Erhitzen auf 200° in Maleinsäure-Hydrat und Wasser über:



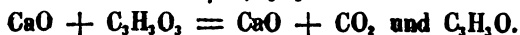
Die Gallussäure = $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_6$ zerfällt bei 210° in Brenzgallussäure und Kohlensäure:



Das Weinsteinäure-Hydrat $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_7 + \text{HO}$ liefert bei der Destillation Brenzweinsteinsäure, Kohlensäure und Wasser:



Ähnliche Zersetzungen erleiden viele in freiem Zustande flüchtige Säuren, wenn man sie an Basen bindet. Erhitzt man solche Verbindungen, deren Base ein Alkali oder eine alkalische Erde ist, im neutralen Zustande, so bleibt kohlensaures Salz zurück, und die übrigen Elemente entweichen in Form einer flüchtigen Verbindung. Der essigsaure Kalk = $\text{CaO} + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$, liefert dabei Aceton = $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$:



Erhitzt man dagegen die Säure mit überschüssigem Kalk, so wird meistens aller Sauerstoff der Säure in Kohlensäure übergeführt, und es entweicht ein Kohlenwasserstoff. Das Benzoësäure-Hydrat = $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2$, + HO liefert mit überschüssigem Kalk destillirt, Benzol = C_6H_6 :
 2CaO und $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2$, + HO = $2 (\text{CaO} + \text{CO}_2)$ und C_6H_6 .

Aber auch schon bei gewöhnlicher Temperatur erleiden die organischen Substanzen eigenthümliche Veränderungen und Entmischungen, und zerfallen in einfachere Verbindungen, wenn sie dem Einflusse des Wassers oder des Wassers und der Luft (d. i. des Sauerstoffs) ausgesetzt werden. Je grösser die Anzahl der Aequivalente der Elemente eines organischen Körpers, oder mit andern Worten: je grösser das Aequivalent desselben ist, um so leichter erfolgt in der Regel eine solche freiwillige Zersetzung. Im ersteren Falle, unter dem Einflusse des Wassers, heisst der Process Fäulniss, wenn dabei stinkende Produkte auftreten, und Gährung wenn die Produkte nicht überriechend sind. Im zweiten Falle bei gleichzeitigem Einfluss von Wasser und Luft, heisst der Process Verwesung. — Zum Eintreten der Fäulniss sind, ausser Wasser, noch gewisse Bedingungen nothwendig, bei deren Ausschluss sie nicht erfolgt. Sie erfolgt nur bei einer gewissen Temperatur, welche über 0° und unter 100° liegt, am besten bei $20 - 30^\circ$; Frostkälte und Siedehitze heben sie auf. Ferner ist eine, wenn auch nur vorübergehende Berührung mit Sauerstoff nothwendig; hat aber die Fäulniss einmal begonnen, so kann der Zutritt des Sauerstoffs abgehalten werden, ohne dass dadurch der Process der Fäulniss aufhört. Hieraus ersieht man, dass in die bei der Fäulniss entstehenden Produkte kein freier Sauerstoff eintritt. Die Conservirung der Speisen nach der Appert'schen Methode, nach welcher die in vollkommen verschlossenen Blechbüchsen aufbewahrten Speisen auf die Temperatur des siedenden Wassers erhitzt werden, beruhet auf den eben angeführten Grundsätzen. So lange kein Sauerstoff Zutreten kann, halten sich die Speisen unverändert; von dem Momente der Berührung mit Sauerstoff

tritt die Fäulniss ein, welche aber durch Erhitzen zum Kochen wieder aufgehoben wird.

Zu den fäulnissfähigen Stoffen gehören besonders die stickstoff- und schwefelhaltigen Bestandtheile der Thiere und Pflanzen, z. B. Albumin, Casein, Fibrin, Leim etc. Die bei der Fäulniss entstehenden Produkte sind höchst mannigfaltig, und theils gasförmig, theils flüssig oder fest. Von Gasen hat man beobachtet: kohlen-saures Ammoniak, Schwefelammonium, Schwefelwasserstoff, Phosphorwasserstoff, Kohlensäure, Wasserstoff, Sumpfgas. Zu den flüssigen und flüchtigen Produkten gehören vorzüglich gewisse Säuren, wie Baldriansäure, Buttersäure, Ameisensäure, Essigsäure, Metacetonsäure, Capronsäure, Benzoësäure, Blausäure, aldehydartige Körper; zu den festen: Leucin, Tyrosin etc. Die Fäulniss lässt sich verhindern, wenn man jene Materien mit arseniger Säure, Quecksilberchlorid, Gerbestoff etc. zusammenbringt, weil sie damit Verbindungen eingehen, welche der Fäulniss nicht fähig sind.

Kommt ein im Zustande der Fäulniss befindlicher Körper mit einem andern, für sich der Fäulniss nicht fähigen organischen Stoffe in Berührung, so erleidet letzterer häufig auch eine Zersetzung. Es findet hierbei gewissermassen eine Uebertragung des Zustandes der Umsetzung von dem einen Körper, dessen Moleküle in Bewegung begriffen sind, auf den andern statt. Die hierdurch in dem zweiten Körper bewirkte Zersetzung nennt man Gährung, und der in Fäulniss begriffene Stoff, welcher die Gährung veranlasst, erhält in Bezug darauf den Namen Ferment. Das Ferment selbst nimmt an dem Zerfallen des gährenden Stoffes keinen Antheil, insoferne seine Elemente nicht in die Produkte der Gährung eintreten. Ein und derselbe Stoff erleidet, je nach der Natur des Ferments und den Verhältnissen, sehr verschiedenartige Zersetzungen, und liefert daher mannigfaltige Gährungsprodukte. Der Rohrzucker = $C_{12}H_{22}O_{11}$, z. B. verwandelt sich mit verschiedenen Fermenten entweder in Traubenzucker = $C_6H_{12}O_6$, oder in Milchsäure = $C_3H_4O_3$; Gummi = $C_{10}H_{16}O_4$; Mannit = $C_6H_{14}O_6$ und Bernsteinsäure = $C_4H_4O_4$; Alkohol und Kohlensäure; oder in Buttersäure = $C_4H_8O_2$, Kohlensäure und Wasserstoff. Je nach dem dabei auftretenden Hauptprodukte bezeichnet man die Gährung mit einem besondern Beinamen, z. B. Milchsäure-, schleimige, geistige, Buttersäure-Gährung.

Zu einer bestimmten Umsetzung bedarf im Allgemeinen jeder Körper eines eigenthümlichen Ferments in einem bestimmten Zustande

der Zersetzung. Der frische Labmagen verursacht die Umwandlung des Milchzuckers in Milchsäure; nach längerer Zeit verwandelt der Labmagen dagegen den Milchzucker in Alkohol und Kohlensäure. Das Amygdalin der bittern Mandeln erleidet in Berührung mit einem in den süßen und bittern Mandeln enthaltenen Stoffe, Emulsin, eine Zersetzung in Bittermandelöl, Blausäure und Zucker; kein anderes Ferment bewirkt diese Zersetzung. Nach längerem Faulen verursacht das Emulsin in Zuckerwasser die Alkoholgährung, und nach noch längerer Zeit ist es in Milchsäure-Ferment verwandelt.

Ausser dem Zustande des Ferments hat aber auch die Temperatur einen bedeutenden Einfluss auf die bei der Gährung entstehenden Produkte. Der Zucker geht bei 10 — 20° mit Ferment in geistige, bei 35° in Milchsäure-Gährung, und aus dieser in die Buttersäure-Gährung über.

Beindet sich ein im Zustande der Gährung begriffener Körper in Berührung mit Sauerstoff, so nimmt der Sauerstoff an der Zersetzung Antheil, und der Körper erleidet eine bei gewöhnlicher Temperatur stattfindende Oxydation, welche man in diesem Falle Verwesung nennt. Der Alkohol z. B. geht unter diesen Umständen in Essigsäure über, und man hat diesen Oxydationsprocess auch saure Gährung genannt, obgleich unpassend, denn wenn wir den oben entwickelten Begriff von Gährung fest halten, so können wir nur die erwähnte Bildung von Milchsäure, Buttersäure als eine saure Gährung betrachten.

Erfolgt dieser Oxydationsprocess in Folge von partiell gehindertem Luftzutritt und bei Mangel an der nöthigen Menge Wasser nur sehr langsam und unter Bildung einer braunen mürben Substanz, so heisst er Vermoderung. Der braune Rückstand, welcher hierbei von dem organischen Stoffe übrig bleibt, und der in der Luft nur sehr langsam verzehrt wird, führt den Namen Moder oder Humus. Seine Bildung erfolgt wesentlich auf die Weise, dass der organische Körper Sauerstoff aufnimmt, ein dem Sauerstoff gleiches Maass Kohlensäure nebst Wasser verliert, und dadurch verhältnissmässig reicher an Kohlenstoff wird. Der Stickstoff der organischen Substanz, welcher sich darin in der Form von Eiweiss, Legumin u. s. w. befindet, verwandelt sich gleichzeitig in Ammoniak, welches mit Bestandtheilen des Humus zu Salzen zusammentritt. Aber auch die in der organischen Substanz ursprünglich enthaltenen Alkalien vereinigen sich zum Theil mit Bestandtheilen des Humus zu Salzen. Der

Humus ist demnach durchaus keine einfache Substanz, sondern ein Gemenge verschiedener Materien und Salze. Seine Wichtigkeit für den Akerbau erfordert es, dass wir ihn noch etwas näher betrachten.

Der Humus ist allgemein verbreitet, nicht nur im Pflanzenboden der Erdoberfläche und in den Torfmooren, sondern auch in den Ueberresten untergegangener Vegetationsperioden, wie in den Braunkohlen. Behandelt man ihn mit Wasser, so erhält man eine gelbliche Lösung, worin sich unorganische Salze, queffsaures und queffsatzsaures Ammoniak, und humussaure Alkalien befinden. Digerirt man den von Wasser nicht gelösten Rückstand mit einer heissen Auflösung von kohlsaurem Natron, so erhält man eine braune Lösung, die durch Säuren schwarzbraun gelatinös gefällt wird; dieser Niederschlag besteht aus humussaurem Ammoniak. Der nunmehrige braune Rückstand enthält Humin, Ulmin und unlösliche unorganische Salze.

Die Quellsatzsäure = $C_{11}H_{12}O_7$, erhält man, wenn man den wässrigen Auszug des Humus mit Essigsäure ansäuert, von den dadurch ausgeschiedenen Humussäuren abfiltrirt, und mit essigsauerm Kupferoxyd fällt. Der dadurch gebildete hellbraune Niederschlag von queffsatzsaurem Kupferoxyd-Ammoniak wird mit Schwefelwasserstoffgas zersetzt, das Schwefelkupfer abfiltrirt, die Flüssigkeit zur Trockne verdunstet und dadurch ein braungelber saurer Rückstand von saurem queffsatzsaurem Ammoniak erhalten. Man löst denselben in Kali, verdampft zur Trockne, löst die Masse in Wasser, übersättigt mit Schwefelsäure und setzt starken Weingeist zu; dadurch wird das gebildete schwefelsaure Kali gefällt, während das queffsatzsaure gelöst bleibt. Essigsaueres Kupferoxyd fällt aus ihm ein ammoniakfreies Salz, welches wie oben mit Schwefelwasserstoff zersetzt, einen braunen, amorphen, in Wasser und Weingeist löslichen Rückstand von Quellsatzsäure hinterlässt.

Quellsäure = $C_7H_{12}O_{16}$. Sättigt man die Flüssigkeit, welche auf die vorhin angegebene Weise zuerst mit essigsauerm Kupferoxyd gefällt wurde, mit kohlsaurem Ammoniak, so wird durch einen abermaligen Zusatz von essigsauerm Kupferoxyd ein hellgrüner Niederschlag von queffsaurem Ammoniak-Kupferoxyd erzeugt, aus welchem man das saure queffsaure Ammoniak ebenso wie das saure queffsatzsaure Ammoniak aus dem queffsatzsauren Kupferoxyd-Ammoniak isolirt. Es ist blassgelb, firnissartig, schwach säuerlich, in Wasser und Weingeist löslich, seine Lösung geht an der Luft in

saures quellsatzsaures Ammoniak über. Frei von Ammoniak lässt es sich nicht erhalten.

Humussäure. Uebersättigt man einen mit kohlenaurer Natronlösung bereiteten Auszug des Humus mit Salzsäure, so erhält man einen braunen oder schwarzen gelatinösen Niederschlag, der nach dem Wegwaschen der anhängenden Salzsäure sich in Wasser und Weingeist löst, und humussaures Ammoniak ist. Digerirt man ihn nach dem Waschen mit Kalilauge, so entweicht das Ammoniak, die Humussäure löst sich mit brauner Farbe und kann durch Zusatz von Salzsäure wieder gefällt werden. Gewaschen zeigt sie dasselbe Ansehen wie ihr Ammoniaksalz. Die Elementaranalyse hat folgende drei Modificationen der Zusammensetzung dargeboten: Huminsäure = $C_{10}H_{12}O_{11}$, Ulminsäure = $C_{10}H_{11}O_{11}$ und Geinsäure = $C_{10}H_{12}O_{11}$. Die Huminsäure fällt in schwarzen, die Ulminsäure in röthlichbraunen und die Geinsäure in schwarzbraunen Flocken nieder. Alle drei Säuren lösen sich in Wasser kaum, in Säuren gar nicht, in Alkalien leicht; sie sind, wie die beiden vorigen Säuren, ganz besonders ausgezeichnet durch die Begierde, womit sie Ammoniak anziehen.

Humin, Ulmin. Sie lassen sich aus dem Humus nicht rein erhalten, wohl aber auf andern Wege, wenn man z. B. Zucker mit verdünnter Schwefel- oder Salzsäure längere Zeit in der Hitze behandelt. Wird dabei das Kochen vermieden, so scheiden sich braune Flocken ab und diese sind das Ulmin = $C_{10}H_{11}O_{11}$. Diese Umsetzung des Zuckers erfolgt unter Bildung von Wasser und Ameisensäure ohne Sauerstoffzutritt. Kocht man längere Zeit mit der Schwefel- oder Salzsäure, so verwandelt sich das Ulmin unter Aufnahme von Sauerstoff in schwarze Flocken von Humin = $C_{10}H_{13}O_{13}$. Kocht man diese Substanzen mit Alkalien, so verwandeln sie sich in resp. Ulminsäure und Huminsäure und lösen sich.

Von besonderm Interesse ist noch die Kenntniss der Veränderungen und Zersetzungen, welche die organischen Verbindungen durch die direkte Einwirkung gewisser unorganischer, einfacher und zusammengesetzter Materien erleiden; wesshalb wir einige Augenblicke dabei verweilen wollen.

Der Sauerstoff verwandelt alle organischen Stoffe vollständig in unorganische (Kohlensäure, Wasser, Stickstoff etc.), wenn er bei Glühhitze damit in Berührung kommt. Bei gewöhnlicher Temperatur verwandelt er dieselben meistens in Säuren, so das Bittermandelöl =

$C_6H_5O_2$ in Benzoesäurehydrat = $C_6H_5O_2 + HO$, den Aldehyd = $C_6H_5O_2$ in Essigsäurehydrat = $C_6H_5O_2 + HO$. Zuweilen tritt auch der Sauerstoff an die Stelle einer äquivalenten Menge Wasser, wie beim Indigoweiss = $C_{16}H_7NO + HO$, welches dadurch in Indigoblau = $C_{16}H_7NO_2$ übergeht. In vielen Fällen tritt die Oxydation erst durch Vermittlung von Platinschwarz oder Platinschwamm ein, oder sie wird dadurch wenigstens sehr begünstigt. Der Alkohol = C_2H_5O , welcher im reinen Zustande bei gewöhnlicher Temperatur durch Sauerstoff keine Veränderung erleidet, geht in Berührung mit Sauerstoff und Platinschwarz erst in Aldehyd = $C_2H_4O_2$ und 2 HO, und der Aldehyd dann in Essigsäurehydrat = $C_2H_3O_2 + HO$ über.

Das Chlor wirkt auf die meisten organischen Substanzen sehr kräftig ein. Zuweilen verbindet es sich geradezu damit; der Kohlenwasserstoff = C_2H_6 nimmt in Berührung mit Chlor 2 Aeq. desselben auf und verwandelt sich in eine ölige Flüssigkeit = $C_2H_4Cl_2$. Lässt man aber auf dieses Produkt noch mehr Chlor einwirken, so wird nach und nach aller Wasserstoff ausgeschieden und in Chlorwasserstoff verwandelt, während an die Stelle des Wasserstoffs eine äquivalente Menge Chlor tritt; es entstehen dadurch folgende Produkte $C_2H_2Cl_2$, C_2HCl_3 , C_2HCl_4 und zuletzt C_2Cl_6 . Man nennt diese Vertretung des Wasserstoffs in einer organischen Substanz durch Chlor die Substitution, indem man annimmt, dass das Chlor in dergleichen Produkten dieselbe Rolle spielt, wie früher der Wasserstoff. In den meisten Fällen erfolgt die Substitution gleich von vorne herein bei der Einwirkung des Chlors auf die Substanz; die Phenensäure = $C_6H_5O_2$ verwandelt sich durch Chlor erst in $C_6H_4Cl_2O_2$, dann in $C_6H_3Cl_3O_2$; die Essigsäure = $C_2H_3O_2$ in $C_2Cl_2O_2$; das Anilin = C_6H_5N erst in C_6H_4ClN , dann in $C_6H_3Cl_2N$ und endlich in $C_6H_2Cl_3N$; Chinon = $C_6H_4O_2$ in $C_6H_3ClO_2$, u. s. w. Die Substitutionsprodukte stehen zu dem ursprünglichen Körper, aus dem sie entstanden sind, in der nächsten Beziehung; sie sind einander isomorph, und zeigen in vieler Hinsicht ein ähnliches Verhalten. Ist der ursprüngliche Körper von saurer Natur, so ist die substituirte Verbindung gleichfalls eine Säure, und zwar eine stärkere als die normale; aus einem basischen Körper entstehen bei der Substitution durch Chlor meistens gleichfalls basische Körper, deren basische Eigenschaften aber um so schwächer werden, je mehr Wasserstoff ausgetreten und durch Chlor ersetzt ist, so dass bei einem gewissen Verhältnisse ein Körper entsteht, der sich nicht mehr mit Säuren vereinigt. Indifferent

Verbindungen liefern bei der Behandlung mit Chlor wieder indifferente Substitutionsprodukte.

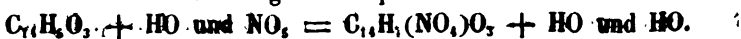
Bei Gegenwart von Wasser wirkt das Chlor, wie bereits früher (S. 118) angegeben wurde, häufig oxydirend. Es wird hierbei das Wasser zerlegt, dessen Wasserstoff sich mit dem Chlor zu Salzsäure vereinigt, während der Sauerstoff sich auf die organische Substanz wirft. Das Bittermandelöl = $C_{11}H_6O_2$ liefert mit 2 Aeq. Chlor und 2 Aeq. HO: Benzoësäurehydrat = $C_{11}H_6O_2 + HO$ und 2 HCl.

Das Brom und Jod wirken auf organische Verbindungen ähnlich wie das Chlor, nur schwächer.

Die übrigen Ametalle verhalten sich gegen organische Körper indifferent.

Die Salpetersäure wirkt, ähnlich wie auf die unorganischen Stoffe, auch auf viele organische Stoffe oxydirend und verwandelt sich hierbei unter Abgabe von Sauerstoff in salpetrige Säure oder Stickstoffoxyd. In Folge der Aufnahme von Sauerstoff aus der Salpetersäure wird entweder dem organischen Stoffe Wasserstoff entzogen, oder es tritt der Sauerstoff in die Verbindung ein (Indigoblau = $C_{16}H_8NO_2$ wird zu Isatin = $C_{16}H_8NO_4$), oder es findet endlich, wie bei der Einwirkung des freien Sauerstoffs (s. oben), beides gleichzeitig statt. Der Unterschied zwischen der Wirkung des freien Sauerstoffs, und des aus der Salpetersäure freiwerdenden besteht hauptsächlich darin, dass letzterer kräftiger einwirkt. In vielen Fällen wirft sich der Sauerstoff auch auf einen Theil des Kohlenstoffs und verwandelt ihn in gasförmig entweichende Kohlensäure. Das Cimmtsäure-Hydrat = $C_{11}H_8O_2 + HO$ zerfällt unter Aufnahme von 10 Aeq. O in Benzoësäure-Hydrat = $C_{11}H_6O_2 + HO$, 4 CO_2 und 2 HO.

In andern Fällen beobachtet man bei der Behandlung organischer Substanzen mit Salpetersäure keine Entwicklung rother Dämpfe, so dass scheinbar keine Einwirkung stattfindet; aber der organische Körper erleidet hierbei doch eine Veränderung und nimmt die Elemente der Salpetersäure, unter Abscheidung von Wasser auf. Auf jedes Aeq. NO_3 , welches in die Verbindung eintritt, wird 1 Aeq. HO abgeschieden, oder: indem die Verbindung 1 Aeq. H verliert, nimmt sie 1 Aeq. Untersalpetersäure = NO_2 auf, der Wasserstoff kann also, wie oben durch Chlor, hier durch Untersalpetersäure als substituirt betrachtet werden. Die Benzoësäure verwandelt sich z. B. durch Einwirkung der Salpetersäure in Nitrobenzoësäure:



Die auf diese Weise erhaltenen Verbindungen heissen Nitroverbindungen; sie besitzen, wie die analogen Chlor-Verbindungen, meistens den Charakter der Substanz, aus welcher sie entstanden sind; die organischen Säuren liefern wieder saure, die organischen Basen basische, und die indifferenten Stoffe indifferente Nitroverbindungen. Die Nitroverbindungen sind häufig gelb gefärbt, und verpuffen beim Erhitzen, besonders bei Gegenwart von etwas Kali, wie eine Mischung von Salpeter mit einer organischen Substanz.

Aehnlich wie die Salpetersäure wirkt eine Mischung von Salpetersäure und Schwefelsäure, mit dem Unterschiede jedoch, dass weniger leicht eine Oxydation stattfindet, um so leichter aber Nitroverbindungen gebildet werden. Die Anzahl der hiebei für den Wasserstoff eintretenden Aequivalente von Untersalpetersäure ist gewöhnlich grösser, als bei Anwendung von reiner Salpetersäure. So wird die Benzoësäure auf diesem Wege in Dinitrobenzoësäure = $C_6H_4(NO_2)_2O$, umgewandelt.

Die trockne Chromsäure wirkt auf viele organische Stoffe so lebhaft oxydirend ein, dass Entzündung erfolgt. In wässriger Lösung wirkt die Chromsäure zwar weniger kräftig, aber doch noch stark oxydirend, wobei entweder bloss Sauerstoff aufgenommen wird, oder auch Wasserstoff unter Bildung von Wasser aus der organischen Verbindung austritt; in andern Fällen wird auch ein Theil des Kohlenstoffs zu Kohlensäure oxydirt. Meistens bedient man sich nicht der reinen Chromsäure, sondern des doppelt-chromsauren Kalis mit Schwefelsäure.

Die Schwefelsäure hat, je nachdem sie frei vom Wasser oder mit mehr oder weniger Wasser verbunden ist, eine verschiedene Wirkung auf die organischen Substanzen. Im Allgemeinen macht sie ihre grosse Verwandtschaft zu Wasser geltend, und entzieht den organischen Stoffen Wasserstoff und Sauerstoff in dem Verhältniss, in welchem sie Wasser bilden, welches sich mit der Schwefelsäure vereinigt. Selten verbindet sich die organische Substanz selbst mit der Schwefelsäure, z. B. das Naphthalin = $C_{10}H_8$; in andern Fällen wird aus den Elementen des organischen Körpers und der Schwefelsäure Wasser gebildet und der Rest vereinigt sich zu einem neuen Körper, in welchem entweder schweflige Säure oder Schwefelsäure in gepaarter (s. weiter unten) Verbindungsweise enthalten ist. Bringt man z. B. Benzol = C_6H_6 mit wasserfreier Schwefelsäure zusammen, so verliert das Benzol 1 Aeq. H, der mit

1 Aeq. O der Schwefelsäure zu Wasser wird; während die dadurch gebildete schwefelige Säure mit den übrigen Elementen des Benzols zu Sulphobenzid $\rightleftharpoons C_{12}H_6SO_2$ zusammentritt:



Das Verhalten des Alkohols $= C_2H_5O$, zu conc. Schwefelsäure liefert uns ein Beispiel, wo aus dem organischen Körper Wasser tritt, dessen Stelle die Schwefelsäure einnimmt; die dadurch entstandene neue Verbindung ist eine gepaarte Säure und heisst Aetherschwefelsäure $= C_2H_5O + 2 SO_3 + HO$, kann aber ihrem Verhalten gemäss auch als ein saures Salz, als saures schwefelsaures Aethoxyd $\rightleftharpoons C_2H_5O + SO_3, HO + SO_3$, betrachtet werden. Erhitzt man diese Verbindung, so wird sie zerstört und der flüchtigere Aether entweicht. Bei Anwendung von mehr Schwefelsäure und stärkerem Erhitzen entsteht ölbildendes Gas $= C_2H_4$, indem der Alkohol 2 Aeq. HO verliert, die sich mit der Schwefelsäure vereinigen.

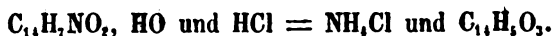
Beim Erwärmen mit conc. Schwefelsäure werden die organischen Substanzen in der Regel bis zur Schwärzung versetzt. Dabei treten als flüchtige Produkte Wasser, Kolenoxyd, Kohlensäure, Ameisensäure, Essigsäure, ein eigenthümliches Oel (Furfurol $= C_{10}H_8O_2$) auf, während der schwarze Rückstand sich zum Theil in Wasser löst, theils als unlösliche schwarze Masse, die aber ausser Kohlenstoff auch Wasserstoff, Sauerstoff und Schwefel enthält, zurückbleibt.

Die verdünnte Schwefelsäure bewirkt in vielen Fällen die Zersetzung gepaarter Verbindungen, sogenannte Spaltungen, ohne dass die Schwefelsäure hierbei eine Verbindung eingeht oder eine Veränderung erleidet. So zerfällt die Hippursäure $= C_{11}H_9NO_3$ beim Kochen mit verdünnter Schwefelsäure unter Aufnahme von 1 Aeq. Wasser in Benzoësäure $= C_7H_5O_2$ und Leimzucker $= C_4H_7NO_3$.

In ähnlicher Weise veranlasst die Berührung mit sehr verdünnter Schwefelsäure in der Wärme bald eine Aufnahme der Elemente des Wassers — das Stärkmehl $= C_{12}H_{10}O_{10}$ verwandelt sich durch Zutritt von 2 Aeq. HO in Traubenzucker $= C_{12}H_{22}O_{11}$; bald eine Abscheidung von Wasserelementen — die Cholalsäure $= C_{11}H_{10}O_{10}$ geht durch Verlust von 4 Aeq. HO in Dyslysin $= C_{11}H_{16}O_6$ über.

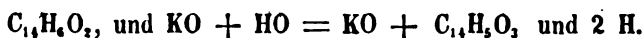
Die wässrige Chlorwasserstoffsäure zeigt eine ähnliche Wirkung wie die verdünnte Schwefelsäure. Beide zersetzen gewisse stickstoffhaltige Verbindungen, namentlich die Amide, in der Weise, dass unter Aufnahme von Wasser Ammoniak gebildet wird, welches

an die Säure tritt, und ein stickstofffreier organischer Körper entsteht. So verwandelt sich das Benzamid = $C_{11}H_7NO_2$ beim Kochen mit Chlorwasserstoffsäure in Salmiak und Benzoësäure:



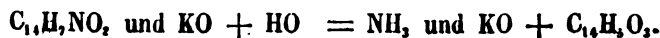
Die wasserfreie Phosphorsäure wirkt ähnlich wie die Schwefelsäure, insofern sie den organischen Stoffen die Elemente des Wassers entzieht, wodurch entweder sauerstofffreie organische Stoffe, oder wenigstens sauerstoffärmere entstehen. Die Phosphorsäure vereinigt sich dabei häufig mit den organischen Stoffen zu gepaarten Verbindungen in ähnlicher Weise, wie die Schwefelsäure. Nur wirkt die Phosphorsäure weniger kräftig zersetzend ein, als die Schwefelsäure. Aus den Amiden scheidet die wasserfreie Phosphorsäure kein Ammoniak ab, sondern sie entzieht ihnen Wasser und verwandelt sie in sogenannte Nitrile, so das Benzamid = $C_{11}H_7NO_2$ in Benzonitril = $C_{11}H_5N$ durch Entziehung von 2 Aeq. HO.

Was die Einwirkung des Kalis auf organische Stoffe betrifft, so ist bereits oben gesagt worden, dass das Kalihydrat beim Erhitzen damit dieselben zersetzt und zuletzt als kohlen-saures Kali zurückbleibt. Bevor aber dieses Endprodukt erzeugt wird, bildet sich häufig aus der organischen Substanz erst eine organische Säure, die an das Kali tritt; in stärkerer Hitze wird dann dieses organisch-saure Kalisalz in kohlen-saures Kali verwandelt. So geht das Bittermandelöl = $C_{11}H_6O_2$ unter Wasserzersetzung und Entwicklung von Wasserstoffgas erst in benzoës-saures Kali über:



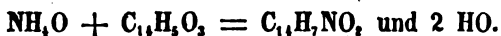
Wässrige oder geistige Lösungen des Kalis verwandeln ebenfalls viele organische Substanzen in Säuren, und zwar unter Aufnahme von Wasser, z. B. das Isatin = $C_{11}H_7NO_2$ in Isatinsäure = $C_{11}H_6NO_2$.

Häufig treten bei der Einwirkung der Alkalien in ähnlicher Weise Spaltungen ein, wie bei der Behandlung mit verdünnter Schwefelsäure. Die Amide zerfallen unter Wasseraufnahme in Ammoniak und eine Säure, z. B. das Benzamid in Ammoniak und benzoës-saures Kali:

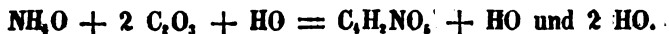


Das wässrige Ammoniak vereinigt sich mit den organischen Säuren ebenso wie mit den unorganischen zu Ammoniumoxydsalzen.

Diese Ammoniumoxydsalze liefern aber beim Erhitzen für sich oder mit wasserfreier Phosphorsäure, unter Verlust von Wasser, eigenthümliche Produkte, die Amide, Nitrile, Aminsäuren und Imide. Amide entstehen, wenn einfach-saure Salze 2 Aeq. HO verlieren. Benzoësaures Amm. gibt dabei Benzamid.



Nitrile entstehen bei Verlust von 4 Aeq. HO. Benzoësaures Amm. liefert dabei Benzonitril = $\text{C}_7\text{H}_5\text{N}$. — Aminsäuren entstehen, wenn zweifachsaure Salze 2 Aeq. HO verlieren. Zweifach-oxalsaures Amm. verwandelt sich dabei in Oxaminsäure-Hydrat = $\text{C}_2\text{H}_2\text{NO}_4 + \text{HO}$.

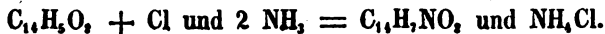


Imide entstehen, wenn zweifachsaure Salze 4 Aeq. HO verlieren. Zweifach-phthalsaures Amm. wird dabei zu Phthalimid = $\text{C}_{10}\text{H}_7\text{NO}_2$.



Die Amide, Nitrile, Aminsäuren und Imide liefern beim Erhitzen mit starken Säuren oder Alkalien, unter Aufnahme von 2 oder 4 Aeq. Wasser, wieder Ammoniak und die ursprüngliche Säure, aus welcher sie entstanden sind.

Das trockne Ammoniakgas bildet dieselben Verbindungen unmittelbar, wenn es mit den vorher von Wasser befreiten organischen Stoffen zusammenkommt. So geht das Lactid = $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_4$ mit Ammoniak in Lactamid = $\text{C}_4\text{H}_7\text{NO}_2$ über. Amide erhält man auch, wenn man auf die Chlor-, Brom- oder Jodverbindungen der organischen Radikale Ammoniak einwirken lässt, wobei das Haloid aus- und an dessen Stelle Amid = NH_2 eintritt; das Haloid vereinigt sich dann mit 1 Aeq. Ammoniak und 1 Aeq. Wasserstoff zu einem Ammoniumsalze. Das Benzoylchlorid = $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2 + \text{Cl}$ z. B. verwandelt sich hierbei in Benzamid und Salmiak.



Die Oxyde der schweren Metalle wirken auf viele organische Stoffe oxydirend ein, indem sie ihren ganzen Sauerstoffgehalt, oder nur einen Theil desselben, an den organischen Körper abgeben, wodurch dieser entweder in ein höheres Oxyd desselben Radikals übergeht, oder unter Entwicklung von Kohlensäure in andere Verbindungen übergeführt wird. Besonders leicht oxydirend wirken die Superoxyde (z. B. Bleisuperoxyd, Mangansuperoxyd) oder

die Oxyde der edlen Metalle, z. B. Silberoxyd. Beim Zusammenreiben mit trockenem Bleisuperoxyd fangen manche Körper, z. B. Weinsteinsäure, Feuer, und verbrennen vollständig, wie beim Glühen an der Luft. Die Einwirkung der Superoxyde wird durch die Gegenwart verdünnter Säuren, z. B. Schwefelsäure, noch begünstigt, indem diese Säuren sich mit dem niedrigeren basischen Oxyde zu Salzen vereinigen. Der Alkohol = C_2H_5O , geht z. B. beim Zusammenkommen mit Mangansuperoxyd und verdünnter Schwefelsäure erst in Aldehyd = C_2H_4O , dann in Essigsäure = $C_2H_3O_2 + HO$ über.

Auch das Kupferoxyd wirkt, besonders in Gegenwart von Alkalien, oxydirend auf organische Substanzen, und geht selbst in Oxydul oder Metall über. Eine Auflösung von Traubenzucker, welche man mit Kupfervitriol und Kalilauge versetzt hat, scheidet beim Stehen Kupferoxydul ab.

Was die chemische Constitution der organischen Stoffe betrifft, so geht aus den bisherigen Forschungen hervor, dass in ihnen zusammengesetzte Stoffe dieselbe Rolle spielen, wie die einfachen Stoffe in den unorganischen Körpern. Diese zusammengesetzten Stoffe, welche sich also in ihren Verbindungen wie einfache Stoffe verhalten, heissen zusammengesetzte Radikale, und man nennt hiernach die organische Chemie auch wohl die Chemie der zusammengesetzten Radikale. Bereits im allgemeinen Theile dieses Werkes, S. 45, ist von diesen Radikalen die Rede gewesen.

Gleichwie in dem unorganischen Reiche durch Vereinigung eines Elements mit einem andern Basen, Säuren, indifferente Stoffe, durch die Vereinigung der Basen und Säuren Salze, durch die Vereinigung aller dieser Verbindungen mit Wasser Hydrate entstehen; ebenso sehen wir in dem organischen Reiche aus der Vereinigung eines zusammengesetzten Radikals mit einem Elemente Basen, Säuren, indifferente Stoffe, aus der Vereinigung der organischen Basen und Säuren Salze, aus der Vereinigung aller dieser Verbindungen mit Wasser Hydrate hervorgehen, welche ein den unorganischen Verbindungen analoges Verhalten zeigen. Dagegen gibt es im organischen Reiche noch gewisse Verbindungen von Säuren oder Basen mit indifferenten Körpern, welche sich resp. mit Basen oder mit Säuren zu Salzen vereinigen, ohne dass der indifferente Körper ausgeschieden wird. Solche Verbindungen nennt man gepaarte Ver-

bindungen, und der in ihnen enthaltene indifferente Körper heisst Paarling. So z. B. ist die Hippursäure = $C_{11}H_9NO_5$ eine gepaarte Verbindung von Benzoesäure = $C_7H_5O_2$; und Leimzucker = $C_6H_{12}NO_6$. Die Sättigungscapacität einer solchen gepaarten Säure ist die nämliche, wie die in ihnen enthaltene Säure, oder auch nur halb so gross, wenn man z. B. die Aetherschwefelsäure = $C_2H_5O + 2 SO_3 + HO$ als eine gepaarte Säure betrachten will. Durch Einwirkung starker Säuren oder Basen im Ueberschuss zerfallen solche gepaarte Verbindungen, wie wir bereits oben gesehen haben; sie spalten sich in ihre nähern Bestandtheile, den Paarling und die Säure oder Base.

Aus der unorganischen Chemie wird man sich erinnern, dass entsprechend zusammengesetzte Verbindungen in ihrem Verhalten grosse Aehnlichkeit zeigen, so die Schwefelsäure und Selensäure, die schwefelige Säure und selenige Säure, die Phosphorsäure und Arsensäure. In derselben Weise zeigen auch die Verbindungen vieler zusammengesetzter Radikale grosse Uebereinstimmung in den chemischen Eigenschaften. Diess ist besonders bei solchen Radikalen der Fall, deren Formeln um C_2H_2 oder ein Multiplum von C_2H_2 verschieden sind, und daher kommt es, dass im Allgemeinen alle Verbindungen derselben Natur, deren Formeln um C_2H_2 oder Multipla von C_2H_2 differiren, grosse Aehnlichkeit in ihrem Verhalten besitzen. Solche Körper nennt man homologe Körper. Eine der am vollständigsten bekannten homologen Reihen ist die durch die allgemeine Formel $(C_2H_2)_n + O$ dargestellte Säurenreihe, wie folgende Uebersicht einiger Glieder dieser Reihe zeigt, worin die Säuren als Hydrate dargestellt sind:

Ameisensäure	$C_2H_2O_2$
Essigsäure	$C_4H_4O_2$
Propionsäure	$C_6H_6O_2$
Buttersäure	$C_8H_8O_2$

Die homologen Körper zeigen auch sehr bemerkenswerthe Beziehungen zwischen ihrem Siedepunkte und ihrer Zusammensetzung; ihr Siedepunkt steigt nämlich um 19° , wenn die chemische Formel um C_2H_2 zunimmt, oder: für je C_2H_2 , welche eine solche Verbindung mehr enthält als eine andere, liegt der Siedepunkt um 19° höher. So siedet die Ameisensäure bei 100° , die Essigsäure bei 119° , die Propionsäure bei 138° , die Buttersäure bei 157° .

Es gilt diess, wie erwähnt, nur für homologe Körper, d. h. solche, welche von derselben Natur sind. Das Essigsäure-Hydrat

= $C_4H_8O_2$, und das essigsäure Methyloxyd = $C_4H_8O_2$, sind auch um C_2H_4 in ihren Formeln verschieden, aber ersteres siedet bei 119° , und letzteres schon bei 55° , also um 63° niedriger als ersteres. Das essigsäure Aethyloxyd = $C_6H_{12}O_2$ siedet dagegen bei 74° , also um 19° höher als das ihm homologe essigsäure Methyloxyd.

Nach diesen einleitenden Bemerkungen gehe ich zu der speciellen Betrachtung der einzelnen, natürlichen und künstlich dargestellten organischen Körper über; werde aber, wie in der unorganischen Chemie, auch hier nur die wichtigsten unter ihnen berücksichtigen. Sehr viele organische Körper gehören dem Pflanzenreiche, andere dem Thierreiche ausschliesslich an, und wieder andere finden sich in beiden Reichen. In den meisten Lehrbüchern wird daher, vorzüglich aus letzterm Grunde, kein Unterschied zwischen Pflanzenchemie und Thierchemie gemacht, sondern man behandelt die Produkte beider Reiche nach einem fortlaufenden Plane, indem man die ähnlichen Körper, mögen sie nun den Pflanzen oder den Thieren angehören, zusammenstellt. In einigen Lehrbüchern sind dagegen die Produkte des Pflanzenreiches von denen des Thierreichs gesondert beschrieben.

Eine jede dieser Anordnungsweisen hat ihre Vortheile und Nachtheile. Von den Nachtheilen will ich nur hervorheben, dass durch strenges Scheiden der Thierstoffe von den Pflanzenstoffen oft die natürlichsten Bande zerrissen werden, denn man ist in diesem Falle z. B. benöthigt, den Honig, Milchzucker von den Zuckerarten, Thran, Butter, Schmalz, Talg, Wallrath von den Fetten, das Bienenwachs vom Pflanzenwachs, das Coccusroth, Lackroth von den Farbstoffen zu trennen. Ferner bleibt es dann zweifelhaft, in welche Abtheilung diejenigen organischen Materien, welche im Pflanzenreiche vorkommen und sich auch im Thierreich finden, gebracht werden sollen, z. B. Milchsäure, Zucker, Albumin etc. Bringt man aber, um die eben berührten Nachtheile zu vermeiden, alle organischen Stoffe in ein System, so tritt wieder ein anderer Uebelstand ein. In dem thierischen Organismus trifft man eine Anzahl von Secreten und Excreten *), wie Blut, Milch, Galle, Lymphe, Harn etc., welche in

*) **Secrete** sind organische Abscheidungen, welche noch zu besondern Zwecken des lebenden Organismus dienen, z. B. Speichel, Magensaft, Blut, Galle etc.; während man **Excrete** solche organische Abscheidungen nennt, welche als unbrauchbar vom Organismus ausgestossen werden: z. B. Harn, Schweiß.

den Pflanzen keine Analogien darbieten, und, will man sie richtig erkennen, als Ganzes betrachtet werden müssen. Diese Materien nehmen dann in dem vereinigten Systeme eine ganz isolirte Stellung ein.

Ich habe nun eine gewisse Ausgleichung — soweit sie nämlich bei dem gegenwärtigen Stande der Wissenschaft möglich ist, denn die organische Chemie bietet zur Aufstellung eines durchaus consequenten Systems noch nicht so sichere Anhaltspunkte dar, wie die unorganische Chemie — dadurch zu erreichen gesucht, dass ich in die Abtheilung Pflanzenchemie, ausser den den Pflanzen ausschliesslich eigenen, auch die in den Pflanzen und Thieren gemeinschaftlich vorkommenden, und endlich auch diejenigen den Thieren ausschliesslich eigenen Materien, welche gewissen Pflanzenstoffen analog sind, aufgenommen habe. Die Abtheilung Thierchemie enthält dagegen nur die rein thierischen Se- und Excrete und deren nähere Bestandtheile. Unter diesen Bestandtheilen kommen nicht selten solche vor, welche bereits in der unorganischen Chemie, sowie in der Pflanzenchemie abgehandelt sind, auf welche dann nur verwiesen zu werden braucht; während z. B. die Gallensäure bei der Galle, der Leim bei den Knochen, der Harnstoff, die Harnsäure und Hippursäure beim Harn ihre nähere Besprechung finden.

Durch diese Eintheilung sind allerdings die Grenzen der Pflanzenchemie weiter, die der Thierchemie enger gesteckt worden, als es, strenge genommen, erlaubt ist; allein dieser Fehler wird dadurch reichlich wieder aufgewogen, dass ähnliche und verwandte Materien aus beiden Reihen nicht isolirt und zersplittert, sondern zu natürlichen Gruppen vereinigt beisammen stehen.

Was die weitere Eintheilung betrifft, so zerfällt die Pflanzenchemie in drei Abschnitte: Säuren, Basen und indifferente Stoffe. Die Säuren zerfallen wieder in nicht flüchtige und in flüchtige; die Basen in sauerstoffhaltige und sauerstofffreie; die indifferenten Stoffe in stickstofffreie (und diese wieder in nicht flüchtige und in flüchtige) und in stickstoffhaltige.

Die Thierchemie hat zwei Abschnitte: Secrete und Excrete. Beide sind wieder in flüssige und feste geschieden.

Erste Abtheilung.

Pflanzenchemie.

Erster Abschnitt.

Die Säuren.

A. Nichtflüchtige Säuren.

1. Weinsteinsäure (Weinsäure). $C_4H_4O_6 + HO (\bar{T} + HO)$
= 937,5. (In 100 Theilen: 32,00 C, 2,67 H, 53,33 O u. 12,0 HO.)

a. Entdeckung. Scheele 1769.

b. Vorkommen. Ziemlich häufig und zwar meist an Kali gebunden als saures Salz: in den Weintrauben, Tamarinden, Ananas, Pfeffer, Maulbeeren, Sauerampfer, in den Wurzeln der Quecke, des Löwenzahns, in den Beeren des Gerbersumachs; als Kalksalz in den Weintrauben, im Quassiholz, der Meerzwiebel etc.

c. Darstellung. Aus dem weinsteinsäuren Kalke, den man durch Sättigen des gepulverten und mit Wasser erhitzten gereinigten Weinsteins mittelst Aetzkalk, Fällen der überstehenden Flüssigkeit mit Chlorcalcium oder Gyps, Auswaschen des gesammten Niederschlags und Trocknen desselben erhält: 16 Theile dieses trocknen Kalksalzes digerirt man in der Wärme mit einer Mischung von 6 Th. conc. Schwefelsäure und 60 Th. Wasser, trennt die saure Flüssigkeit vom entstandenen Gypse, wäscht diesen mit Wasser aus, verdampft die sauren Laugen bis auf etwa 24 Th., filtrirt und lässt durch langsames Verdunsten krystallisiren. Die gewonnenen Krystalle müssen noch ein oder mehrere Male umkrystallisirt werden.

d. Eigenschaften. Die Weinsteinsäure krystallisirt in wasserhellen schiefhombischen Säulen und Pyramiden, ist geruchlos, luftbeständig, schmeckt stark, aber nicht ätzend sauer, löst sich in 2 Th. kaltem und in 1 Th. heissem Wasser, auch in Weingeist leicht

auf; die wässrige Lösung zersetzt sich durch Stöhen unter Bildung von Schimmel, die geistige enthält eine neue Verbindung der Säure mit Aether. Die Weinsteinsäure schmilzt bei etwa 140° , verliert nach und nach ihr Wasser und verwandelt sich in eine weisse poröse Masse, die beim Behandeln mit kaltem Wasser ein unlösliches Pulver von wasserfreier Weinsteinsäure hinterlässt, welches erst durch Kochen mit Wasser in die gewöhnliche Säure zurückgeführt wird. Erhitzt man die Weinsteinsäure stärker, so bräunt sie sich, entbindet neben Wasser und flüchtigen gasförmigen und öligen, nach verbranntem Zucker riechenden Produkten zwei neue Säuren, eine ölige = $C_6H_4O_3 + HO$ und eine krystallinische = $C_6H_4O_3 + HO$, und im Rückstande bleibt viel Kohle.

Sie ist häufig mit Schwefelsäure und Kalk verunreinigt; im ersten Falle wird ihre wässrige Lösung durch Barytsalze getrübt, im zweiten gibt sie mit oxalsaurem Ammoniak einen Niederschlag.

e. Anwendung. Als Reagens auf Kali, um dasselbe vom Natron zu unterscheiden, da sie mit erstem ein schwerlösliches saures Salz bildet; in der Färberei mit Saflor, besonders in der Kattundruckerei als Aetzbeizze, auch zur Zerstörung des Indigo mittelst chromsaurem Kali; ferner zu Limonaden, Brausepulvern, in der Medicin.

f. Verbindungen Die Weinsteinsäure gehört zu den stärksten organischen Säuren; ihre wichtigsten Salze sind folgende:

Weinsteinsäure Salze.

Es gibt neutrale, basische und saure. Sie sind meist farblos, theils leicht-, theils schwer-, theils unlöslich in Wasser, zersetzen sich in starker Hitze unter Schwärzung und Verbreitung eines eigenthümlichen, dem gebrannten Zucker ähnlichen Geruchs. Die in Wasser leichtlöslichen neutralen Salze reagiren auch neutral, werden durch Zusatz von Säure schwerlöslich, die in Wasser schwer- oder unlöslichen werden von Kalilauge oder Ammoniak vollständig aufgenommen. Kalkwasser erzeugt in der Auflösung der weinsteinsäuren Salze einen in Salmiak löslichen Niederschlag.

Zweifach-weinsteinsäures Kali (Weinstein, Weinstein-rahm, Cremor tartari). $KO + 2 \bar{T} + HO = 2352,5$.

(In 100 Theilen: 25,07 KO, 70,13 \bar{T} und 4,80 HO).

Es findet sich in vielen Pflanzensäften, besonders in dem Saft

der Weintrauben, und setzt sich aus letzterm im Verlaufe der Gährung und auch noch später allmählig in den Fässern als steinharte Rinden ab, die den Namen roher Weinstein führen, und von weissem Weine grau, gelblich bis bräunlich grau, von rothem mehr oder weniger roth sind. Um diesen rohen Weinstein von seinen farbigen, organischen Materien und dem grössten Theile des eingemengten weinsteinsäuren Kalks zu befreien, kocht man ihn mit Wasser unter Zusatz von Thon, Kohle, Eiweiss, filtrirt heiss und lässt krystallisiren. Was beim Erkalten der gereinigten conc. Lösungen auf der Oberfläche sich ansammelt, wurde früher besonders aufgehoben und Weinsteinrahm genannt. Um dem Salze die letzten Antheile weinsteinsäuren Kalks zu entziehen, digerirt man es im feingepulverten Zustande mit sehr verdünnter Salzsäure und wäscht mit kaltem Wasser aus.

Der gereinigte (raffinirte) Weinstein bildet weisse, durchscheinende oder matte, ziemlich harte, schief rhombische Säulen, schmeckt milde sauer, löst sich erst in 200 Th. kalten; aber schon in 16 Th. heissen Wassers, nicht in Alkohol, leicht in Alkalien auf. — Eine grünliche Farbe deutet auf Kupfer, herrührend von den kupfernen Kesseln, in welchen er gereinigt ist. Löst er sich nicht vollständig in Wasser, oder erleidet seine Lösung durch oxalsaures Ammoniak eine Trübung, so ist Kalk vorhanden.

Der Weinstein dient zur Darstellung des reinen kohlen-säuren Kalis, des Kaliums, der Weinsteinsäure und anderer Präparate; zum Blanksieden von Silber-, Goldwaaren; zum Versilbern auf trockenem und nassem Wege; in der Wollenfärberei, Medicin etc.

Einfach-weinsteinsäures Kali. $KO + \bar{T} = 1415,0$.

(In 100 Theilen: 41,69 KO und 58,31 \bar{T}).

Man erhält es durch Sättigen des vorigen Salzes mit kohlen-säurem Kali, Filtriren und Verdunsten zur Krystallisation oder zur Trockne. Es krystallisirt in ansehnlichen geraden rhombischen Prismen, schmeckt bitter salzig, wird an der Luft langsam feucht, reagirt neutral, löst sich sehr leicht in Wasser, nicht in Weingeist. — Wird nur in der Medicin angewendet.

Weinsteinsäures Kali-Natron (Seignettesalz). $KO + \bar{T}$,

$NaO + \bar{T}, 8 HO = 3527,2$.

(In 100 Theilen: 16,72 KO, 10,97 NaO; 46,78 \bar{T} und 25,53 HO.)

Man sättigt eine kochende Auflösung von kohlen-säurem Natron

mit gepulvertem Weinstein, filtrirt und verdunstet zur Krystallisation. Das Salz bildet wasserhelle, meist ansehnliche, gerade rhombische Säulen, schmeckt milde salzig, kühlend, ist luftbeständig, schmilzt bei gelinder Wärme in seinem Krystallwasser, löst sich in 2 1/2 Th. kaltem und in weniger als gleichen Theilen heißem Wasser; die Lösung reagirt neutral, nicht in Alkohol. — Man gebraucht es als innerliches Heilmittel.

Boraxweinstein. $\text{NaO} + 2(\text{BO}_2 + \bar{\text{T}})$, $2(\text{KO} + \bar{\text{T}}) = 5739,2$
(In 100 Theilen: 6,7 NaO, 20,5 KO, 57,4 $\bar{\text{T}}$ und 15,4 BO_2 .)

Durch Hülfe des Borax wird der Weinstein leicht löslich in Wasser und es entsteht ein Doppelsalz, worin die Borsäure mit der Weinsteinsäure als eine Doppelssäure enthalten ist. Zu seiner Darstellung löst man 1 Th. Borax und 2 Th. Weinstein in 12 Th. heißem Wasser, filtrirt und verdunstet das Filtrat zur Trockne. Es ist eine weisse glasige, amorphe Masse oder ein weisses Pulver, zieht an der Luft etwas Wasser an, wird aber nicht feucht, schmeckt angenehm sauer, löst sich sehr leicht in Wasser, spurweise in Weingeist. — Wird medicinisch angewandt.

Ein ähnliches Präparat ist der Borsäureweinstein = $\text{KO} + 2(\text{BO}_2 + \bar{\text{T}})$, $\text{K} + 2\bar{\text{T}}$, den man durch Auflösen von 1 Th. Borsäure und 3 Th. Weinstein in 18 Th. Wasser und Abdampfen erhält.

Weinsteinsaurer Kalk. $\text{CaO} + \bar{\text{T}} + 4\text{HO} = 1625,0$.
(In 100 Theilen: 21,53 CaO, 50,76 $\bar{\text{T}}$ und 27,71 HO).

Er macht einen Bestandtheil des rohen und gereinigten Weinsteins aus, und wird als Nebenprodukt bei der Bereitung des vorigen und anderer Salze aus dem Weinstein erhalten. Ein weisses, krystallinisches, in Wasser fast ganz unlösliches, geschmackloses Pulver, löst sich leichter in allen löslichen, weinsteinsäuren Salzen, in Ammoniaksalzen, Kalilauge, Essigsäure, Weinsteinsäure, Mineralsäuren, und wird aus letztern Lösungen durch Ammoniak nicht gefällt. — Dient zur Darstellung der Weinsteinsäure.

Weinsteinsaures Eisenoxyduloxyd-Kali (Eisenweinstein). Dieses Doppelsalz, welches durch längere Digestion von 1 Th. Eisen, 6 Th. gereinigtem Weinstein und Wasser und Eintrocknen erhalten wird, hat keine constante Zusammensetzung, indem die erst entstandene lösliche Verbindung $8(\text{KO} + \bar{\text{T}}) + (\text{FeO} + \bar{\text{T}}) + 3(\text{Fe}_2\text{O}_3 + \bar{\text{T}})$ bald wieder in eine basische, auflösliche und eine

säure unlösliche zerfällt. Es bildet ein schwarzgrünes, süßlich zusammenziehend schmeckendes, partiell und mit schwarzgrüner Farbe in Wasser lösliches Pulver. — Man hat es in der Kattundruckerei empfohlen; seine hauptsächlichste Anwendung findet es aber in der Medicin zu Bädern, zu welchem Behufe es häufig in Form von 2 Loth schweren Kugeln vorrätzig gehalten wird.

Weinsteinsaures Antimonoxyd-Kali (Brechweinstein). $KO + \bar{T}, SbO_3 + \bar{T}, 2 HO = 4377,5$. (In 100 Theilen: 19,47 KO, 43,69 SbO₃, 37,69 \bar{T} und 5,15 HO). Man digerirt 4 Th. Antimonoxyd und 5 Th. gepulverten Weinstein mit Wasser, filtrirt und verdunstet zur Krystallisation. Es bildet wasserhelle gerade rhombische Pyramiden, welche an der Luft nach und nach undurchsichtig werden und endlich zu Pulver zerfallen, schmeckt süßlich, dann widrig metallisch, löst sich in 15 Th. kalten und in 2 Th. heissen Wassers, die Lösung reagirt sauer, nicht in Alkohol. — Er wird in der Medicin als Brechmittel gebraucht; grössere Gaben wirken giftig.

Als eine isomerische Modification der Weinsteinsäure ist die Traubensäure zu erwähnen, welche man zuweilen bei der Bereitung der Weinsteinsäure erhalten hat; doch sind die Umstände, unter denen sie auftritt, nicht bekannt, und ebenso wenig ist es bis jetzt gelungen, sie willkürlich zu bereiten. Sie unterscheidet sich von der Weinsteinsäure durch folgende Merkmale: Sie krystallisirt in schiefrhomboidischen Prismen, enthält 2 Aeq. HO, verwittert an trockner Luft unter Verlust von 1 Aeq. HO, löst sich erst in 5,7 Theilen kaltem Wasser; die Lösung wird nicht nur durch Kalkwasser, sondern auch durch salpetersauren, salzsauren und schwefelsauren Kalk gefällt und der Niederschlag verschwindet durch Salmiak nicht wieder, während die freie Weinsteinsäure mit den genannten Kalksalzen keinen Niederschlag gibt, und der durch Kalkwasser in ihr gebildete weinsteinsäure Kalk sich leicht in Salmiaklösung auflöst.

2. Citronensäure. $C_6H_8O_7 + 3 HO + 2 Aeq. (\bar{C}i + 3 HO + 2 Aeq.) = 2625,0$.

(In 100 Theilen: 34,28 C, 2,38 H, 41,90 O und 21,44 HO.)

a. Entdeckung. Scheele 1784.

b. Vorkommen. In vielen Pflanzen, theils frei, theils an Basen gebunden, gewöhnlich auch von Aepfelsäure oder andern organischen

Säuren begleitet, so in den Citronen, in den süß säuerlichen Früchten u. s. w.

c. Darstellung. Man gewinnt sie am besten aus dem Citronensaft, den man, nachdem er sich geklärt hat, heiss mit Kreide sättigt; der gebildete citronensaure Kalk wird dann mit stark verdünnter Schwefelsäure (auf 10 Theile verbrauchter Kreide bedarf man $9\frac{1}{2}$ Th. conc. Schwefelsäure) zerlegt, die abkolirte Flüssigkeit verdunstet, und die angeschossene Säure durch Umkrystallisiren gereinigt.

d. Eigenschaften. Die Citronensäure bildet wasserhelle oder etwas opake, gerade rhombische Prismen, schmeckt stark, aber angenehm sauer, verwittert in warmer Luft oberflächlich, schmilzt bei 100° unter Verlust von 2 Aeq. HO, zersetzt sich in höherer Temperatur und liefert dabei unter andern mehrere krystallinische Brenzsäuren (s. Aconitsäure weiter unten), löst sich leicht in Wasser, Alkohol und Aether.

Verunreinigungen mit Schwefelsäure und Kalk werden, wie bei der Weinsteinsäure angegeben, erkannt. Eine Verfälschung mit Weinsteinsäure entdeckt man durch Vermischen der concentrirten Lösung mit Kalilauge in der Art, dass die Flüssigkeit noch sauer bleibt; die Citronensäure bildet nämlich mit Kali kein schwerlösliches saures Salz, während diess die Weinsteinsäure thut. Auch gibt die Citronensäure mit Kalkwasser im Ueberschuss in der Kälte keinen Niederschlag; erst beim Erhitzen wird die Mischung trübe, aber beim Erkalten wieder klar.

e. Anwendung. In der Kattundruckerei, um Alaunerde-, Eisen- und Mangangrund wegzubeitzen, u. s. w.; ferner in der Medicin, Haushaltung, in welchen Fällen auch der Citronensaft vielfach gebraucht wird.

f. Verbindungen. Von den citronensauren Salzen ist hier hauptsächlich nur der citronensaure Kalk $= 3 \text{ CaO} + \bar{\text{O}} + 4 \text{ HO}$ zu erwähnen, ein weisses krystallinisches Pulver, löslich in 250 Th. kaltem und in 1000 Th. heissem Wasser. — Eine Auflösung des Eisens in Citronensäure dient zum Marmoriren des Leders bei den Ledereinbänden der Buchbinder.

g. Aepfelsäure. $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_4 + \text{HO} (\bar{\text{M}} + \text{HO}) = 837,5$.
(In 100 Theilen: 35,82 C, 2,98 H, 47,76 O und 13,44 HO).

a. Entdeckung. Scheele 1784.

b. Vorkommen. Sie findet sich in allen sauren und säuerlich schmeckenden Früchten und Pflanzensäften, ist überhaupt unter allen organischen Säuren am meisten verbreitet, und gewöhnlich von Citronensäure, Weinstein säure, und Oxalsäure begleitet.

c. Darstellung. Man bereitet sie am besten aus den Vogelbeeren. Der aufgekochte und filtrirte Saft der fast reifen Früchte wird mit kohlen saurem Kali beinahe gesättigt, mit Bleizucker gefällt, der Niederschlag mit verdünnter Schwefelsäure zerlegt, die überstehende Flüssigkeit zur Hälfte mit Ammoniak neutralisirt und krystallisirt. Das dadurch gewonnene saure äpfelsaure Ammoniak reinigt man durch Umkrystallisiren, fällt wieder mit Bleizucker, zerlegt den Niederschlag mit Schwefelwasserstoff, und verdunstet die vom Schwefelblei getrennte Flüssigkeit.

d. Eigenschaften. Sie krystallisirt in weissen Warzen, schmeckt stark, aber angenehm sauer, zerfließt an der Luft; zersetzt sich in höherer Temperatur und liefert 2 neue Säuren (s. Fumarsäure weiter unten). Mit Kalkwasser trübt sie sich weder in der Kälte noch in der Wärme.

e. Anwendung. In der Technik macht man keinen Gebrauch davon.

f. Verbindungen. Die äpfelsauren Salze bieten wenig Interesse dar. Der äpfelsaure Kalk = $\text{CaO} + \bar{\text{M}} + \text{HO}$ löst sich in 148 Th. kaltem und in 65 Th. heissem Wasser auf. Das äpfelsaure Eisenoxyduloxyd wird im rohen Zustande in der Medicin gebraucht.

4. Milchsäure. $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_6 + \text{HO} (\bar{\text{L}} + \text{HO}) = 1125,0$.

(In 100 Theilen: 40,00 C, 5,56 H, 44,44 O und 10,00 HO).

a. Entdeckung. Scheele 1780.

b. Vorkommen. Sie kommt in mehreren Pflanzensäften vor, doch ist es nicht erwiesen, ob sie schon in den lebenden Pflanzen enthalten war oder sich erst in den Säften erzeugt hatte; ausserdem in der Milch, in der Flüssigkeit der thierischen Muskeln, im Magensaft und andern thierischen Flüssigkeiten.

c. Darstellung. Sie bildet sich beim Stehen der Milch aus dem Milchzucker und ist die Ursache des Sauerwerdens derselben; ebenso bei der Gährung vieler Pflanzensäfte aus dem in ihnen enthaltenen Zucker. Am besten erhält man sie aus dem gewöhnlichen Zucker, wenn man ihn in Wasser gelöst mit etwas Käse als Ferment

versetzt, zur sofortigen Sättigung der entstehenden Säure noch gepulverte Kreide hinzufügt, und das Ganze einer Temperatur von 30 — 35° aussetzt. Die Gährung ist in einigen Tagen beendigt und die Flüssigkeit nun mit einer Masse körniger Krystalle von milchsaurem Kalk erfüllt; lässt man länger stehen, so geht die Milchsäure in Buttersäure über. Der milchsaure Kalk wird gepresst, aus kochendem Wasser umkrystallisirt, mit Schwefelsäure zerlegt, die freige-wordene Milchsäure an Zinkoxyd gebunden und das schwerlösliche Zinksalz mit Schwefelwasserstoff zerlegt.

d. **Eigenschaften.** Durch Abdampfen, zuletzt im Vacuo concentrirt ist die Milchsäure ein farb- und geruchloser Sirup, von stark saurem Geschmack, 1,215 spec. Gewicht, in allen Verhältnissen in Wasser, Weingeist und Aether löslich, verliert bei 130° ihr Hydratwasser und hinterlässt einen schwachgelblichen Rückstand, der beim Erkalten fest wird. Diese wasserfreie Milchsäure schmeckt sehr bitter, löst sich fast gar nicht in Wasser, leicht in Alkohol und Aether, wird aber bei Gegenwart von Wasser wieder in gewöhnliche Milchsäure verwandelt. Erhitzt man die wasserfreie Säure auf 250°, so verliert sie abermals 1 Aeq. Wasser und sublimirt in weissen Krystallen = $C_6H_4O_4$, welche den Namen *Lactid* bekommen haben, und sich durch Wasser in Milchsäure zurückführen lassen. Gleichzeitig zersetzt sich aber dabei ein anderer Theil wasserfreier Milchsäure in Kohlensäure, Wasser und eine farblose aromatische Flüssigkeit, *Lacton* = $C_6H_4O_2$:



e. **Anwendung.** In der Medicin.

L Verbindungen. Die milchsauren Salze sind sämmtlich löslich in Wasser. Die milchsauren Alkalien krystallisiren schwer. Der milchsaure Kalk = $CaO + L + 5 HO$ bildet weisse körnige Massen, löst sich leicht in heissem Wasser, schwerer in kaltem, leicht in Alkohol. — Das milchsaure Zinkoxyd = $ZnO + L + 3 HO$ krystallisirt leicht, löst sich schwer in kaltem Wasser, nicht in Alkohol. Das milchsaure Eisenoxydul = $FeO + L + 3 HO$ bildet ziemlich weisse krystallinische Rinden oder Körner, löst sich in 48 Th. kaltem und in 12 Th. heissem Wasser, nicht in Alkohol; es wird in der Medicin gebraucht.

5. **Gerbesäure** (Gerbestoff, Tannin). Zus. der Eichengerbesäure: $C_{10}H_{11}O_8$ (Ta) = 5825,0.

(In 100 Theilen: 51,5 C, 3,8 H und 44,7 O).

a. **Entdeckung.** Als eigenthümlicher näherer Bestandtheil der

Pflanzen wurde der Gerbestoff zuerst 1792 von Deyeux, dann von Seguin aufgestellt, später vorzüglich von Proust, Berzelius, Pelouze, Liebig etc. untersucht.

Man fand bald, dass es verschiedene Arten vom Gerbestoff gibt, welche sich besonders dadurch von einander unterscheiden, dass einige mit Eisenoxydsalzen einen schwarzblauen, andere damit einen grünen Niederschlag geben, und theilte nach diesem Verhalten die Gerbestoffarten in eisenbläuende und eisengrünende. Doch ist diese Eintheilung nicht sehr genau, denn die Farbe der Niederschläge fällt nicht immer so rein aus, und oft kommt es nur auf die Wahl des Eisenoxydsalzes und verschiedene andere geringfügige Umstände an, ob der Niederschlag blau oder grün erscheint.

Alle Gerbestoffarten charakterisiren sich aber dadurch, dass sie in Wasser leicht löslich sind, sauer reagiren, zusammenziehend schmecken und die Fähigkeit besitzen zu gerben, d. h. die thierische Haut in Leder zu verwandeln (sich mit der leimgebenden Substanz der Haut zu einer unlöslichen Verbindung zu vereinigen).

b. Vorkommen. Der Gerbestoff ist nächst der Aepfelsäure die verbreitetste Pflanzensäure, findet sich aber fast nur in perennirenden Pflanzen und namentlich in den ausdauernden Theilen derselben, als in Wurzeln, Hölzern, Rinden, weniger häufig in Blättern, Früchten. Eisenbläuenden Gerbestoff enthalten: die Eichenrinde, Cimmrinde, das Eichen-, Blau-, Fernambukholz, der Sumach und andere Rhus-Arten, die Wurzeln von Polygonum, Bistorta, Geum urbanum, Tormentilla, Lythrum Salicaria, Rheum, die Blätter der Eichen-, Arbutus- und Vaccinium-Arten, die Galläpfel, Granatschalen etc. Unter allen diesen Vegetabilien sind es fast nur die Galläpfel, deren Gerbestoff genau studirt ist. Eisengrünender Gerbestoff findet sich: in der Rinde der Chinabäume, Tannen, Weiden, Kastanien, Buchen, Ulmen, Pappeln, Haselnussstaude, Ahorne, Kirschbäume, Birken, Erlen, in der Ratanhiawurzel, im Thee, Caffee, Kino, Catechu etc. Vom eisengrünenden Gerbestoff kennt man bereits mehrere spezifische Varietäten, z. B. die des Thees, Caffees, der Chinarinde, des Kino, Catechu.

c. Darstellung der Eisengerbesäure. Gröblich gepulverte Galläpfel übergießt man mit gewöhnlichem Aether, presst nach 24 stündigem Stehen aus, behandelt den Rückstand noch zweimal auf dieselbe Weise, und verdunstet die sirupartigen Flüssigkeiten in gelinder Wärme zur Trockne.

d. **Eigenschaften der Eichengerbesäure.** Eine blassgelbliche, harzig-spröde, amorphe, luftbeständige Masse, geruchlos; von ausgezeichnet adstringirendem Geschmacke, leicht löslich in Wasser, weniger leicht in Alkohol und Aether und in um so geringerer Menge, je wasserfreier sie sind; die Lösungen reagieren stark sauer. In der Hitze schmilzt sie, bei 210–215° zersetzt sie sich und liefert Brenzgallussäure (eine weisse krystallinische Substanz = $C_8H_6O_5$) als Sublimat und Kohlensäure, bei 250° Melangallussäure (eine schwarze Substanz = $C_{11}H_8O_5$), Wasser und Kohlensäure. Die wässrige Lösung der Gerbesäure zersetzt sich an der Luft unter Aufnahme von Wasser, wird trübe, und gibt einen krystallinischen Absatz von Gallussäure. Reine Eisenoxydsalze verändern die Gerbesäurelösung anfangs nicht, nach und nach entsteht aber eine violette Färbung, welche immer dunkler wird und später setzt sich ein schwarzblauer Niederschlag ab; Eisenoxydsalze erzeugen sogleich einen schwarzblauen, Brechweinstein einen weissen, Leimlösung einen grauen Niederschlag. Auch werden die meisten Alkaloide von ihr gefällt.

e. **Anwendung.** Die Eichengerbesäure dient zur Bereitung der Tinte, zum Schwarzfärben, zu welchen Zwecken aber auch andere, eisenbläuende Gerbestoff enthaltende Pflanzentheile verwendet werden. Ferner zum Gerben, vorzüglich die Galläpfel, die Eichenrinde, der Sumach etc., aber auch mehrere andere, eisengrüendenden Gerbestoff enthaltende Pflanzentheile, wie die Tannenrinde.

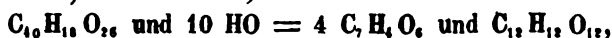
f. **Verbindungen.** Die Gerbesäure verbindet sich mit Basen zu Salzen, welche aber im Allgemeinen wenig Beständigkeit haben, namentlich zersetzt sich die Gerbesäure leicht bei Gegenwart von Alkalien. Die beständigste und technisch wichtigste Verbindung der Gerbesäure ist die mit dem Leim (das Leder), wovon in der Thierchemie die Rede seyn wird.

6. Gallussäure. $C_8H_6O_5 + 2 HO + Aq$ ($\bar{G}a + 2 HO + Aq$)
 = 1175,0. (In 100 Theilen: 44,68 C, 0,95 H, 25,53 O u. 28,84 HO).

a. **Entdeckung.** Scheele 1785.

b. **Vorkommen.** Findet sich, mit Gerbesäure vereinigt, jedoch fast immer nur in geringerer Menge, in den meisten zusammenziehend schmeckenden Vegetabilien, namentlich in den Galläpfeln, und ist ein Zersetzungsprodukt der Eichengerbesäure.

c. Darstellung. Lässt man einen wässrigen Aufguss der Galläpfel an der Luft stehen, so scheiden sich nach längerer Zeit Krystalle aus, während gleichzeitig die Gerbesäure verschwindet. Zur Darstellung der Gallussäure ist es aber am besten, Galläpfelpulver mit Wasser zum Brei angerührt mehrere Wochen lang unter fleissigem Umrühren an der Luft stehen zu lassen, wodurch die Gerbesäure unter Aufnahme von Wasser wesentlich in Gallussäure und Zucker (der seinerseits wieder in Alkohol und Kohlensäure verwandelt wird, siehe Alkohol) zerfällt:



die Masse mit Wasser auszukochen, heisst zu filtriren, und die beim Erkalten ausgeschiedenen krystallinischen Gruppen durch Umkrystallisiren aus heissem Wasser oder Alkohol zu reinigen. Schneller erfolgt die Umwandlung der Gerbesäure in Gallussäure, wenn man den Aufguss der Galläpfel mit verdünnten Säuren digerirt, allein die Ausbeute fällt dann weit geringer aus.

d. Eigenschaften. Die Gallussäure bildet farb- und geruchlose schiefrhomboidische Nadeln von säuerlich-zusammenziehendem Geschmacke. Bei 120° verliert sie 1 Aeq. Wasser; etwas unter 210° schmilzt sie, wird bräunlich und geht zum Theil in eine nicht näher untersuchte, den Leim fällende Substanz über. Bei 210° und bei 250° liefert sie dieselben Zersetzungsprodukte wie die Gerbesäure. Sie löst sich in 100 Th. kaltem Wasser, viel leichter in heissem, sowie in Alkohol, auch etwas in Aether; die Solutionen reagiren sauer, die wässrige zersetzt sich nach und nach an der Luft unter Bildung von Schimmel und einer schwarzen Substanz. Sie fällt weder den Leim, noch die Alkaloide, dagegen die Eisenoxydsalze ebenso schwarzblau, wie es die Gerbesäure thut; das gallussaure Eisen unterscheidet sich aber von dem gerbesauren Eisen dadurch, dass es sich in Essigsäure, reinen und kohlsauren Alkalien leicht auflöst, während das gerbesaure Eisen von der Essigsäure nur spurweise aufgenommen, von reinem und kohlsaurem Kali unter Abscheidung von Eisenoxydhydrat vollständig, und von Ammoniak partiell zersetzt wird.

e. Anwendung. Insofern die Galläpfel u. s. w. geringe Antheile Gallussäure enthalten, trägt dieselbe auch zum Schwarzfärben, zur Darstellung der Tinte bei. In neuerer Zeit benutzt man die reine Säure zur Bereitung der Lichtbilder auf Papier, indem man dasselbe erst mit Jodkaliumlösung, dann mit Silbersolution trinkt,

hierauf in die Camera obscura bringt, und nach der Einwirkung des Lichts mit Gallussäurelösung bestreicht. Es treten nun die vom Lichte getroffenen Stellen des Papiers braun bis schwarz hervor. Das dadurch erzeugte negative Bild wird erst mit Wasser, dann zur Entfernung des unveränderten Jodsilbers mit einer Auflösung von unterschwefeligsaurem Natron gewaschen, getrocknet; mit Wachs getränkt, um es durchscheinend zu machen, und nun von diesem Bilde auf ein neues, wie oben präparirtes Blatt Papier in der Camera obscura ein positives Bild gebracht, welches man ebenfalls mit Gallussäure behandelt.

f. Verbindungen. Die gallussauren Salze, namentlich die der Alkalien, sind sehr unbeständig, färben sich an der Luft dunkel, braun und zersetzen sich. Das gallussaure Eisen bildet einen Bestandtheil der Tinte.

Eine gute schwarze Schreibtinte erhält man folgendermassen. 1 Th. Eisenvitriol wird in einer Porcellanschale in 2 Th. heissem Wasser gelöst, und dieser Lösung so lange Salpetersäure in kleinen Antheilen zugesetzt, bis bei einem neuen Zusatz von Säure keine braungelben Dämpfe mehr entweichen. Zu diesem Zwecke gebraucht man etwa $\frac{1}{4}$ Th. Salpetersäure von 1,20 spec. Gewicht. Andererseits kocht man 4 Th. gröblich gestossene Galläpfel mit 50 Theilen Wasser aus, seihet durch dichte Leinwand, wäscht den Rückstand noch mit so viel heissem Wasser aus, dass sämtliche Flüssigkeit wiederum 50 Theile beträgt, löst in diesem Auszuge 1 Th. arabisches Gummi auf, und setzt endlich obige Eisensolution hinzu. Das Produkt ist zum sofortigen Gebrauche geeignet.

Für Stahlfedern ist es besser, wenn sich in der Tinte keine freie Schwefelsäure befindet. Man verdünnt daher die nach obiger Angabe bereitete, und mit Salpetersäure oxydirte Eisenvitriollösung mit viel Wasser, fällt mit Ammoniak, lässt den braunen Niederschlag absetzen, sammelt ihn auf einem Tuche, wäscht ihn vollständig mit Wasser aus, presst ihn, setzt ihn dem Galläpfelauszuge, worin das Gummi gelöst ist, hinzu, und stellt das Ganze ein paar Stunden in gelinde Wärme.

Beide Tinten sind sehr schwarz, fliessen gut aus der Feder und schimmeln nicht.

Von den übrigen nicht flüchtigen Säuren erwähnen wir nur:

Die Aconitsäure = $C_{12}H_2O_8 + 3 HO$, im Eisenhut (*Aconitum Napellus*) vorkommend, bildet sich auch bei der trockenen De-

stillation der Citronensäure und zwar zuerst, geht aber in stärkerer Hitze in eine neue krytallinische Säure, Brenzaconitsäure (Itaconsäure) $= C_6H_8O_7 + HO$, und diese weiterhin abermals in eine neue, flüssige Säure, Citraconsäure $= C_6H_8O_7 + HO$, die also mit der Brenzaconitsäure isomer ist, über. Von diesen drei Säuren ist nur die Citraconsäure unverändert destillirbar. Die Aconitsäure krytallisirt in weissen Warzen, schmeckt angenehm sauer, löst sich leicht in Wasser, Weingeist und Aether.

Meconsäure $= C_{11}H_{11}O_{11} + 3 HO + 6 Aq$, im Milchsaft des Mohns, dem Opium, enthalten, krytallisirt in weissen perlmutterglänzenden, weich anzufühlenden Schuppen, schmeckt sauer zusammenziehend, verliert in gelinder Wärme 20 Proc. (6 Aeq.) Wasser, fängt bei 120° an sich zu zerlegen, Kohlensäure und Wasser entweichen und es bleibt eine neue Säure (Komensäure $= C_{11}H_9O_9 + 2 HO$) zurück, in noch höherer Temperatur sublimirt Brenzmeconsäure $= C_{10}H_9O_9 + HO$, und ganz zuletzt erscheint ein federartiges Sublimat, welches isomer mit der Komensäure ist, aber andere Eigenschaften besitzt, daher den Namen Brenzkomensäure erhalten hat. Die Meconsäure löst sich schwer in kaltem, leicht in heissem Wasser, auch in Alkohol; die Lösungen färben die Eisenoxydsalze blutroth. Kocht man die wässrige Lösung, so färbt sie sich gelb, dann braun, unter Bildung von Komensäure, Oxalsäure, Kohlensäure und einer braunen Materie.

Schleimsäure (Milchzuckersäure) $= C_{12}H_{20}O_{11} + 2 HO$, entsteht durch Einwirkung der Salpetersäure auf Gummi, Milchzucker, Mannit ist ein weisses krytallinisches Pulver von sauerlichem Geschmack, löst sich in 66 Th. kochendem Wasser, nicht in Alkohol, schwärzt sich beim Erhitzen und liefert ein Sublimat, welches eine neue Säure, Brenzschleimsäure $= C_{10}H_{16}O_8$ ist.

Die Oelsäure (Elainsäure) $= C_{18}H_{34}O_2 + HO$, eine flüssige, nicht flüchtige Säure, welche durch Einwirkung starker Basen auf fette Materien entsteht, wird bei den Fetten (im dritten Abschnitte) abgehandelt werden; ebenso

die Talgsäure (Stearinsäure) $= C_{18}H_{36}O_2 + HO$ und die damit isomere, jedoch flüchtige Margarinsäure.

B. Flüchtige Säuren.

1. Oxalsäure. (Siehe Seite 178).

Oxalsaure Salze. (Kleesaure Salze).

Die Oxalsäure bildet neutrale, zweifach- und vierfachsauré Salze. Dieselben sind theils leicht löslich, theils schwer oder unlöslich in Wasser, entwickeln mit conc. Schwefelsäure ohne sich zu schwärzen, Kohlensäure und Kohlenoxydgas. Die Salze mit leicht reducirbaren Metalloxyden zerfallen in der Hitze in Kohlensäure und Metall; die alkalischen entwickeln in der Hitze Kohlenoxyd und hinterlassen kohlen saure Alkalien ohne freie Kohle. Chlorcalcium- oder Gyps- lösung erzeugt in den Lösungen der in Wasser löslichen oxalsauren Salze einen weissen, in organischen Säuren unlöslichen Niederschlag. Die löslichen oxalsauren Salze wirken giftig; als Gegenmittel dient kohlen saurer Kalk. — Folgende Salze verdienen eine pecielle Erwähnung.

Einfach-oxalsaures Kali, $\text{KO} + \bar{\text{O}} + \text{HO}$ erhält man durch Sättigen des folgenden Salzes mit kohlen saurem Kali und Krystallisiren, in farblosen rhombischen Prismen, welche stechend salzig schmecken, sich leicht in Wasser, nicht in Alkohol auflösen. — Dient als Reagens auf Kalk.

Zweifach-oxalsaures Kali (Sauerkleesalz), $\text{KO} + 2 \bar{\text{O}} + 3 \text{HO} = 1827,5$. (In 100 Theilen: 32,28 KO, 49,24 $\bar{\text{O}}$ und 18,48 HO). Man bereitete es früher aus dem Sauerklee und Sauer- anpfer, deren Saft man mit Eiweiss klärte und zur Krystallisation verdunstete; das angeschossene Salz wurde dann noch mehrere Male umkrystallisirt. Jetzt stellt man es aus der im Grossen aus Roh- zucker bereiteten Oxalsäure dar, die zur Hälfte mit kohlen saurem Kali gesättigt wird. Es bildet weisse, durchscheinende, schiefrho- mische Säulen, schmeckt und reagirt stark sauer, löst sich in 40 Th. kaltem, 6 Th. heissem Wasser, nicht in Alkohol. — Man gebraucht es zur Darstellung der Oxalsäure im Kleinen, des neutralen und vierfach-oxalsauren Kalis, zum Wegbeitzen der Tinteflecken und Rost- flecken aus Zeugen; zum Weissmachen der Strohhüte.

Vierfach-oxalsaures Kali, $\text{KO} + 4 \bar{\text{O}} + 7 \text{HO}$. Setzt man der warmen Auflösung des vorigen Salzes noch so viel Oxal- säure hinzu, als sie schon enthält, so krystallisirt beim Erkalten vierfach- saures Salz heraus. Es kann wie das vorige gebraucht werden.

Oxalsaures Ammoniumoxyd, $\text{NH}_4\text{O} + \bar{\text{O}} + \text{HO}$, erhält man durch Sättigen der Oxalsäure mit reinem oder kohlensaurem Ammoniak und Verdunsten in zarten vierseitigen Nadeln, welche sich in 27 Th. kaltem Wasser, nicht in Alkohol auflösen. — Dient als Reagens auf Kalk.

Oxalsaurer Kalk, $\text{CaO} + \bar{\text{O}}$. Findet sich nicht selten in Pflanzen, besonders in Flechten, auch in menschlichen Harnsteinen. Künstlich erhält man ihn durch Fällen eines Kalksalzes mit oxalsaurem Kali als weissen, in Wasser und in organischen Säuren unlöslichen Niederschlag.

Oxalsaures Eisenoxydul, $2(\text{FeO} + \bar{\text{O}}) + 3 \text{HO}$, findet sich in der Natur als zarte gelbe Nadeln, auch derb, und heisst wegen seines harzigen Ansehen Eisenresin.

2. Essigsäure. $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + \text{HO} (\bar{\text{A}} + \text{HO}) = 750,0$.
(In 100 Theilen: 40,00 C, 5,00 H, 40,00 O und 15,00 HO).

a) Entdeckung. Im verdünnten Zustande (als Essig) ist sie schon sehr lange bekannt, in concentrirter Form aber erst seit dem 15. Jahrh. durch die Gebrüder Holland; die concentrirteste Säure oder das einfache Hydrat stellte Lowitz 1789 zuerst dar.

b) Vorkommen. Sie findet sich fertig gebildet in vielen Pflanzensäften theils frei, theils an Kali, Kalk etc. gebunden; doch ist es noch unentschieden, ob sie bereits in der lebenden Pflanze existirt, oder erst durch eine in den Pflanzensäften erfolgte Selbstersetzung anderer Materien erzeugt worden ist.

c) Darstellung. Sie bildet sich in vielen Fällen; durch Oxydation des Alkohols unter dem Einfluss von Ferment oder Platinschwarz, durch Vermoderung des Humus, durch trockne Destillation organischer Stoffe, durch Einwirkung concentrirter Mineralsäuren, ätzender Alkalien auf organische Stoffe, bei der Oxydation der Fette durch Salpetersäure, bei der Fäulniss thierischer Substanzen.

Die concentrirteste Essigsäure oder den Eisessig erhält man durch Destillation des in der Wärme getrockneten, wasserfreien essigsauren Natrons oder eines andern essigsauren Salzes mit concentrirter Schwefelsäure.

Die concentrirte Essigsäure wird ebenso dargestellt, nur dass man die Schwefelsäure noch mit 1 oder mehreren Theilen Wasser verdünnt.

Die verdünnte Essigsäure, den Essig, erhält man sowohl durch trockne Destillation des Holzes, wie auch durch Oxydation des Alkohols. Er ist zugleich das Material zur Bereitung der essigsäuren Salze, aus denen man die Essigsäure in concentrirter Form darstellt. Der Holzeßig enthält ausser Essigsäure, noch einen geistigen Körper, Holzgeist, und besitzt wegen verschiedener anderer, ihm anhängender brenzlicher Produkte (Kreosot u. s. w.) einen unangenehmen Geruch und Geschmack und eine dunkle Farbe, verdankt aber diesen Produkten seine Eigenschaft, organische Stoffe vor der Fäulniss zu schützen. Dem gewöhnlichen, aus der Oxydation des Alkohols hervorgehenden Essig werden wir weiter unten noch eine besondere Betrachtung widmen.

d. Eigenschaften. Die concentrirteste Essigsäure ist eine weisse blättrige Krystallmasse, die aber schon bei $+ 16^{\circ}$ schmilzt und dann eine farblose Flüssigkeit von scharf saurem Geruche und stechendem Geschmacke, und 1,063 spec. Gewicht darstellt. Sie siedet bei 119° , verdampft unzersetzt, der Dampf lässt sich entzünden und brennt mit blauer Flamme. Beim Verdünnen mit Wasser nimmt sie anfangs an Dichtigkeit zu, so dass sie bei einem Gehalte von 2 Aeq. HO ein spec. Gewicht von 1,079 zeigt; erst durch weitem Zusatz von Wasser vermindert sich das spec. Gewicht wieder. Bei einem Gehalte von 10 Aeq. HO (64 Pc.) besitzt sie ein spec. Gew. von 1,045, und diese Säure führt gewöhnlich den Namen concentrirte Essigsäure oder concentrirter Essig. Die Essigsäure mischt sich mit Wasser, Weingeist und Aether in jedem Verhältnisse; sie löst Campher, ätherische Oele, Harze, Gummiharze, Kleber etc. auf. Leitet man die Dämpfe der Essigsäure durch eine schwach glühende Röhre, so zerfällt sie in Wasser, Kohlensäure und Aceton (Essiggeist) = C_2H_4O :



Das Aceton, welches man auch durch trockne Destillation des essigsäuren Kalis, Natrons, Kalks oder Bleioxyds erhält, ist eine farblose Flüssigkeit von durchdringend aromatischem Geruche, brennendem, hintennach kühlendem Geschmacke, 0,814 spec. Gewicht, siedet bei 56° und löst sich in jedem Verhältniss in Wasser, Weingeist und Aether.

e. Anwendung. Die Essigsäure dient als Riechmittel, in der Medicin, zur Darstellung essigsäurer Salze. — Das Aceton wird als Heilmittel gebraucht.

f. Verbindungen:

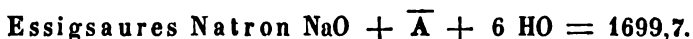
Essigsäure Salze.

Die meisten sind neutral, einige auch basisch und sauer, und fast sämmtlich in Wasser leicht auflöslich. Im Allgemeinen sind sie daran kenntlich, dass sie beim Uebergiessen mit Schwefelsäure den Geruch nach Essigsäure entwickeln; setzt man der Probe noch Alkohol hinzu, so bildet sich beim Erwärmen Essigäther, der sich durch seinen eigenthümlichen angenehmen Geruch auszeichnet. Einige essigsäure Salze, wie das Eisenoxyd-, das Alaunerdesalz, lassen in der Hitze ihre Säure unverändert fahren, die meisten aber liefern, nebst etwas freier Säure, Zersetzungsprodukte derselben, als: Aceton, Kohlensäure, Kohlenwasserstoff, brenzliches Oel und hinterlassen einen kohligen Rückstand. In wässriger Lösung schimmeln die meisten essigsäuren Salze und verwandeln sich in kohlensäure Salze. Die bemerkenswerthesten essigsäuren Salze sind folgende:



(In 100 Theilen: 48,65 KO und 51,35 \bar{A}).

Man sättigt kohlensäures Kali mit Essigsäure und verdampft zur Trockne. Auch bereitet man es durch Zersetzung des essigsäuren Bleioxyds mit kohlensäurem Kali, Abfiltriren des kohlensäuren Bleioxyds und Verdunsten der Flüssigkeit. Ein weisses krystallinisches Pulver von stechend salzigem und erwärmendem Geschmack, zerfliesslich an der Luft, leicht löslich in Wasser und Weingeist. — Wird in der Medicin gebraucht.



(In 100 Theilen: 22,77 NaO, 37,50 \bar{A} u. 39,73 HO).

Wird wie das vorige Salz gewonnen. Im Grossen zersetzt man holzessigsäuren Kalk mit kohlensäurem Natron, filtrirt, verdunstet zur Trockne und schmilzt das Salzpulver, um den Rest anhängender brenzlicher Materien zu zerstören. Das reine Salz krystallisirt in ansehnlichen farblosen, schief-rhombischen Prismen, schmeckt erwärmend salzig, verwittert an der Luft, löst sich leicht in Wasser und Weingeist. — Man gebraucht es in der Medicin; das rohe zur Darstellung der reinen Essigsäure im Grossen.



man im festen Zustande durch Sublimation von gleichen Theilen essigsauerm Kalk und Salmiak. Das flüssige, auch *Spiritus Mindereri* genannt, wird durch Sättigen von Essigsäure mit reinem oder kohlen-sauerm Ammoniak gewonnen, und ist eine farblose, kühlend salzig schmeckende, nach Essigsäure und Ammoniak riechende Flüssigkeit. — Arzneimittel.

Essigsaurer Baryt, $\text{BaO} + \bar{\text{A}} + \text{HO} = 1705,8$, ein weisses leicht lösliches Salz, wird in einigen Fällen, statt des salpetersauren Baryts und des Chlorbaryams, zur Ermittlung der Schwefelsäure gebraucht.

Essigsaurer Kalk, $\text{CaO} + \bar{\text{A}} = 987,5$, wird im Grossen durch Sättigung des rohen Holzessigs mit Kalk, wobei sich die Brandöle grösstentheils abscheiden, im Kleinen durch Auflösen des kohlenren Kalks in reiner Essigsäure bereitet, krystallisirt in farblosen, seidenglänzenden Nadeln, schmeckt scharf salzig, löst sich leicht in Wasser, auch in Weingeist. — Man gebraucht das rohe Salz zur Bereitung von essigsauerm Natron und anderer essigsaurer Salze.

Essigsäure Alaunerde, $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\bar{\text{A}} = 2554,9$, erhält man durch Auflösen von feuchtem Alaunerdehydrat in Essigsäure; zur Färberei bereitet man sie durch Zersetzen des essigsäuren Bleioxyds (auch des essigsäuren Natrons, — Kalks) mittelst Alaun oder schwefelsaurer Alaunerde. Eine farblose Flüssigkeit von zusammenziehendem Geschmack, zersetzt sich beim Abdampfen; wird in der Wärme trübe, beim Erkalten jedoch wieder klar. — Wird in der Baumwollenfärberei und Kattandruckerei als Beitze viel angewandt.

Essigsäures Eisenoxydul, $\text{FeO} + \bar{\text{A}} = 1087,5$, erhält man durch Digeriren von metallischem Eisen mit Essigsäure als eine grünliche Solution. Als Beitzmittel in der Färberei stellt man es auch wohl durch Zersetzen von essigsauerm Bleioxyd oder — Kalk mit Eisenvitriol dar. Beim Stehen trübt sich die Flüssigkeit und setzt schwarze glänzende Krystalle ab, welche eine basische Oxyduloxyd-Verbindung sind.

Basisch - essigsäures Eisenoxyd, $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \bar{\text{A}} = 1637,5$, erhält man durch Auflösen von frischgefälltem Eisenoxydhydrat in concentrirter Essigsäure bei gewöhnlicher Temperatur, als eine dunkelrothbraune sauer und zusammenziehend eisenhaft schmeckende Flüssigkeit, welche sich in der Hitze zersetzt und trübt. Ein weniger reines Präparat, welches als Beitze in der Färberei benutzt

wird, erhält man durch Digestion von Eisen mit Holzessig an offener Luft, oder durch Fällen von schwefelsaurem Eisenoxyd mit essigsaurem Bleioxyd oder — Kalk.

Essigsäures Zinnoxidul, $\text{SnO} + \bar{\text{A}} = 1462,5$, wird durch Auflösen von frischgefälltem Zinnoxidulhydrat in conc. Essigsäure und Abdampfen der Solution in Krystallen erhalten, oxydirt sich aber an der Luft leicht höher und lässt die Base als Oxyd fallen. Zum Gebrauche als Beitzmittel vermischt man eine Auflösung von Zinnchlorür mit essigsäurem Natron, beide Salze bleiben aufgelöst, aber das neu entstandene Chlornatrium ist für die Zeuge nicht nachtheilig.

Neutrales essigsäures Bleioxyd (Bleizucker) $\text{PbO} + \bar{\text{A}} + 3 \text{HO} = 2370,0$. (In 100 Theilen: 58,86 PbO, 26,90 $\bar{\text{A}}$ und 14,24 HO.) Es wird im Grossen durch Auflösen des gepulverten Bleioxyds in überschüssiger gereinigter Essigsäure in kupfernen Kesseln, Filtriren und Krystallisiren dargestellt. Es bildet farblose, schief-rhombische Säulen, schmeckt süß zusammenziehend, ist luftbeständig, verwittert in der Wärme unter gleichzeitigem Verlust von etwas Essigsäure, löst sich in 2 Theilen kaltem, noch leichter in heissem Wasser, in 8 Theilen Alkohol; die Lösung röthet das Lackmus, bräunt aber auch zugleich die Curcuma. — Man gebraucht es hauptsächlich in der Kattundruckerei und Färberei, theils zur Darstellung anderer essigsaurer Salze, theils als Beitzmittel, ferner als Zusatz zu Firnissen, um ihr Trocknen zu befördern; zur Darstellung von Chromgelb, Chromroth, Essigsäure, Essigäther, als Reagens etc.

Basisch-essigsäures Bleioxyd erhält man durch Digestion der Essigsäure mit überschüssigem Bleioxyd oder der Bleizuckerlösung mit Bleioxyd. Nach der angewandten Menge Bleioxyd erhält man verschiedene basische Salze. Der Bleiessig der Apotheken enthält $3 \text{PbO} + 2 \bar{\text{A}}$ bis $2 \text{PbO} + \bar{\text{A}}$. Eine Verbindung $3 \text{PbO} + \bar{\text{A}}$ existirt ebenfalls. Diese basischen Salze lösen sich leicht in Wasser, färben das Curcumapapier stark braun, das Lackmuspapier nicht und überziehen sich an der Luft mit einer weissen Haut von basisch-kohlensaurem Bleioxyd. — Man gebraucht das basisch-essigsäure Bleioxyd zur Darstellung des Bleiweiss nach der französischen Methode, zu Chromroth; in der Medicin mit Wasser verdünnt als Goulardsches Wasser etc.

Neutrales essigsäures Kupferoxyd (sog. destillirter Grünspan). $\text{CuO} + \bar{\text{A}} + \text{HO} = 1246,6$. (In 100 Theilen: 39,03 CuO, 51,13 $\bar{\text{A}}$ und 9,84 HO). Man erhält es durch Auflösen des Grünspans in reinem Essig, Filtriren und Verdunsten, oder auch durch doppelte Zersetzung aus schwefelsaurem Kupferoxyd und essigsäurem Bleioxyd. Es krystallisirt in dunkelgrünen rhombischen Säulen, verwittert an der Luft und färbt sich spangrün, schmeckt eckelhaft metallisch, löst sich in $13\frac{1}{2}$ Th. kalten und in 5 Th. kochenden Wassers, in 14 Th. kochenden Alkohols. Löst man den Grünspan in der Wärme (nicht durch Kochen) in Essigsäure auf, so erhält man ein blaues neutrales Salz, welches 5 Aeq. HO enthält.— Man wendet dieses Salz in der Färberei, Kattundruckerei etc. an.

Halbessigsäures Kupferoxyd (Grünspan), $2 \text{CuO} + \bar{\text{A}}$ mit 3 oder 6 Aeq. HO, wird fabrikmässig auf die Weise gewonnen, dass man Weintrester oder mit Essig getränkte Tuchlappen mit Kupferplatten schichtet, oder auch letztere den Dämpfen des Essigs aussetzt, die nach mehreren Wochen entstandene Grünspankruste abkratzt, mit etwas Wasser anknetet, und die Masse an der Luft austrocknet. Der mittelst Tretern bereitete ist hellblau, mehr krystallinisch und hat die Formel $= 2 \text{CuO} + \bar{\text{A}} + 6 \text{HO} = (\text{CuO} + \bar{\text{A}}) + (\text{CuO} + \text{HO}) + 5 \text{HO}$; der mit Essig bereitete ist grün, weniger krystallinisch und hat die Formel $= 2 \text{CuO} + \bar{\text{A}} + 3 \text{HO} = (3 \text{CuO} + 2 \bar{\text{A}} + 6 \text{HO}) + (3 \text{CuO} + \bar{\text{A}} + 3 \text{HO})$; folglich enthält der grüne etwas mehr Säure als der blaue. In Essigsäure löst sich der Grünspan bis auf mechanisch anhängende Unreinigkeiten vollständig auf; kaltes Wasser zieht aus ihm zweidrittelsaures Salz $= 3 \text{CuO} + 2 \bar{\text{A}} + 6 \text{HO}$ und hinterlässt ein blaues krystallinisches Pulver, welches drittelessigsäures Salz $= 3 \text{CuO} + \bar{\text{A}} + 3 \text{HO}$ ist. Kocht man die wässrige Lösung, so scheidet sich daraus eine braune überbasische Verbindung ab.— Der Grünspan dient theils als Farbmaterial in der Oelmalerei, Lackirkunst, theils in der Färberei, Kattundruckerei als Reservage, in der Hutmacherei, in der Pharmacie.

Essigsäures Kupferoxyd mit arsenigsäurem Kupferoxyd (Schweinfurter Grün). $(\text{CuO} + \bar{\text{A}}) + 3 (\text{CuO} + \text{AsO}_2) = 7336,4$. (In 100 Theilen: 27,07 CuO, 8,69 $\bar{\text{A}}$ und 64,24 AsO_2). Zu seiner Darstellung lässt man 10 Th. Grünspan in warmem Wasser zu einem Brei zergehen, kolirt diesen durch eine Sieb, trägt ihn in eine kochende Lösung von 8 Th. arseniger Säure in 100 Th. Wasser,

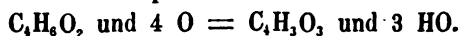
und lässt den schmutziggrünen Niederschlag mit der Flüssigkeit erkalten, wo die Verbindung nach einigen Stunden erfolgt. Ein schönes, seladongrünes, lebhaft glänzendes Pulver, unlöslich in Wasser, wird von Säuren unter Zurücklassung von arseniger Säure zerlegt, von Ammoniak vollständig mit blauer Farbe aufgelöst, von fixen Alkalien unter Abscheidung von Kupferoxydhydrat zersetzt; kocht man mit fixen Alkalien, so schlägt sich Kupferoxydul nieder, während nun eine entsprechende Menge Arsensäure in der Flüssigkeit ist. — Ueber die Giftigkeit dieser Malerfarbe ist schon bei dem arsenigsaueren Kupferoxyde (S. 450) die Rede gewesen.

Essigsäures Silberoxyd $\text{AgO} + \bar{\text{A}} = 2087,5$, ein in 100 Th. Wasser lösliches Salz, wird zuweilen als Reagens statt des salpetersauren Silberoxyds gebraucht.

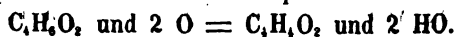
Der Essig.

Der gewöhnliche Essig ist das rohe Produkt der sogenannten sauren Gährung (s. Seite 485) und entsteht durch Oxydation des Alkohols beim Zutritte der Luft. Wenn süsse Flüssigkeiten (Fruchtsäfte u. dgl.) durch Stehen einen sauren Geschmack annehmen, so beruhet dieser Process jedesmal auf der vorhergehenden, aber häufig der Beobachtung entgehenden, Umwandlung des Zuckers in Alkohol und Kohlensäure. Reiner Alkohol wird nicht sauer, wohl aber, wenn er mit einem in Zersetzung begriffenen Körper, sogen. Fermente, in Berührung steht, wie diess bei den Pflanzensäften der Fall ist. Je nach der Beschaffenheit der in saure Gährung versetzten Flüssigkeiten als Wein, Obstsaft, Bier etc. unterscheidet man Weinessig, Obstessig, Bieressig etc. Den sogen. Schnell essig bereitet man durch Oxydation des verdünnten Weingeists in Berührung mit Luft und durch Essigsäure getränkten Hobelspänen.

Die Oxydation des Alkohols zu Essigsäure lässt sich durch ein einfaches Schema versinnlichen; setzt man nämlich zu 1 Aeq. Alkohol = $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$, 4 Aeq. Sauerstoff, so hat man die Elemente von 1 Aeq. Essigsäure und 3 Aeq. Wasser:



Essigsäure und Wasser sind also die beiden Produkte dieser Oxydation, allein nur die Endprodukte, denn bevor der Alkohol zu Essigsäure wird, entsteht aus ihm ein Zwischenprodukt, der Aldehyd = $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}$, dessen Bildung auf die Weise stattfindet, dass dem Alkohol 2 Aeq. Wasserstoff durch 2 Aeq. Sauerstoff entzogen werden:



Treten dann zu 1 Aeq. Aldehyd abermals 2 Aeq. Sauerstoff, so haben wir 1 Aeq. Essigsäure und 1 Aeq. Wasser, oder 1 Aeq. Essigsäurehydrat: $C_2H_4O_2$ und $2 O = C_2H_2O_2 + HO$.

Der Aldehyd, welcher auch noch auf verschiedene andere Weise, z. B. durch Destillation des Alkohols mit Braunstein und Schwefelsäure entsteht und dabei rein erhalten werden kann, ist eine farblose, eigenthümlich ätherisch riechende, sehr flüchtige Flüssigkeit von 0,79 spec. Gewicht, siedet schon bei $21,8^\circ$, entzündet sich leicht an einer Flamme, reagirt neutral und verwandelt sich in Berührung mit der Luft bald in Essigsäure und Wasser.

Die Bereitung des gewöhnlichen Essigs im Grossen geschieht wesentlich auf zweierlei Weise, man lässt nämlich den Process entweder langsam (in 2 bis mehreren Wochen) oder schnell (in 2—3 Tagen) verlaufen.

Langsame Methode der Essigbereitung. Die zur Säuerung bestimmte Flüssigkeit (die Essigmischung) lässt man in Fässern bei Zutritt der Luft und einer möglichst gleichförmigen Temperatur von 20 — 30° so lange liegen, bis der Oxydationsprocess beendigt ist. Die Säuerung wird sehr befördert, wenn die Flüssigkeit bereits Essigsäure enthält. Einige als praktisch bewährte Essigmischungen sind: Zu Branntweinessig: 6 — 8 Th. Wasser, 1 Th. Branntwein von 50 Vol. Proc., 1 Th. Essig und 1 Th. Malzwein.

Zu Obstessig: 1 Th. Obstwein, 1 — 3 Th. Wasser, 1 Th. Essig.

Zu Bieressig: 2 Th. Malzwein, 2 Th. Wasser, $\frac{1}{10}$ Branntwein, $\frac{1}{2}$ Th. Essig.

Zu Weinessig: 1 Th. Traubenwein, 2 Th. Wasser, 1 Th. Essig.

Das Wasser, welches möglichst weich seyn muss (hartes verzögert den Process), wird so stark erhitzt, dass die Mischung eine Temperatur von 20 — 30° bekommt, die warme Mischung in Fässer gegossen, welche man zu $\frac{1}{2}$ damit anfüllt, die Fässer so gelegt, dass das Spundloch nach oben gekehrt ist, dieses offen gelassen und auf der Vorderseite jedes Fasses einige Zoll vom obern Rande ein zweites ebenso grosses Loch angebracht, so dass die Luft ungehindert durch das Fass streichen kann. Die Fässer befinden sich in einem Lokale, welches geheizt werden kann, um in der kältern Jahreszeit die erforderliche Temperatur hervorzubringen. Neue Fässer werden vor dem Gebrauch mit heissem Wasser ausgelaugt und dann durch Eingiessen von heissem Essig vollständig damit getränkt. Das Eintreten der Essigbildung macht sich dadurch bemerklich, dass die

Temperatur in den Fässern ein wenig steigt, und ein angenehmer, stechend saurer Geruch auftritt. Ist die Temperatur wieder so weit gesunken, dass sie der der Essigstube gleich kommt, so kann die Säuerung als beendet angesehen werden.

Bei der Bereitung des Weinessigs verfährt man auch wohl so, dass man mit einer heissen Mischung von 2 Th. Wein und 1 Th. Essig ein Fass zur Hälfte anfüllt, nach vier Wochen eine neue Portion Wein zusetzt, und dieses Zusetzen alle vier Wochen wiederholt, bis das Fass voll ist. Alsdann zieht man einen Theil ab, giesst neuen Wein hinzu, lässt wieder liegen, u. s. w.

In Essigmischungen, welche stickstoffhaltige Materien, Gummi etc. enthalten, wie die zu Bier-, Wein- und Obstessig, bildet sich gleichzeitig und zum Theil auf Kosten der Essigsäure eine Schimmelpflanze (*Mycoderma aceti*) in Form einer dicken lederartigen Haut, die sogenannte Essigmutter, welche eine Verbindung von Cellulose und Protein*) ist.

Bereitung des Schnellessigs. Sie besteht wesentlich darin, dass man die Oberfläche der Essigmischung ausserordentlich vergrössert, den Luftzutritt befördert und eine möglichst günstige Temperatur herstellt. Die Vortheile derselben bestehen zunächst in der ausserordentlichen Ersparniss an Zeit und Brennmaterial; letztere findet dadurch statt, dass die bei der Oxydation frei werdende Wärme in so kurzer Zeit entbunden wird, dass sie bedeutend mitwirkt, die Essigmischung in der erforderlichen höhern Temperatur zu erhalten.

Zur Ausführung dieses Verfahrens lässt man die Essigmischung in Form eines Regens auf eine lockere Aufhäufung von groben Buchenholz-Hobelspänen**) fallen, zwischen welchen beständig ein Luftzug streicht. Man denke sich ein cylindrisches, aufrecht stehendes, oben offenes Fass, welches etwa 1 Fuss über den Boden einen zweiten, durchlöcherten Boden und etwas über diesem in den Seitenwänden rundherum eine Anzahl Löcher hat. Etwa $\frac{1}{2}$ Fuss unter

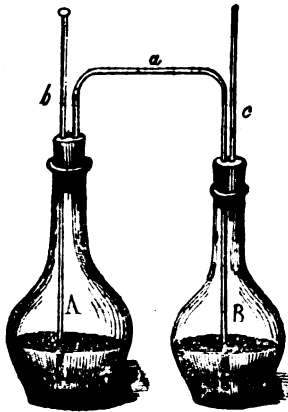
*) Siehe unter den stickstoffhaltigen indifferenten Stoffen.

**) Seit Kurzem wendet man nach dem Vorschlage des Dr. Spitaler in Braunau, statt der Hobelspäne auch wallnussgrosse Stücke Holzkohle an, welche dem Zwecke noch besser entsprechen. Die Hobelspäne gehen nämlich, da sie fortwährend feucht sind, allmählig in Fäulniss über, machen dann den Essig schleimig, benehmen ihm den reinen Geschmack und die Eigenschaft längerer Haltbarkeit.

dem obern Rande des Fasses befindet sich abermals ein durchlöcherter Boden, dessen Löcher bei der Weite einer Federspule 1—1½ Zoll von einander abstehen. Der Zwischenraum zwischen den beiden durchlöchernten Böden ist mit ausgewaschenen und nach dem Trocknen mit Essig getränkten Hobelspänen von Buchenholz angefüllt. Die 30 — 33° warme Essigmischung wird auf den obern durchlöchernten Boden gegossen; und dadurch tropfenweise auf die Hobelspäne geleitet, dass in jedes einzelnes Loch des Bodens eine Feder, ein dreischneidiger Holzpflock oder eine ausgedroschene Kornähre gesteckt ist, deren etwas abgestutzte Aehre als Knoten das Durchfallen verhindert. Die Tropfen verbreiten sich über die ausgedehnte Oberfläche der Hobelspäne, und werden von der Luft getroffen, welche durch die Seitenlöcher des Fasses eindringt, und durch längere, im obern Siebboden befindliche Rohrstücke, deren Oeffnungen von der Essigmischung nicht bedeckt werden, wieder entweicht. Die Wärmeentwicklung, welche mit der Oxydation des Alkohols verbunden ist, bewirkt ein Aufsteigen der Luft im Innern des Fasses und erhält dadurch den Zuzug der Luft. Um ein Verdunsten der Essigmischung möglichst zu vermeiden, wird das Fass lose bedeckt. Die Flüssigkeit sammelt sich zuletzt unter dem untern Siebboden an und fliesst durch eine seitlich angebrachte Glasröhre ab. Ein einmaliges Durchlaufen reicht jedoch nicht hin; man giesst dieselbe Mischung gewöhnlich dreimal auf und setzt, um den durch Verdunstung von Weingeist und Essigsäure nicht zu vermeidenden Verlust so gering als möglich zu machen, anfangs nicht die ganze Menge des Branntweins zur Mischung, sondern vertheilt sie auf die einzelnen Aufgüsse, dergestalt, dass beim ersten Durchtröpfeln nur $\frac{1}{3}$ des Branntweins, beim zweiten $\frac{1}{3}$ und beim dritten das letzte Neuntel der im Ganzen erforderlichen Menge gewonnen werden. Trotzdem beträgt der Verlust 8 — 10 Pc. des verwendeten Branntweins; er lässt sich jedoch ganz vermeiden, wenn man, wie diess in England geschieht, statt den Luftzug von unten nach oben gehen zu lassen, die Luft vermittelst einer Druckpumpe von oben nach unten durch das Fass treibt und durch das Wasser austreten lässt, welches man zu der folgenden Essigmischung benutzt.

Aus den angegebenen Darstellungsmethoden geht hervor, dass der Essig zwar wesentlich eine Mischung von Wasser und Essigsäure ist, dass er aber ausserdem noch alle Bestandtheile der ursprünglichen Essigmischung enthält, natürlich mit Ausnahme des Weingei-

sties, der ja in Essigsäure übergegangen ist, und von dem sich höchstens nur noch Spuren im Essig vorfinden können. So enthält der Essig aus Traubenwein: Weinstein, Weinstein säure, Aepfelsäure, Gummi, Zucker, Farbestoff, Aroma etc.; der aus Aepfeln bereitete: Aepfelsäure, Milchsäure, milchsaure Salze etc.; der aus Bier bereitete: Milchsäure, Dextrin, Hopfenbitter etc. Diese Beimischungen bedingen die Verschiedenheit der Essige nach Farbe, Geschmack, Haltbarkeit etc. Im Allgemeinen halten sie sich um so besser, je weniger fremde Bestandtheile, namentlich stickstoffhaltige, darin sind.



Der Gehalt der Essige an Essigsäure beträgt 2 — 5 Proc. Um diesen Gehalt zu ermitteln, bedient man sich gewöhnlich der Sättigung mit kohlensaurem Kali (von dem 865 Theile 638 Th. Essigsäure binden), nachdem man sich vorher überzeugt hat, dass der Essig keine fremden Säuren beigemischt enthält (s. w. unten). Diese Methode gibt aber kein sehr genaues Resultat. Besser ist es, in dem Kolben A hier abgebildeten Apparates eine gewogene Menge Essig zu giessen, dann ein unten geschlossenes Glasröhrchen, welches nur so lang ist, dass es auf dem Boden des Kolbens liegen kann, mit doppelkohlensaurem Natron zu füllen, an einen Seidenfaden zu binden und mittelst dieses Fadens zwischen Kork und Kolbenhals so zu befestigen, dass das Röhrchen über dem Essige schwebt; den so vorgerichteten Apparat genau zu tariren, dann das Röhrchen durch Lüften des Korks in A fallen zu lassen, den Kork wieder einzudrehen, und den Apparat unter zuweiligem Umschütteln so lange bei Seite zu stellen, bis sich keine Kohlensäure mehr entbindet. Man erwärmt nun A durch Einstellen in mässig heisses Wasser, saugt aus c die noch im Apparate befindliche Kohlensäure aus, lässt erkalten und wägt wieder. Der Gewichtsunterschied ist gleich der entwichenen, ausgetriebenen Kohlensäure, und zwar wurden von je 1 Aeq. Essigsäure 2 Aeq. Kohlensäure ausgetrieben, also zeigen 550 Theile entwichene Kohlensäure 638 Theile Essigsäure an.

Von Verunreinigungen des Essigs ist besonders die durch Metalle (Kupfer, Blei, Zinn, Eisen, Zink), mit denen derselbe bei

seiner Bereitung oder Aufbewahrung in Berührung gekommen sein kann, zu beachten. Das Kupfer erkennt man durch Ammoniak an der entstehenden blauen Farbe, das Blei durch Schwefelsäure an dem weissen Niederschlage, das Zinn durch Goldchlorid an der purpurnen Färbung, das Eisen durch Gerbesäure an der schwarzblauen Trübung, das Zink (in dem mit Ammoniak neutralisirtem Essig) durch Ammoniumsulphid an der weissen Fällung. Ist neben Zink auch noch das eine oder andere der übrigen Metalle zugegen, so wird der durch Ammoniumsulphid entstandene Niederschlag dunkelgefärbt seyn, in welchem Falle man denselben mittelst Soda vor dem Löthrohra auf Zink prüfen muss (S. 328).

Verfälschungen des Essigs geschehen auf zweierlei Art, nämlich durch Zusatz von scharfschmekenden Pflanzentheilen (spanischem Pfeffer, Bertramwurzeln, Kellerhalskörnern etc.), um den Mangel an Essigsäure durch eine gewisse Schärfe zu verdecken, oder durch Zusatz einer Mineralsäure — gewöhnlich Schwefelsäure — um die Essigsäure zu ersetzen.

Neutralisirt man Essig, welcher mit scharfen Pflanzenstoffen behandelt ist, mit kohlensaurem Kali, so verschwindet wohl der saure Geschmack, aber der scharfe nicht, sondern tritt vielmehr, besonders nach vorheriger Concentration der Flüssigkeit, jetzt noch stärker hervor.

Absichtlich zugesetzte Schwefelsäure erkennt man an der Schwärzung, welche der Essig, nachdem man ihm einige Körnchen weissen Zuckers zugesetzt hat, beim Abdampfen im Wasserbade zur Trockne annimmt; ferner an der Trübung, welche der Essig auf Zusatz einer concentrirten Auflösung von Chlorcalcium erleidet. — Barytsalze können zur Nachweisung der freien Schwefelsäure im Essig nicht mit Sicherheit angewandt werden, weil in jedem Essige schon geringe Antheile schwefelsaurer Salze enthalten sind.

Enthält der Essig Salpetersäure, so wird man nach dem Sättigen mit Kali durch Abdampfen einen Rückstand erhalten, der beim Verkohlen verpufft.

Zur Nachweisung freier Salzsäure eignet sich, wie bei der Schwefelsäure die Barytsalze, das salpetersaure Silberoxyd unmittelbar nicht, weil im Essig immer geringe Mengen von salzsauren Salzen vorkommen. Sicherer verfährt man, wenn man den Essig destillirt und das Destillat mit Silbersolution prüft.

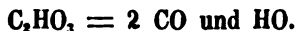
3. Ameisensäure. $C_2HO_2 + HO (\bar{F} + HO) = 575,0$.
 (In 100 Theilen: 26,08 C, 2,17 H, 52,17 O und 19,38 HO).

a. Entdeckung. Die Ameisensäure wurde früher mit der Essigsäure verwechselt, und erst 1805 von Sürsen und Gehlen als eigenthümlich erkannt.

b. Vorkommen. Sie findet sich, ausser in den Ameisen, in den Brennesseln, Fichtennadeln und ohne Zweifel auch in vielen andern Pflanzen.

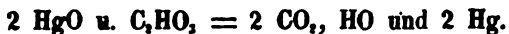
c. Darstellung. Sie entsteht in vielen Fällen; durch Einwirkung der Luft auf Terpenthinöl, durch Erhitzen von Stärkmehl, Zucker, Weinsteinsäure, Fetten mit oxydirenden Substanzen, durch Einwirkung starker Alkalien auf Cyanverbindungen, durch Selbstzersetzung der Blausäure, durch Einwirkung von Chlorkalk auf Alkohol, bei der Fäulniss thierischer Substanzen. Am vortheilhaftesten erhält man sie durch Destillation von 30 Th. Zucker, 16 Th. Wasser, 10 Th. zweifach-chromsaurem Kali und 3 Th. Schwefelsäure, Sättigen des Destillats mit Natron, Verdunsten zur Trockne und Destillation des ameisen-sauren Natrons mit verdünnter Schwefelsäure. Das einfache Hydrat lässt sich nicht, wie das der Essigsäure, durch Einwirkung von concentrirter Schwefelsäure auf ameisen-saure Salze bereiten, weil die Ameisensäure in diesem Falle sich zersetzen würde; man schlägt daher das ameisen-saure Natron mit essig-saurem Bleioxyd nieder, trocknet das ameisen-saure Bleioxyd, bringt es in eine lange Glasröhre, leitet durch dieselbe Schwefelwasserstoffgas, und erwärmt zuletzt die Röhre, wodurch das entstandene Ameisensäure-hydrat sich verflüchtigt.

d. Eigenschaften. Das Ameisensäurehydrat ist eine farblose, an der Luft schwach rauchende, durchdringend stechend riechende, sehr sauer schmeckende, sehr ätzende Flüssigkeit von 1,235 spec. Gewichte, krystallisirt bei -1° in farblosen Blättern, siedet bei $98,5^\circ$, ihr Dampf lässt sich entzünden und brennt mit blauer Flamme. Mit 2 Aeq. HO verbunden, siedet sie bei 106° , und wird bei -15° noch nicht fest. Mit Wasser, Weingeist und Aether mischt sie sich in jedem Verhältnisse. Mit conc. Schwefelsäure erwärmt, zerfällt sie in Kohlenoxyd und Wasser:



Mit Quecksilberoxyd, Silberoxyd erhitzt verwandelt sie sich unter

Bräusen in Kohlensäure und Wasser, während das Oxyd zu Metall reducirt wird:



Die letztere Reaction wird benutzt, um die Ameisensäure in Säuregemischen zu erkennen und zu zerstören.

e. Anwendung. Für sich wird die Ameisensäure nicht gebraucht; das ameisensaure Natron benutzt man zur Reduction der arsenigen Säure und des Schwefelarsens bei gerichtlichen Analysen.

f. Verbindungen. Die Ameisensäure ist eine stärkere Säure als die Essigsäure; ihre Salze lösen sich sämmtlich in Wasser, das Bleisalz etwas schwer (erst in 36 Theilen). Erhitzt man sie mit den Auflösungen der Salze der edlen Metalle, so schlagen sich diese Metalle unter Entwicklung von Kohlensäure regulinisch nieder. Für sich erhitzt, verkohlen sie.

4. Benzoësäure (Benzoëblumen). $\text{C}_{11}\text{H}_8\text{O}_2 + \text{HO} (\overline{\text{Be}} + \text{HO}) = 1525,0$. (In 100 Theilen: 68,85 C, 4,09 H, 13,11 O und 13,95 HO).

a. Entdeckung. Turquet de Mayerne 1608.

b. Vorkommen. Freim Benzoëharz und einigen andern Harzen.

c. Darstellung. Sie entsteht durch Oxydation des ätherischen Oels der bittern Mandeln $= \text{C}_{11}\text{H}_8\text{O}_2$ an der Luft, durch Behandlung des Chlorbenzoyls $= \text{C}_{11}\text{H}_7\text{O}_2 + \text{Cl}$ mit Wasser, des Cimmtöls $= \text{C}_{11}\text{H}_8\text{O}_2$ und der Cimmssäure $= \text{C}_{11}\text{H}_7\text{O}_2 + \text{HO}$ mit verdünnter Salpetersäure, der Hippursäure $= \text{C}_{11}\text{H}_7\text{NO}_2 + \text{HO}$ mit Säuren oder Alkalien. Man bereitet sie aus dem Benzoëharze entweder auf trockenem Wege durch Sublimation, oder auf nassem Wege durch Digestion mit Alkalien, am besten Kalk, und Wasser, Filtriren, Zersetzen des benzoësauren Kalks mit Salzsäure, wobei sich die Benzoësäure grösstentheils ausscheidet, und Umkrystallisiren. Anhängender Farbstoff, Harz und ätherisches Oel werden durch Digestion der geistigen Lösung mit Thierkohle entfernt.

d. Eigenschaften. Sie bildet farblose, glänzende, sehr dünne, lockere Nadeln und Blättchen, ist geruchlos (die nicht mit Kohle gereinigte ist gelblich und riecht vanilleartig), schmeckt kaum sauer, stechend, schmilzt bei 120° , siedet bei 239° , sublimirt aber schon in weit niedrigerer Temperatur, löst sich in 200 Th. kaltem und 20 Th. heissem Wasser, leicht in Weingeist, auch in Aether, ätherischen und fetten Oelen.

e. Anwendung. In der Medicin.

f. Verbindungen. Die benzoësauren Salze lösen sich meistens in Wasser und in Weingeist, lassen auf Zusatz anderer Säuren die Benzoësäure in feinen Nadeln fallen. In der Hitze verkohlen sie, destillirt man sie mit überschüssigem Alkali, so erhält man unter andern eine eigenthümliche farblose Flüssigkeit von angenehmem Geruch, das Benzol = C_6H_6 , welche bei 0° fest wird, bei 80° siedet und ein spec. Gew. von 0,85 hat.

5. Bernsteinsäure. $C_4H_4O_4 + HO$ ($\bar{S}u + HO$) = 737,5.
(In 100 Theilen: 40,67 C, 3,38 H, 40,67 O und 15,28 HO).

a. Entdeckung. Agricola 1546; aber erst im 17. Jahrh. erkannte Boyle ihre Natur.

b. Vorkommen. Im Bernstein, z. Th. an Kalk gebunden, in geringer Menge im Terpenthin.

c. Darstellung. Sie entsteht durch Oxydation der fetten Säuren, auch der Buttersäure, des Wachses mit Salpetersäure, bei der Gährung mancher organischen Säuren z. B. der Aepfelsäure, wie es scheint auch bei der Umwandlung des Traubenzuckers in Mannit durch Gährung. Man bereitet sie gewöhnlich durch trockne Destillation des Bernsteins in eisernen Retorten; der feste und flüssige Theil des Destillats wird vereinigt, durch Filtriren vom anhängenden brenzlichen Oele grösstentheils befreit und zur Krystallisation verdunstet. Die so erhaltene (zum medicinischen Gebrauche dienende) Säure ist gelb und riecht nach Bernsteinöl. Um sie vollkommen zu reinigen, kocht man sie mit Salpetersäure, verdunstet zur Trockne, löst wieder in heissem Wasser, digerirt mit gereinigter Thierkohle, filtrirt und krystallisirt. — Oder man versetzt äpfelsauren Kalk mit Wasser und Hefe in Gährung, wobei sich Bernsteinsäure, Essigsäure, Kohlensäure und Wasser erzeugen:

$6 C_4H_4O_4 = 4 C_4H_4O_3, C_4H_4O_3, 4 CO,$ und $HO,$
zersetzt das abgeschiedene Gemenge von bernsteinsauerm und kohlensaurem Kalk mit Schwefelsäure, und erhält die Bernsteinsäure durch Verdunsten der Flüssigkeit.

d. Eigenschaften. Sie bildet weisse, geruchlose, schwach sauer schmeckende Prismen und Tafeln, verliert bei 125° — 130° Wasser, fängt an zu sublimiren, und kann durch wiederholte Sublimation wasserfrei erhalten werden. Die wasserhaltige Säure schmilzt

bei 180° und siedet bei 235°; die wasserfreie schmilzt bei 145° und siedet bei 250°; ihre Dämpfe reitzen sehr zum Husten und legen sich beim Erkalten in langen Nadeln an. Sie löst sich in 25 Th. kaltem und in 2 Th. kochendem Wasser, in 3 Th. kaltem und in 1½ Th. kochendem Alkohol, auch in Aether. Durch Chlor und Salpetersäure wird sie nicht verändert, durch Erhitzen mit Schwefelsäure und Braunstein erhält man Essigsäure und Kohlensäure, mit Kalihydrat: Oxalsäure.

e. Anwendung. Die rohe, aus dem Bernstein erhaltene wird in der Medicin als Ammoniaksalz gebraucht, die reine dient als Ammoniak- oder Natronsalz zur Trennung des Eisenoxyds vom Manganoxydul, welches letztere nicht davon gefällt wird.

f. Verbindungen. Die bernsteinsauren Salze der Alkalien lösen sich leicht, die der alkalischen Erden schwer in Wasser.

6. Baldriansäure (Valeriansäure). $C_{10}H_{16}O_2 + HO(\bar{V}a + HO) = 1275,0$. (In 100 Theilen: 58,83 C, 8,82 H, 23,53 O u. 8,82 HO).

a. Entdeckung. Grote 1827.

b. Vorkommen. In der Wurzel und andern Theilen des officinellen Baldrians (*Valeriana officinalis*).

c. Darstellung. Sie bildet sich bei der Fäulniss thierischer Stoffe, ist daher im Käse enthalten; ferner bei der Oxydation des Kartoffelfuselöls mittelst Platinmohr, Kalihydrat oder Chromsäure. Aus der Baldrianwurzel stellt man sie durch wiederholte Destillation derselben mit Wasser, Sättigen der Destillate mit Soda, Verdampfen zur Trockne und Destillation des Natronsalzes mit Schwefelsäure dar. Das Kartoffelfuselöl destillirt man mit doppelchromsaurem Kali und Schwefelsäure und behandelt das Uebergegangene wie vorhin.

In beiden Fällen erhält man die Säure als eine auf dem Wasser schwimmende Oelschicht, die 3 Aeq. HO (22½ Pc.) enthält, und durch Rectification für sich, wobei anfangs Wasser mit wenig Säure übergeht, das einfache Hydrat liefert.

d. Eigenschaften. Eine farblose Flüssigkeit von eigenthümlichem, durchdringendem, an alten Käse erinnerndem Geruch, scharf saurem, stechendem, hinterher süßlichem Geschmack, 0,94 spec. Gewicht, siedet bei 175°, brennt mit russender Flamme, löst sich in 30 Theilen Wasser, in jedem Verhältniss in Alkohol und Aether.

e. Anwendung. In der Medicin.

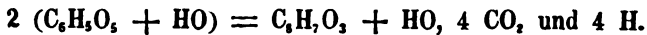
f. Verbindungen. Die baldriansauren Salze riechen sämmtlich nach der Säure und sind mit Ausnahme des Silbersalzes und Zinksalzes leicht löslich in Wasser; die der Alkalien sind zerfließlich und schmecken stechend, hinterher zucker süß.

7. Buttersäure. $C_4H_7O_2 + HO$ ($\bar{B}u + HO$) = 1100,0.
(In 100 Theilen: 54,54 C, 7,95 H, 27,27 O und 10,24 HO).

a. Entdeckung. Chevreul 1814.

b. Vorkommen. Ausser in der Butter, frei in mehreren Früchten z. B. im Johannisbrot, den Früchten des Seifenbaums (*Sapindus Saponaria*).

c. Darstellung. Sie bildet sich bei verschiedenen Gährungsprocessen aus Zucker oder milchsäuren, auch äpfelsäuren Salzen, namentlich wenn dabei die Temperatur auf 30—40° erhöht wird, doch auch in geringerer Menge bei gewöhnlicher Temperatur, kommt daher unter andern im Sauerkraut, in sauren Gurken u. s. w. vor; ferner bei der Fäulniss thierischer Substanzen; sie findet sich auch in der Lohbeitzte der Gerbereien, unter den Produkten der trocknen Destillation des Tabaks. Am besten stellt man sie aus Zucker dar, indem man denselben mit gepulverter Kreide, faulem Käse und Wasser bei einer Wärme von 30—40° einige Wochen stehen lässt. Die Masse geseht anfangs zu milchsäurem Kalk, wird aber bald flüssig und geht hierauf unter Entwicklung von Kohlensäure und Wasserstoffgas in buttersäuren Kalk über. Der Process der Umwandlung der Milchsäure = $C_6H_7O_5 + HO$ lässt sich folgendermassen anschaulich machen:



Der buttersäure Kalk wird durch Zersetzen mit kohlen-säurem Natron in buttersäures Natron verwandelt, dieses eingedampft und mit Schwefelsäure destillirt. Auf dem Destillate schwimmt die Buttersäure als eine ölige Schicht.

d. Eigenschaften. Eine wasserhelle öartige Flüssigkeit von stark saurem Geruch nach ranziger Butter, beissend saurem Geschmack, 0,988 spec. Gewicht, siedet bei 157°, entzündet sich und brennt mit russender Flamme, verharzt sich zum Theil an der Luft, löst sich in jedem Verhältniss in Wasser, Weingeist und Aether, Oelen, Schwefelsäure, Salpetersäure.

e. Anwendung. In Verbindung mit Aether wird sie zur

künstlichen Darstellung des Rums gebraucht. (Siehe unter den Aetherarten).

f. Verbindungen. Die buttersauren Salze riechen schwach nach der Säure, lösen sich mit Ausnahme des Silbersalzes leicht in Wasser; die der reinen Alkalien sind zerfließlich, nicht krystallisierbar, von seifenartigem Ansehn; das Kalksalz krystallisirt in feinen Nadeln, löst sich in 5,69 Theilen kaltem Wasser, weit schwerer in heissem.

Von den übrigen zahlreichen flüchtigen Säuren führen wir noch folgende kurz an.

Angelicasäure = $C_{10}H_{16}O_2 + HO$, in der Wurzel der *Angelica Archangelica*, in der *Sumbul*wurzel und in der römischen Chamille (*Anthemis nobilis*) gefunden, krystallisirt farblos, riecht aromatisch, schmeckt sauer, ist leichter als Wasser, schmilzt bei $+45^\circ$, siedet bei 190° , löst sich schwer in Wasser, leicht in Alkohol und Aether, auch in Oelen.

Caprinsäure = $C_{12}H_{22}O_2 + HO$, im Cocosnussfett, in der Butter, in dem Talg, ist eine farblose Flüssigkeit von schwach saurem schweissähnlichem oder bocksartigem Geruch, saurem brennendem Geschmack, 0,91 spec. Gewicht, krystallisirt bei $+11,5^\circ$ in Nadeln, löst sich in 66 Th. Wasser, leicht in Alkohol, gibt mit Baryt ein schwerlösliches Salz.

Capronsäure = $C_{12}H_{22}O_2 + HO$, kommt mit der vorigen Säure in der Butter, dem Cocosnussfett, Talge vor, ist ihr sehr ähnlich, krystallisirt noch nicht bei $+9^\circ$, löst sich erst in 96 Th. Wasser, gibt mit Baryt ein leichter lösliches Salz.

Caprylsäure = $C_{18}H_{34}O_2 + HO$, meist Begleiter der beiden vorigen Säuren, ist ihnen sehr ähnlich, krystallisirt unter $+10^\circ$ in Nadeln, löst sich ebenfalls schwer in Wasser.

Cerotinsäure = $C_{26}H_{52}O_2 + HO$, im chinesischen Wachse (einem Pflanzenwachse), auch im Bienenwachse, in welchem es den grössern Theil des sog. Cerins ausmacht, ist weiss, zerreiblich, krystallinisch, schmilzt bei 79° .

Cimmtsäure = $C_{11}H_{16}O_2 + HO$, im Perubalsam, Tolubalsam, flüssigen Styrax, in altem Cimmtöl, wurde früher mit der Benzoösäure verwechselt. Sie krystallisirt in farblosen Prismen, schmeckt schwach aromatisch, kratzend, löst sich in Wasser schwerer als die Benzoösäure, schmilzt bei 129° , siedet bei 296° .

Fumarsäure = $C_4H_4O_4 + HO$, im Erdrauch (*Fumaria off-*

cinalis), in der isländischen Flechte (*Cetraria islandica*), im *Chelidonium Glaucium*, bildet sich auch bei der trocknen Destillation der Aepfelsäure und wurde deshalb auch Paramaleinsäure genannt. Sie bildet farblose Krystalle, riecht nicht, schmeckt rein sauer, schmilzt schwierig, sublimirt erst über 200°, und geht dabei in eine neue krystallinische Säure über*), löst sich erst in 200 Th. kalten Wassers, auch in Alkohol und Aether.

Margarinsäure = $C_{31}H_{51}O_2 + HO$, siehe bei den Fetten.

Metacetonsäure (Propionsäure) = $C_3H_7O_2 + HO$, findet sich in den Blüten der Schafgarbe (*Achillea Millefolium*) entsteht bei der Zersetzung des Zuckers, der Stärke, des Gummis, Mannits, Cyanäthyls durch Kali, bei der Oxydation der Oelsäure durch Salpetersäure u. s. w. In grössern Mengen erhält man sie durch Gährung von Weizenkleie mit Wasser und zerschnittenen Lederabfällen, unter Zusatz von Kreide; das gebildete Kalksalz wird mit Schwefelsäure zerlegt. Sie ist eine farblose, der Essigsäure sehr ähnliche Flüssigkeit, riecht eigenthümlich.

Oenanthylsäure = $C_{11}H_{21}O_2 + HO$, Zersetzungsprodukt des Ricinusöls durch Salpetersäure, ist eine farblose Flüssigkeit von angenehmem aromatischem Geruche und süßsem reizendem Geschmacke, löst sich wenig in Wasser, siedet bei 148°.

Palmitinsäure (Cetinsäure) = $C_{31}H_{51}O_2 + HO$, findet sich in der Palmutter, im japanischen Wachse, Wallrath, in den Caffeebohnen, krystallisirt in seidenglänzenden Blättchen und schmilzt bei +58°.

Phensäure (Phenol, Carbonsäure) = $C_{12}H_9O + HO$, entsteht bei der trocknen Destillation verschiedener Stoffe z. B. des Salicins mit Kalk, bei der Einwirkung von Kalilauge auf Steinkohlentheeröl etc. Eine farblose Flüssigkeit von 1,065 spec. Gewicht, erstarrt bei +8° in langen weissen Nadeln, die erst bei +34° schmelzen, siedet bei 187°, riecht ähnlich wie das Kreosot (unter welchem falschen Namen sie auch im Handel vorkommt), löst sich wenig in Wasser, leicht in Alkohol und Aether, schmeckt brennend ätzend, reagirt neutral, verbindet sich aber mit Basen zu krystallisirbaren

*) Maleinsäure = $C_4H_2O_3 + 2 HO$, weil sie bei der trocknen Destillation der Aepfelsäure mit auftritt, auch Equisetsäure genannt wegen ihres Vorkommens in mehreren Arten des Schachtelhalmes (*Equisetum*). Sie löst sich sehr leicht in Wasser, Weingeist und Aether.

Salzen, coagulirt, wie Kreosot, das Eiweiss. Mit Salzsäure getränktes Tannenholz färbt sie blau.

Kreosot = $C_{12}H_{10}O_2$, Produkt der trocknen Destillation des Holzes und der meisten übrigen organischen Substanzen, findet sich im Rauche, im Theer, Holzessig, und ertheilt diesen ihren eigenthümlichen Geruch. Am besten bereitet man es aus dem Buchenholztheer. Man destillirt denselben, schüttelt den schweren, in Wasser untersinkenden Theil des Destillats mit verdünnter Schwefelsäure, rectificirt, löst in Kalilauge, erhitzt zum Kochen, scheidet das Kreosot mit Schwefelsäure ab, wäscht es mit Wasser, und rectificirt es. Eine farblose öltartige Flüssigkeit von stark lichtbrechender Kraft, durchdringend rauchähnlichem Geruch, brennend ätzendem Geschmack, 1,037 spec. Gewicht, reagirt neutral, erstarrt noch nicht bei -27° , siedet bei 203° , brennt mittelst eines Dochts mit russender Flamme, löst sich in 80 Th. kaltem und in 24 Th. heissem Wasser, in jedem Verhältniss in Alkohol, Aether, Oelen, geht mit Alkalien krystallinische Verbindungen ein, coagulirt Gummi, Eiweiss, schützt wegen letzterer Eigenschaft thierische Stoffe vor Fäulniss, und ist auch das fleischerhaltende Princip im Rauche, sowie im Holzessig.

Salicylige Säure = $C_{11}H_8O_3 + HO$, findet sich in den Blüthen der *Spiraea Ulmaria*, entsteht aus dem Salicin durch Einwirkung von chromsaurem Kali und Schwefelsäure. Eine farblose Flüssigkeit von angenehmem aromatischem Geruch, brennendem Geschmack, 1,173 spec. Gewicht, siedet bei 196° , wird bei -20° fest, löst sich leicht in Wasser, in jedem Verhältniss in Alkohol und Aether, röthet Lackmus und bleicht es dann.

Zweiter Abschnitt.

Die Basen.

A. Sauerstoffhaltige Basen (fest).

1. Morphin. $C_{17}H_{19}NO_6$ (Mo⁺) = 3562,5.

(In 100 Theilen: 71,57 C, 6,66 H, 4,91 N und 16,86 O).

a. Entdeckung. Sertürner 1816; erst von dieser Zeit an datirt sich die Kenntniss der organischen Basen, deren Reihe das Morphin eröffnete.

b. Vorkommen. Im Milchsaft der Mohnköpfe, an Meconsäure gebunden.

c. Darstellung. 10 ℥ Opium (der eingetrocknete Milchsaft der unreifen Mohnköpfe) zieht man mit 40 ℥ Wasser heiss aus, wiederholt diess noch zweimal, jedesmal mit 20 ℥ Wasser, verdunstet die sämmtlichen Auszüge auf die Hälfte ihres Gewichts, giesst sie nach und nach in kochende Kalkmilch, welche aus $2\frac{1}{2}$ ℥ Kalk und 20 ℥ Wasser gemacht ist, lässt $\frac{1}{4}$ Stunde lang kochen, kolirt, verdunstet die Flüssigkeit auf 20 ℥, filtrirt, erhitzt das Filtrat zum Kochen, setzt 1 ℥ Salmiak hinzu, erwärmt so lange, bis sich kein Ammoniak mehr entbindet und stellt in die Kälte. Nach mehreren Tagen sammelt man das ausgeschiedene Morphin auf einem Seihetuch, wäscht es mit kaltem Wasser, verwandelt es mittelst sehr verdünnter Salzsäure in salzsaures Morphin, behandelt diess, wie vorhin, mit Kalkmilch, Salmiak, Salzsäure, digerirt endlich die Auflösung des salzsauren Morphins mit Kohle und fällt sie mit Ammoniak. Will man grössere Krystalle, so löst man den aus feinen Nadeln bestehenden Niederschlag in Alkohol, und lässt langsam verdunsten.

Diese Bereitung gründet sich auf die Eigenschaft des Morphins, sich in Kalkwasser aufzulösen; durch den Salmiak wird die Verbindung des Morphins mit dem Kalk wieder zerlegt, Chlorcalcium gebildet und Ammoniak ausgetrieben, während nun das Morphin niederfällt.

d. Eigenschaften. Das Morphin bildet feine weisse, seiden glänzende Nadeln oder gerade rhombische Säulen, welche 2 Aeq. HO (6,29 P.c.) enthalten, ist geruchlos, schmeckt schwach bitter, verliert bei vorsichtigem Erhitzen das Wasser und schmilzt zu einem gelben Liquidum, welches sich in stärkerer Hitze zersetzt und verkohlt. Es löst sich in 1000 Th. kaltem und in 500 Th. kochendem Wasser, in 30 Th. kaltem und in 20 Th. kochendem Alkohol, letztere Lösung reagirt deutlich alkalisch; in Aether ist es unlöslich. Verdünnte Säuren lösen es sehr leicht und werden dadurch vollständig neutralisirt; diese Auflösungen schmecken, gleich der geistigen, sehr bitter. Aetzende Alkalien mit Ausnahme des Ammoniaks, und alkalische Erden lösen es gleichfalls leicht auf. Conc. Salpetersäure färbt es roth; Jodsäure färbt es rothbraun unter Freiwerden von Jod; Eisenchlorid färbt es dunkelblau, die Färbung verschwindet aber beim Erhitzen wieder.

e. Anwendung. In der Medicin, besonders in Verbindung mit Säuren.

f. Verbindungen. Die Morphinsalze sind weiss, meist krystallisirbar und leicht löslich in Wasser und Weingeist, unlöslich in Aether, schmecken stark bitter, verhalten sich gegen Salpetersäure, Jodsäure und Eisenchlorid, wie das reine Morphin, färben sich durch Goldsolution blau (durch Reduction des Goldes), werden von Jodkalium, Kochsalz und Platinchlorid in nicht zu verdünnter Lösung weiss gefällt, Gerbesäure bildet in ganz neutralen Lösungen einen grauweissen Niederschlag, der aber durch den geringsten Ueberschuss von Säure wieder verschwindet. Fixe ätzende Alkalien und alkalische Erden geben einen weissen Niederschlag, der sich im Uebermass des Fällungsmittels wieder auflöst.

In sehr kleinen Gaben wirken die Morphinsalze narkotisch (schlafmachend), in etwas grössern giftig, selbst tödtlich. Als Gegenmittel bei Vergiftungen damit dienen gerbestoffhaltige Substanzen, wie schwarzer Caffee, Chinarindendekokt etc.

Ausser dem Morphin enthält das Opium noch 5—6 andere Alkaloide, zum Theil in sehr geringer Menge, welche sämmtlich weiss, krystallinisch und nicht flüchtig sind, und von denen wir nur das Narcotin = $C_{16}H_{22}NO_{14}$ und Codein = $C_{16}H_{21}NO_6$ nennen wollen.

2. Chinin. $C_{20}H_{21}NO$, (Chi) = 2025,0.

(In 100 Theilen: 74,07 C, 7,40 H, 8,64 N und 9,89 O).

a. Entdeckung. Pelletier und Caventou 1818.

b. Vorkommen. In allen ächten Chinarinden (aus der Gattung *Cinchona*) stets von einem zweiten Alkaloide (Cinchonin — $C_{20}H_{21}NO$) begleitet, und mit diesem an Chinagerbsäure und noch eine andere eigenthümliche weisse krystallinische Säure (Chinasäure = $C_7H_5O_4 + 2 HO$) gebunden.

c. Darstellung. Gröblichgepulverte Königschinarinde (welche unter allen Chinarinden am reichsten an Chinin ist und nur wenig Cinchonin enthält) zieht man mit durch Schwefelsäure schwach angesäuertem Wasser mehrere Male aus, verdunstet sämmtliche Auszüge bis auf das Gewicht der angewandten Rinde, filtrirt nach mehrtägigem Stehen, fällt das Filtrat mit Aetznatronlauge, digerirt den gewaschenen Niederschlag mit Alkohol von 90% in der Wärme, filtrirt, setzt verdünnte Schwefelsäure bis zur schwach sauren Reaction hinzu, dann noch $\frac{1}{4}$ des Ganzen Wasser, zieht den Weingeist

ab, verdunstet die rückständige Flüssigkeit in einer Schale noch so lange, bis aller Weingeist ausgetrieben ist, lässt in der Kälte krystallisiren, presst die Salzmasse aus, zersetzt sie wieder mit Natron und verfährt mit dem Niederschlag wie zuvor.

Man erhält auf diese Weise das am meisten gebräuchliche basisch-schwefelsaure Chinin = $2 \text{ Chi} + \text{SO}_2 + 10 \text{ HO}$ als schneeweisse, lockere, aus feinen Nadeln und Blättchen bestehende Massen, welche sich sehr schwer in Wasser lösen. Um daraus das reine Chinin darzustellen, löst man das Salz in schwefelsäurehaltigem Wasser, fällt es mit Natronlauge, wäscht und trocknet den Niederschlag.

d. Eigenschaften. Das reine Chinin ist ein schneeweisses, fein krystallinisches Pulver mit 3 Aeq. (14,2 Pc.) Wasser. Es schmeckt sehr bitter, reagirt auf feuchtes Curcumapapier alkalisch, schmilzt in der Hitze, verliert dabei sein Wasser und erstarrt nun beim Erkalten zu einer harzartigen Masse, in höherer Temperatur verkohlt es. In Wasser löst es sich nur sehr wenig auf, starker Alkohol löst es leicht, Aether nimmt etwa $\frac{1}{10}$ auf; verdünnte Säuren wirken wie Alkohol. Reibt man es mit Chlorwasser an und setzt dann Ammoniak hinzu, so erfolgt ein dunkelgrasgrüner flockiger Niederschlag.

e. Anwendung. In der Medicin, besonders als basisch schwefelsaures und als salzsaures Salz gegen Wechselfieber.

f. Verbindungen. Die Chininsalze sind meist krystallisirbar, schmecken sehr bitter, die neutralen lösen sich leicht in Wasser und reagiren gewöhnlich sauer, die basischen sind schwerlöslich und reagiren neutral, alle aber werden vom Alkohol leicht aufgenommen. Mit reinen und kohlsauren Alkalien geben sie weisse, flockig-käsige Niederschläge, Gerbesäure fällt sie ebenfalls weiss, Platinchlorid gelb krystallinisch; Chlorkalklösung erzeugt einen Niederschlag, der sich im Ueberschuss des Fällungsmittels wieder auflöst.

Das ähnliche Cinchonin, welches sich in den übrigen Chinarinden reichlicher findet, unterscheidet sich vom Chinin vorzüglich durch folgende Merkmale. Es schießt in grössern Krystallen an, löst sich schwerer in Wasser, nicht in Aether, liefert mit Chlorwasser und Ammoniak keine grüne Verbindung, und löst sich in überschüssiger Chlorkalklösung nicht wieder auf.

Bei der oben beschriebenen Darstellung des basisch-schwefelsauren Chinins erhält man zuletzt eine braune Mutterlauge, welche nicht mehr krystallisirt, aber noch stark bitter schmeckt und Chinin

und Cinchonin enthält. Man fällt dieselbe mit Ammoniak, wodurch ein brauner harziger Niederschlag entsteht, der ein Gemenge von amorphem Chinin, Chinchonin und Harz ist, und unter dem Namen Chinoidin ebenfalls als Fiebermittel gebraucht wird.

Das Aricin (Cusconin) = $C_{70}H_{12}NO_3$, in der Chinarinde von Cusco enthalten, löst sich in Alkohol und Aether; in Salpetersäure mit tiefgrüner Farbe.

3. Caffein (Thein). $C_8H_{10}N_2O$, = 1212,5.

(In 100 Theilen: 49,48 C, 5,15 H, 28,86 N und 16,51 O).

a. Entdeckung. Runge 1820.

b. Vorkommen. In den Caffeebohnen und den Blättern des Caffeebaums, im chinesischen Thee, im Paraguaythee (*Ilex paraguayensis*) und in den Früchten der *Paulinia sorbilis*, überall an Gerbesäure gebunden.

c. Darstellung. Man vermengt gepulverte rohe Caffeebohnen mit $\frac{1}{5}$ ihres Gewichts gelöschtem Kalk, extrahirt das Gemenge im Verdrängungsapparate mit Alkohol, destillirt von der Tinctur den Weingeist ab, trennt das ausgeschiedene Oel, und verdunstet zur Krystallisation.

d. Eigenschaften. Es bildet weisse, lange, biegsame, seidenglänzende Nadeln, schmeckt schwach bitter, verliert bei 120° sein Krystallwasser (2 Aeq. oder 15,6 Proc.). schmilzt bei 177° und sublimirt bei 384° . Es löst sich in 93 Th. kaltem Wasser, in 158 Th. Alkohol und in 298 Th. Aether, leichter wenn diese Flüssigkeiten heiss sind; die Auflösungen reagiren nicht alkalisch, aber dennoch verbindet sich das Caffein mit Säuren. Gerbesäure fällt es aus seiner wässrigen Lösung.

e. Anwendung. In der Medicin.

f. Verbindungen. Die Caffeinsalze sind nur lockere Verbindungen, welche in der Hitze ihre Säure leicht wieder abgeben.

4. Strychnin. $C_{14}H_{17}N_3O_2$ (Sr) = 4350,0.

(In 100 Theilen: 75,86 C, 6,89 H, 8,04 N und 9,21 O).

a. Entdeckung. Pelletier und Caventou 1818.

b. Vorkommen. Begleitet von einem andern Alkaloid, dem

Brucin, in den verschiedenen Arten der Gattung *Strychnos*, an eine noch nicht genau ermittelte Säure gebunden.

c. Darstellung. Das billigste Material dazu sind die sogenannten Krähenaugen (die Samen von *Strychnos Nux vomica*). Dieselben werden geraspelt, mit verdünntem Weingeist ausgezogen, die Auszüge zur Wiedergewinnung des Weingeists destillirt, die rückständige Flüssigkeit mit essigsauerm Bleioxyd gefällt, der Niederschlag abfiltrirt, die Flüssigkeit zur Hälfte verdunstet, mit gebrannter Magnesia mehrere Tage lang geschüttelt, der Satz gesammelt, gewaschen, getrocknet, mit Weingeist extrahirt und die geistige Solution in einer Retorte ziemlich weit eingeeengt. Beim Erkalten fällt das Strychnin grösstentheils heraus, während alles Brucin nebst wenig Strychnin gelöst bleibt.

d. Eigenschaften. Es krystallisirt in weissen vierseitigen zugespitzten Säulen, schmeckt unerträglich bitter, schmilzt in gelinder Wärme, verliert sein Wasser (2 Aeq. oder 4,9 Prc.) und zersetzt sich dann. Wasser löst nur $\frac{1}{6000}$ davon auf, erhält aber dadurch einen anhaltend bitteren Geschmack; Weingeist löst $\frac{1}{110}$, im Kochen $\frac{1}{10}$ seines Gewichts auf, die Lösung reagirt schwach alkalisch. In Aether und Alkalien ist es unlöslich. In Säuren löst es sich leicht und sättigt dieselben vollständig. Durch kalte verdünnte Salpetersäure erleidet es keine Zersetzung, in der Wärme wird die Solution grünlich und Zinnchlorür erzeugt nun eine weisse Trübung. Löst man es in conc. Schwefelsäure und setzt der Lösung einige Tropfen chromsaure Kalilösung hinzu, so nimmt sie eine prachtvolle violette Färbung an.

e. Anwendung. In der Medicin, auch als Rattengift.

f. Verbindungen. Die Strychninsalze sind meist krystallisirbar und leicht löslich in Wasser, schmecken äusserst bitter, werden durch Chlorwasser, chloresaueres Kali, Jodkalium, Gerbesäure, Alkalien weiss, durch Gold- und Platinchlorid gelb gefällt. Sie sind, gleich dem reinen Strychnin, sehr giftig; als Gegengift dienen gerbestoffhaltige Materien.

Das Brucin = $C_{16}H_{18}N_2O$, unterscheidet sich von dem ähnlichen Strychnin folgendermassen: Seine Krystalle werden mit der Zeit undurchsichtig weiss. Es löst sich schon in 800 Th. kaltem Wasser, leicht in Weingeist, selbst in schwachem. In kalter Salpetersäure löst es sich mit lebhaft rother Farbe, die durch Erwärmen ins Gold-

gelbe übergeht, und setzt man nun Zinnchlorür hinzu, so entsteht eine purpurviolette Färbung und ein gleichfarbiger Niederschlag.

Von der grossen Anzahl nicht flüchtiger Alkaloide führen wir noch folgende kurz an:

Aconitin = $C_{30}H_{47}NO_{11}$, im Eisenhut (*Aconitum Napellus* und andern Arten), weiss, pulverig, amorph, von bitterm, scharfem, kratzendem Geschmack.

Atropin = $C_{17}H_{23}NO_4$, in der Belladonna (*Atropa Belladonna*), bildet farblose Nadeln, schmeckt widrig bitter, etwas scharf.

Berberin = $C_{34}H_{41}NO_9 + 2 HO + 10 Aq.$, in der Wurzel der *Berberis vulgaris*, auch in der Columbowurzel, bildet feine goldgelbe Nadeln, schmeckt bitter, verliert bei 100° 19 Proc. Wasser und wird rothbraun, löst sich schwer in kaltem Wasser und Weingeist, sehr leicht in beiden beim Erhitzen, nicht in Aether, gibt mit Säuren leicht krystallisirbare Salze. — Man benutzt es ausser in der Heilkunde, auch zum Gelbfärben von Leinen, Baumwolle, Wolle und Seide; Zinnsalz erhöht die Farbe und macht sie beständiger.

Colchicin (Zusammensetzung unbekannt), in der Herbstzeitlose (*Colchicum autumnale*), farblose Nadeln von bitterm und scharfem Geschmacke.

Daturin im Stechapfel (*Datura Stramonium*) ist mit dem Atropin identisch.

Emetin = $C_{27}H_{27}NO_{10}$, in der Ipecacuanha (*Cephaëlis Ipecacuanha*) und ähnlichen Brechwurzeln, ein weisses Pulver, schmeckt eckelerregend, wenig bitter.

Hyoscyamin (Zusammensetzung unbekannt), bildet feine seidenglänzende Nadeln, riecht im feuchten Zustande tabakähnlich, schmeckt widrig, beissend, tabakähnlich.

Piperin = $C_8H_{13}NO_6$, im Pfeffer (*Piper nigrum* u. a. Arten), krystallisirt in ansehnlichen farblosen Säulen, ist geschmacklos (das gelbe schmeckt, wegen anhängenden Harzes, scharf wie Pfeffer).

Solanin = $C_{44}H_{73}NO_{11}$, in verschiedenen Arten des Nachtschattens (*Solanum nigrum*, *S. Dulcamara*, *S. tuberosum*, *S. verbascifolium*), vorzüglich in den Kartoffelkeimen, bildet feine weisse Krystalle oder ein weisses Pulver, schmeckt widerlich bitter und anhaltend kratzend scharf.

Theobromin = $C_7H_8N_2O_2$, der Bitterstoff der Cacaobohnen, ist ein weisses bis schwach röthliches, krystallinisches Pulver, subli-

mirt in der Hitze zum Theil unzersezt, löst sich sehr schwer in Wasser, Weingeist und Aether, reagirt neutral, wird von Alkalien, Essigsäure leicht aufgenommen.

Veratrin = $C_{31}H_{47}NO_6$, in den Arten von *Veratrum*, besonders in den Samen von *V. Sabadilla*, ein weisses amorphes oder fein krystallinisches Pulver, von äusserst scharf brennendem Geschmack.

B. Sauerstofffreie Basen (flüssig).

1. Coniin. $C_{11}H_{16}N = 1575,0$.

(In 100 Theilen: 76,19 C, 12,70 H und 11,11 N).

a. Entdeckung. Gieseke 1827.

b. Vorkommen. Im Erdschierling (*Conium maculatum*).

c. Darstellung. Am besten bedient man sich dazu der Früchte. Dieselben werden mit Wasser und Kalilauge destillirt, das Destillat mit Schwefelsäure gesättigt, ziemlich weit eingedampft, die sirupartige Masse mit einer Mischung von Alkohol und Aether geschüttelt, das ätherische Filtrat wieder verdunstet, mit Kalilauge destillirt und das Destillat mit Chlorcalcium entwässert.

d. Eigenschaften. Eine farblose ölartige Flüssigkeit von 0,89 spec. Gewicht, höchst widrigem Schierlingsgeruche, brennend scharfem, tabakähnlichem Geschmacke, wird an der Luft gelb, braun und endlich in eine harzartige, bittere Masse verwandelt, siedet bei 212°, löst sich etwas schwer in Wasser, leicht in Alkohol, Aether und Oelen, reagirt deutlich alkalisch; wirkt sehr giftig.

e. Anwendung. In der Medicin.

f. Verbindungen. Die Coniünsalze sind farblos, neutral, zum Theil krystallisirbar, leicht löslich in Wasser, Weingeist und ätherhaltigem Weingeist, unlöslich in reinem Aether, riechen im aufgelösten Zustande wie das Alkaloid und schmecken auch ähnlich.

2. Nicotin. $C_{10}H_7N = 1012,5$.

(In 100 Theilen: 74,07 C, 8,64 H und 16,29 N).

a. Entdeckung. Posselt und Reimann 1828.

b. Vorkommen. In der Tabakpflanze (*Nicotiana Tabacum*).

c. Darstellung. Man zieht die Blätter mit durch Salzsäure angesäuertem Wasser aus, verdunstet den Auszug zum Sirup, de-

stillirt ihn mit Kalilauge, sättigt das Destillat mit Schwefelsäure, verdunstet fast zur Trockne, zieht die Masse mit Alkohol aus, verdunstet die filtrirte geistige Lösung wieder, schüttelt den Abdampfückstand mit Kalilauge und Aether, und destillirt die ätherische Lösung in einer Retorte, wobei zuerst der Aether und etwas Ammoniak, dann wässriges und zuletzt reines Nicotin übergeht.

d. **Eigenschaften.** Eine farblose ölartige Flüssigkeit von Tabakgeruch, scharfem brennenden Geschmack, stark alkalischer Reaction, 1,048 spec. Gewicht, schießt im Vacuo in kleinen Krystallblättchen an, die jedoch äusserst leicht zerfließen, siedet bei 246°, jedoch unter theilweiser Zersetzung, destillirt in niedrigeren Temperaturen langsam und ohne Rückstand über, entzündet sich leicht und brennt mit russender Flamme, löst sich leicht in Wasser, Alkohol, Aether, Oelen und Säuren, bräunt sich an der Luft unter Harzbildung.

e. **Anwendung.** Keine; es ist aber der betäubende, giftige Bestandtheil des Tabaks.

f. **Verbindungen.** Die Nicotinsalze schmecken scharf und brennend, lösen sich in Wasser und Alkohol, nicht in Aether, krystallisiren nur zum Theil, werden von Platinchlorid rothgelb, von Quecksilberchlorid weiss gefällt.

3. Anilin. $C_{11}H_9N = 1162,5$.

(In 100 Theilen: 77,41 C, 7,53 H und 15,06 H).

a. **Entdeckung.** Unverdorben 1826.

b. **Vorkommen.** Ist nur Kunstprodukt.

c. **Darstellung.** Das Anilin gehört zu den Produkten der trocknen Destillation stickstoffhaltiger Materien z. B. des Indigo, der Steinkohlen. Aus dem Steinkohlentheeröl erhält man es durch Schütteln mit verdünnter Salzsäure, und Destillation der wässrigen Flüssigkeit mit Kalk.

d. **Eigenschaften.** Eine farblose, stark lichtbrechende Flüssigkeit von 1,028 spec. Gewicht, unangenehm aromatischem Geruche, wenig löslich in Wasser, leicht in Alkohol und Aether, siedet bei 180°, wird an der Luft nach und nach braun. Eine Auflösung von Chlorkalk färbt sich durch dasselbe tief purpurviolett.

e. **Anwendung.** Keine.

f. **Verbindungen.** Die Anilinsalze krystallisiren sehr leicht, lösen sich in Wasser und viele auch in Alkohol.

Dritter Abschnitt.

Die indifferenten Stoffe.

I. Stickstofffreie indifferente Stoffe.

A. Nicht flüchtige.

1. Pflanzenfaser (Cellulose). $C_{11}H_{10}O_{10} = 2025,0$.

(In 100 Theilen: 44,44 C, 6,17 H und 49,39 O).

a. Entdeckung. Die reine Pflanzenfaser lehrte erst im Jahre 1838 Payen kennen. Nach seinen Untersuchungen besteht die Pflanzenfaser aus zwei verschiedenen Substanzen, der reinen Holzzelle (Cellulose = $C_{11}H_{10}O_{10}$) und den Ablagerungen in und auf der Zelle (incrustirende Substanz = $C_{35}H_{24}O_{20}$); beide unterscheiden sich noch dadurch von einander, dass die Cellulose von starker Salpetersäure nicht aufgelöst, aber von conc. Schwefelsäure leicht und ohne Schwärzung aufgenommen und in Dextrin verwandelt wird; wogegen die incrustirende Substanz von starker Salpetersäure aufgelöst und von conc. Schwefelsäure geschwärzt wird.

b. Vorkommen. Die Pflanzenfaser bildet das feste Gerippe der Pflanzen, sie ist daher der Hauptbestandtheil des Holzes und anderer holziger Theile der Pflanzen, wie z. B. der harten Samenschalen. Nach ihrem Vorkommen im Holze heisst sie Holzfaserstoff oder Lignin, im Marke Medullin, in den Flechten Lichenin, in den Pilzen Fungin. Im Thierreiche findet sie sich als Bestandtheil des Mantels der Tunicaten (Scheidenwürmer).

c. Darstellung. Man erhält sie ziemlich rein als Rückstand, wenn man irgend einen Pflanzentheil, mit Wasser, Weingeist, Aether, verdünnten Säuren und Alkalien auszieht. Besser ist das folgende Verfahren. Feingeraspeltes Holz wird 24 Stunden lang mit Kalilauge in Berührung gelassen, dann mit Wasser, hierauf mit verdünnter Salzsäure gewaschen, mit Chlornatronflüssigkeit 2—3 Tage lang geschüttelt, wiederum mit Kalilauge, Salzsäure und Wasser gewaschen, endlich mit Alkohol und Aether behandelt.

d. Eigenschaften. Sie ist weiss, faserig (hart und dicht bei den harten Samenschalen), geruch- und geschmacklos, schwerer als Wasser, liefert bei der trocknen Destillation die gewöhnlichen Produkte des Holzes (Siehe Seite 482).

Die Pflanzenfaser quillt beim Feuchtwerden stark auf und zieht

sich beim Austrocknen wieder zusammen, wird von allen Flüssigkeiten durchdrungen, und ist in so fern befähigt, die Pflanzensäfte in den Gewächsen aus einer Zelle in die andere fortzuleiten. — Sie besitzt ferner die Eigenschaft, die Lösung einiger Salze mit schwacher Basis, wie der Alaunerde und des Eisenoxyds, in basische und saure zu zersetzen; die sauren bleiben aufgelöst, die basischen ungelösten haften an der Faser. Eine solche mechanische Verbindung geht sie auch mit vielen andern Stoffen ein; in ihre Lösung getaucht, entzieht sie dieselben dem Lösungsmittel und schlägt sie auf sich nieder. Diess geschieht besonders leicht und mitunter nur dann, wenn sich die Faser vorher mit einem basischen unlöslichen Salze in der oben angegebenen Weise verbunden hat. Darauf beruhet das Färben leinener oder baumwollener Garne oder Gewebe mit oder ohne Beitze.

Unter dem gleichzeitigen Einflusse des atmosphärischen Sauerstoffs und des Wassers zersetzt sich die Pflanzenfaser unter Bildung von Humus und Entwicklung von Kohlensäure. In einem gewissen Zeitpunkte dieser Oxydation und bei noch nicht genauer bekannten Gange derselben phosphorescirt sie, z. B. im faulen Holze.

Kalilauge wirkt erst in der Hitze auf die Pflanzenfaser ein, löst dieselbe auf und färbt sich dadurch unter Bildung von Humussäure braun. Verdünnte Mineralsäuren äussern eine auflösende Wirkung auch erst durch längeres Kochen. In concentrirter Schwefelsäure quillt die Faser Anfangs auf, löst sich hierauf vollständig, und auf Zusatz von Wasser scheiden sich weisse Flocken ab, welche wie das Stärkmehl durch Jod blau werden.

Durch concentrirte Salpetersäure erleidet die Pflanzenfaser eine merkwürdige Veränderung. Ohne sich darin zu lösen oder ihre Form zu ändern, verwandelt sie sich hierbei in eine Nitroverbindung = $C_{12}H_7N_3O_{22}$, welche Pflanzenfaser ist, worin 3 Aeq. HO durch 3 NO₂ ersetzt sind. Diese Verbindung heisst Pyroxylin oder, da man zu ihrer Darstellung die Baumwolle anwendet, Schiessbaumwolle. Um sie zu erhalten taucht man gereinigte Baumwolle in rauchende Salpetersäure oder in ein Gemenge von 1 Th. Salpeter und 2 Th. concentrirter Schwefelsäure, lässt sie 5 Minuten darin, wäscht sie dann wiederholt in Wasser aus und trocknet sie bei gewöhnlicher Temperatur. Die Schiessbaumwolle ist in Wasser und Alkohol unlöslich, löst sich aber in Aether oder Essigäther und bleibt nach dem Verdunsten als eine durchsichtige zusammenhängende Haut, wesshalb man sich dieser Lösung unter dem Namen *Collodium* in der Chirurgie

als schützender Decke auf Wunden bedient. Bei Berührung mit einem glühenden Körper, auch schon durch heftigen Druck, schnelle Erhitzung, entzündet sich die Schiessbaumwolle und verbrennt unter schwacher Verpuffung, ohne Kohle zu hinterlassen; man bedient sich derselben daher auch statt des Schiesspulvers, doch erfordert ihre Anwendung grosse Vorsicht, und nicht selten zerspringen dabei die Flintenläufe.

c. Anwendung. Als Hauptbestandtheil des Holzes und der übrigen Pflanzentheile hat die Pflanzenfaser schon in dieser Beziehung eine grosse Bedeutung für das praktische Leben; aber auch die reine Pflanzenfaser ist von grosser technischer Wichtigkeit. Der haarige Ueberzug der Samen der Baumwollpflanze, die Baumwolle, ist fast chemisch reine Cellulose. Der Bast des Leinstängels, Flachsgenannt, sowie der Bast des Hanfstängels sind ziemlich reiner Zellstoff; um dieselben zu erhalten, unterwirft man die Stängel durch Einweichen in Wasser einer Art Gährung (Röstung genannt), wodurch die stickstoffhaltigen Bestandtheile der Stängel zerstört, entfernt und die Basten aufgelockert werden. Zur Entfernung der Oberhaut und holzigen Theile des Stängels trocknet man denselben und unterwirft ihn den mechanischen Operationen des Brechens und Hechelns. — Um die Gespinnte aus Baumwolle, Leinen, Hanf vollkommen weiss zu erhalten, d. h. um alle färbenden Materien zu zerstören und zu entfernen, bleicht man sie entweder auf die Weise, dass man sie mit Wasser befeuchtet der Einwirkung von Luft und Licht aussetzt, wodurch die Farbstoffe einen Verwesungsprocess erleiden (Rasenbleiche), oder schneller durch Einwirkung des Chlors. Die Rasenbleiche hat den doppelten Nachtheil vor der Chlorbleiche, dass sie viel Zeit erfordert und den Zeug mehr angreift.

Hierher gehört auch das Papier, welches nichts als ein dünner Filz aus äusserst fein vertheilter Bastfaser, namentlich alter leinener Gewebe und Geflechte ist. Die zur Bereitung des Papiers dienenden Lumpen werden nach ihrer Feinheit sortirt, nöthigenfalls durch Chlor gebleicht, zerschnitten, gewaschen und dann zu einem so feinen Brei zermalmt, dass er sich im Wasser zu einer gleichförmigen milchigen Flüssigkeit aufschwemmt. Diess Zermalmen geschieht durch den sog. Holländer, eine der Länge nach mit messerartigen Schneiden besetzte Walze, unter welcher sich ein bogenförmiger Klotz mit ähnlichen Schneiden befindet. Der milchige Lumpenbrei wird auf feine Siebflächen geschöpft, von denen das Wasser abläuft, während die Fasern als gleichförmig dünne filzige Schicht zurückbleiben.

Durch Pressen und Trocknen erhält die Schicht Festigkeit und Glätte. Soll das Papier zum Schreiben dienen, so muss es geleimt werden; zu diesem Zwecke taucht man das in einzelnen Bogen geschöpfte Papier (Büttenpapier) nach dem ersten Trocknen in eine mit etwas Alaun versetzte Lösung von gewöhnlichem Leim ein. Der Alaun verhindert, indem er mit dem Leime eine unlösliche Verbindung eingeht, dass sich der letztere, wenn das Papier nass wird, löst. Das endlose Maschinenpapier wird aus einem mit dem leimenden Stoffe gemengten Brei erzeugt: als Leimstoff dienen Lösungen von Colophonium, weissem Pech oder Wachs in Kali- oder Natronlauge, für sog. halbgeleimte Papiere auch Seifenlösung, worin Alaun aufgelöst worden ist.

2. Stärkmehl (*Amylum*). $C_{12}H_{10}O_{10} = 2025,0$.
(In 100 Theilen: 44,44C, 6,17 H und 49,39 H).

a. Entdeckung. Das Stärkmehl war schon den Alten bekannt, Dioscorides gab ihm den Namen *ἀμυλον* (Mehl, was nicht auf der Mühle bereitet ist).

b. Vorkommen. Es ist einer der am häufigsten verbreiteten nähern Bestandtheile des Pflanzenreichs und diesem Reiche ausschliesslich eigen. Findet sich im Samen aller Gräser (bis 70 Pc.), und überhaupt fast aller Cotyledonargewächse, unter den Dicotyledonen besonders in denen der Hülsenfrüchte (bis 40 Pc.), in den Kartoffeln (bis 23 1/2 Pc.)*, im Stamme vieler Palmen (Sago), in vielen Wur-

*) Die Kartoffeln enthalten durchschnittlich 15 Proc. Stärkmehl; die übrigen 85 Proc. bestehen aus 73 Wasser, 6 Faser, 6 löslichen Substanzen. (Eiweiss, Gummi, Aepfelsäure und Salze). Der Stärkegehalt variiert jedoch in den verschiedenen Kartoffelsorten sehr bedeutend, da sich in einigen nur 9 1/2 Proc. finden, während derselbe, wie oben bemerkt, in andern bis zu 23 1/2 Proc. hinaufsteigt, wogegen dann der Wassergehalt in demselben Grade zu- oder abnimmt. Da nun der Werth der Kartoffeln einzig auf ihrem Stärkegehalt beruhet, so ist es von Wichtigkeit, dieselben beim Einkaufe darauf zu prüfen, was einfach durch Ermittlung ihres spec. Gewichts geschehen kann, denn das spec. Gewicht steht in geradem Verhältnisse zu ihrem Stärkegehalte.

Um das spec. Gewicht der Kartoffeln auf eine bequeme Weise zu finden, löst man 1 Theil Kochsalz in einem weiten Glascylinder in 4 Theilen Wasser bei gewöhnlicher Temperatur auf, wirft einige der zu prüfenden Kartoffeln, nachdem sie abgewaschen und mit einem Tuche abge-

zeln und Wurzelknollen (Manihot, Salep, Arum, Maranta, Bryonia Althaea, Columbo etc.), in manchen Rinden, unreifen Früchten. In allen diesen Pflanzentheilen ist es in den Zellen abgelagert.

c. Darstellung. Man gewinnt es im Grossen meist aus dem Weizen oder aus den Kartoffeln. Der Weizen wird in Wasser eingeweicht, bis er sich leicht zerdrücken lässt, dann unter Wasser in Säcken geknetet, wobei der Kleber, (der andere, stickstoffhaltige nähere Bestandtheil der Getreidekörner) zurückbleibt, das abfliessende milchige Wasser durch ein Sieb gegossen, der Ruhe überlassen, das abgesetzte Pulver wiederholt mit kaltem Wasser gewaschen und getrocknet. Oder man rührt geschrotene Weizen mit Wasser an, überlässt das Gemenge der sauren Gährung, knetet den Brei in Sä-

trocknet sind, hinein und setzt so lange Wasser in kleinen Portionen unter Umrühren hinzu, bis die Kartoffeln anfangen unterzusinken. Der Waszusatz ist richtig getroffen, wenn die Kartoffeln weder aus der Flüssigkeit hervorragen, noch auf den Boden des Glases hinabsinken; die Dichtigkeit der Flüssigkeit ist dann dieselbe, wie die der Kartoffeln. Wenn man daher jetzt das spec. Gewicht der Flüssigkeit mittelst eines Araometers oder eines 1000gränigen Glases bestimmt, so erfährt man dadurch zugleich das spec. Gewicht der Kartoffeln. Der Stärkegehalt der Kartoffeln ergibt sich dann, wie Lüdersdorff gezeigt hat, leicht durch Multiplication ihres spec. Gewichts mit einer gewissen Zahl; und ebenso kann durch Multiplication desselben spec. Gewichts mit einer andern Zahl der *gesammte* Trockengehalt der fraglichen Kartoffeln ermittelt werden. Die nachfolgende Tabelle enthält diese Multiplicatoren; die Zahlen über den spec. Gewichten sind nämlich die Multiplicatoren (mit den spec. Gewichten) zur Berechnung des *gesammten* Trockengehalts, die Zahlen unter den spec. Gewichten sind die Multiplicatoren zur Berechnung des reinen Stärkegehalts der Kartoffeln.

	28	27	26	24
Spec. Gewicht.	1,129 bis 1,120	1,119 bis 1,115	1,114 bis 1,110	1,109 bis 1,105
	21	20	19	17
	22	20	18	16
Spec. Gewicht.	1,104 bis 1,083	1,082 bis 1,075	1,074 bis 1,069	1,068 bis 1,061
	15	13	11	9

cken aus und verfährt wie vorher. Aus Kartoffeln gewinnt man es durch Zerreiben derselben, Kneten des Breies auf Sieben unter beständigem Zufluss von Wasser u. s. w. Aehnlich verfährt man mit andern Samen, Wurzeln etc. So erhalten enthält es stets noch fett-, wachs- oder kautchukähliche Materien, von denen man es durch Kochen mit einer Lösung von 1 Th. Kali in 100 Th. Alkohol, Auswaschen mit Weingeist und dann mit Wasser befreien kann.'

d. Eigenschaften. Das Stärkmehl ist ein blendend weisses, glänzendes, zartes, beim Drücken knirschendes Pulver. Unter dem Mikroscope betrachtet erscheint es als wasserhelle, theils kugelige, theils ovale oder stumpfeckige, aus einer grössern Anzahl geschlossener Schalen, welche im Innern eine Höhlung einschliessen, zusammengesetzte Körner von verschiedener Grösse. Am grössten sind die Stärkekügelchen der Kartoffel; setzen wir ihre Grösse = 1, so beträgt die der Pfeilwurzel (Arrow-Root) = $\frac{1}{10}$, die der Bohnen und der Sagopalme = $\frac{1}{10}$, die der Linse = $\frac{1}{10}$, die der Erbsen und des Weizens = $\frac{1}{10}$, die des Mais = $\frac{1}{10}$. Es ist geruch- und geschmacklos, luftbeständig, von 1,53 spec. Gewicht, unlöslich in kaltem Wasser, Alkohol und Aether. Bei gewöhnlicher Temperatur getrocknet enthält es noch 18,2 Proc. (4 Aeq.) Wasser, welche bei 100° entweichen. Beim Erhitzen auf 150—200° wird es ohne Gewichtsverlust ambragelb und löst sich dann grösstentheils in kaltem Wasser zu einer schleimigen Flüssigkeit auf. Das so veränderte Stärkmehl heisst Stärkegummi, lässt sich aber nicht wie das gewöhnliche Gummi in Zucker überführen. Erhitzt man es rasch, ohne es vorher bei 100° getrocknet zu haben, so schmilzt es; in noch höherer Temperatur wird es verkohlt. Erwärmt man 1 Th. Stärkmehl mit 15—20 Th. Wasser, so erhält man bei 55° eine schleimige Flüssigkeit, bei 72—100° eine dicke, durchscheinende, gelatinöse Masse, den Kleister; verdünnt man diese Masse mit Wasser, und bringt sie auf ein Filter, so geht eine klare Flüssigkeit durch, während gallertartige Theile zurückbleiben, das Filtrat ist aber keine wirkliche Auflösung, sondern enthält die Stärkekügelchen nur in sehr aufgequollenem, um das 25—30fache ihres ursprünglichen Volums vergrössertem Zustande, und setzt man es der Frostkälte aus, so ziehen sich die Kügelchen wieder zu gallertartigen Flocken zusammen, und zertheilen sich in dem überstehenden Wasser, nachdem es geschmolzen, nicht mehr wie früher. Durch Jodlösung wird das Filtrat dunkelblau, ebenso die auf dem Filter gebliebene gallertartige

Masse, wie auch das trockne Stärkmehl, und diese Färbung ist so intensiv, dass die geringsten Spuren von Stärkmehl durch Jod entdeckt werden können (Jodstärkmehl). Erwärmt man den durch Jod blau gefärbten Stärkekleister, so wird er gelb, aber beim Erkalten wieder blau *); durch längeres Erhitzen kann man aber alles Jod daraus vertreiben. Brom ertheilt dem Stärkmehl eine feuergelbe Farbe (Bromstärkmehl). Das oben erwähnte Filtrat vom Kleister wird durch Baryt- und Kalkwasser in weissen, im Ueberschuss des Fällungsmittels wieder löslichen Flocken gefällt; Bleiessig und salpetersaures Bleioxyd geben dicke weisse Niederschläge; kein anderes Metallsalz fällt die Flüssigkeit. Alkohol bildet ein weisses durchscheinendes Gerinnsel, welches durch reines Wasser wieder vollständig verschwindet. Gerbesäure gibt eine Trübung, die sich später als eine zähe durchscheinende Masse absetzt, aber in der Wärme wieder verschwindet. Ueberlässt man den Stärkekleister sich selbst, so zersetzt er sich, es entstehen Gummi, Zucker, Milchsäure, Essigsäure und seine Oberfläche bedeckt sich mit Schimmel.

Verdünnte Schwefelsäure, Salzsäure und Pflanzensäuren verändern das Stärkmehl bei gewöhnlicher Temperatur nicht, beim Erhitzen damit löst es sich nach und nach auf und verwandelt sich in eine Art Gummi (Dextrin), welches sich von dem gemeinen Gummi besonders dadurch unterscheidet, dass es durch Salpetersäure nicht in Schleimsäure, sondern wie das Stärkmehl in Oxalsäure verwandelt wird. Bei längerem Erhitzen mit den erwähnten Säuren geht das Dextrin in Zucker (Stärkezucker = Traubenzucker) über. Dieselbe Umänderung des Stärkmehls, wie durch verdünnte Säuren, wird durch einen Auszug von Malz hervorgebracht, aber nicht allein bei höherer, sondern auch bei niederer Temperatur.

Kalte conc. Schwefelsäure macht das Stärkmehl in Wasser vollständig löslich und verwandelt es in Dextrin; heisse verkohlt es.

Verdünnte Salpetersäure löst das Stärkmehl in der Hitze auf und zerlegt es in Wasser, Kohlensäure und Oxalsäure. Rauchende Salpetersäure verwandelt das Stärkmehl in eine durchscheinende

*) Geubel sucht diess Phänomen dadurch zu erklären, dass durch das Erhitzen das Stärkmehl mehr oder weniger in Stärkgummi übergehe; und wenn die blaue Farbe beim Erkalten wieder zurückkehre, so habe Rückbildung in Stärkmehl statt, weil durch die nicht andauernde Erhitzung die Veränderung nicht permanent würde(?).

schleimige Gallerte, die beim Verdünnen mit Wasser eine weisse käsige Masse fallen lässt, welche nach dem Trocknen ein weisses, geruch- und geschmackloses Pulver darstellt, das ein der Schiessbaumwolle ähnliches Produkt ist und den Namen Xyloidin bekommen hat. Es besteht aus C_1, H, NO_3 , d. h. es ist Stärkmehl, worin 1 Aeq. HO durch NO_3 vertreten ist.

Kalilauge löst das Stärkmehl zu einer gallertartigen, in Wasser und Alkohol löslichen Masse auf. Beim Erhitzen mit Kalihydrat bildet sich Oxalsäure.

Erhitzt man Stärkmehl mit Braunstein und Schwefelsäure, so bildet sich nebst Kohlensäure und andern Produkten viel Ameisensäure.

e. Anwendung. Das Stärkmehl wird sehr vielfach benutzt; in der Bäckerei, zum Kleister, zum Stärken der Wäsche, Schlichten der Weberketten, Appretüren von Leinwand, zur Darstellung von Stärkgummi, Dextrin, Zucker, Oxalsäure.

Die Kartoffelstärke unterscheidet sich von der Weizenstärke, ausserdem dass ihre Körnchen beträchtlich grösser sind (s. oben), noch durch folgendes Verhalten. Mit Wasser angerührt verwandelt sie sich schon bei 81° Wärme vollständig in Kleister, und erhitzt man diesen nach Zusatz von etwas Salzsäure zum Kochen, so entwickelt sich ein sehr starker stechender Geruch nach Ameisensäure, der auch nach dem Erkalten und noch nach 24 Stunden deutlich wahrzunehmen ist. Verdünnt man den salzsauren Kleister mit Wasser, so setzt die Flüssigkeit nur wenig flockige Substanz ab. — Die Weizenstärke hingegen geht mit Wasser erst bei 94° in Kleister über; dieser Kleister ist dicker und trüber, riecht spezifisch kleisterartig, und behält auch diesen Geruch, nachdem man ihn mit Salzsäure erhitzt hat. Beim Verdünnen des Weizenstärkekleisters mit Wasser setzt sich eine bedeutende Menge aufgequollener gallertartiger Masse ab.

Das Arrow-Root, welches in Ost- und Westindien aus der Wurzel der *Maranta arundinacea* gewonnen wird, ist der Kartoffelstärke am ähnlichsten. Gegen heisses Wasser und Salzsäure verhält es sich ebenso wie die Kartoffelstärke; während aber der mit letzterer bereitete Kleister beim Erkalten gallertartig geseht, bleibt der Arrow-Root-Kleister schleimig-flüssig.

Der Sago wird aus dem Stärkmehl des Marks mehrerer Palmenarten bereitet, indem man es feucht durch ein grobes Sieb drückt, um es zu körnen, die Körnchen auf einem Bleche so lange erhitzt,

bis sie zusammenhängend und hart geworden sind, und endlich in einem um seine Axe sich drehenden Fasse glättet. Die gelbliche oder bräunlich-rothe Farbe mancher Arten Sago wird durch stärkeres Erhitzen der Körnchen erzielt. Die unächte Sago wird auf dieselbe Weise aus dem Kartoffelstärkmehl erhalten.

Die Cassava oder Tapioka, ein unter den Tropen von Amerika und Afrika viel gebräuchliches Nahrungsmittel, ist das Stärkmehl der *Jatropha Manihot*, welches im feuchten Zustande hart gebacken ist.

Andere, von dem gemeinen Stärkmehl in mehrfacher Beziehung abweichende Arten von Stärke sind:

Die Flechtenstärke (Moosstärke, Lichenin). Sie findet sich zu 45 Pc. in der isländischen Flechte (*Cetraria islandica*), und in andern Flechten, aber nicht unter den Verhältnissen, wie die gewöhnliche Stärke, sondern sie bildet hier die Zellenwände selbst, und wird auf folgende Art gewonnen. Man digerirt die zerschnittene Pflanze mit einer verdünnten Auflösung von kohlen-saurem Kali, um die Flechtensäure (Fumarsäure) und den Bitterstoff (ebenfalls eine Säure, *Cetrarsäure*) zu entfernen, wäscht mit Wasser aus, kocht nun den Rückstand mit Wasser, seihet durch, worauf beim Erkalten eine undurchsichtige, graugelbliche Gallerte entsteht, die ausgetrocknet wird. Sie bildet eine schwarzbraune, durchscheinende, harte, spröde Masse, schwillt in kaltem Wasser zu einer Gallerte auf, riecht schwach flechtenartig, schmeckt nicht, löst sich etwas in Wasser, wird durch Jod bräunlichgelb, verhält sich gegen Säuren, Alkalien, Gerbesäure wie die gewöhnliche Stärke, wird von Barytwasser nicht gefällt, wohl aber von Bleiessig, und hat die Zusammensetzung der gewöhnlichen Stärke. — Eine ähnliche Substanz nebst Pflanzenschleim enthält das sogenannte irländische Moos (*Carra gaeen*), eine Meeralgel, welche im Systeme *Sphaerococcus crispus* heisst.

Das Inulin, ebenfalls wie die gewöhnliche Stärke zusammengesetzt, kommt in den Wurzeln der Syngenesisten bis zu 12 Proc. vor und ersetzt in dieser Familie die gemeine Stärke. Man kann es auf ähnliche Art wie diese erhalten, wenn man die zerkleinerten Wurzeln auf einem Siebe mit kaltem Wasser wäscht, und das aus dem Wasser sich absetzende Pulver trocknet. Es ist ein feines, weisses, geschmackloses Pulver, das sich in kaltem Wasser, Alkohol und Aether nicht auflöst. Kocht man es aber mit Wasser, so erhält

man eine vollständige, dünnflüssige Auflösung, aus der sich beim Erkalten ein grosser Theil des Inulins pulverförmig wieder absetzt. Man kann daher das Inulin auch durch Behandeln der Pflanzentheile mit kochendem Wasser bereiten, und erhält es dadurch schneller und in grösserer Menge als durch Waschen mit kaltem Wasser. Bei dem Kochen geht aber ein Theil in Gummi und Zucker über, und setzt man das Kochen längere Zeit fort, so scheidet sich beim Erkalten nichts mehr aus. Durch Jod wird das Inulin gelb. Gegen verdünnte Säuren verhält es sich wie das gemeine Stärkmehl.

3. Pectin (Pflanzengallerte) und daran sich schliessende Stoffe.

Mit dem Namen Pectin bezeichnet man im Allgemeinen diejenige vegetabilische Substanz, welche die Ursache ist, dass frische, mit Zucker aufgekochte Fruchtsäfte (z. B. von Himbeeren, Johannisbeeren) bei einer gewissen Concentration in der Kälte zu einer Gallerte erstarren. Die Untersuchungen über diese Substanz haben zu sehr abweichenden Resultaten geführt, deren nähere Auseinandersetzung hier zu weit führen würde; ich kann mich nur an die neuesten und zuverlässigsten von Frémy halten, welche folgende Ergebnisse geliefert haben.

Pectas ist eine in den Pflanzen muthmaasslich vorkommende Substanz, welche nach Art eines Ferments auf die pectinartigen Stoffe wirkt und die isomerischen Umbildungen derselben veranlasst.

Pectos, der Ausgangspunkt der verschiedenen pectinartigen Substanzen, ist eine stets in Begleitung von Cellulose in fast allen Pflanzengeweben, namentlich in dem Fleische der Früchte und Wurzeln vorkommende, dem Stärkmehl analoge, in Wasser, Alkohol und Aether unlösliche Substanz.

Pectin = $C_{12}H_{20}O_{11} + 8HO$, in dem Saft sehr reifer Früchte schon fertig gebildet enthalten, entsteht aus dem Pectos durch Kochen mit verdünnten Säuren (mit Ausnahme der Essigsäure, welche nicht einwirkt), also auch beim Kochen der, stets freie Apfelsäure, Citronensäure etc. enthaltenden Fruchtsäfte (aus welchen es, wenn man sie mit Zucker versetzt hat, durch diesen beim Erkalten gallertartig gefällt wird). Zur Darstellung des Pectins kocht man die Pectos enthaltenden fleischigen Theile der Früchte oder Wurzeln 2—3 Minuten lang mit sehr verdünnter Aepfelsäure oder Citronensäure;

fällt die Flüssigkeit mit Alkohol, wäscht den gelatinösen, durchscheinenden Niederschlag mit Alkohol aus, und trocknet ihn. — Das Pectin ist farblos, gummiartig, durchscheinend, geschmacklos, zersetzt sich in höherer Temperatur und hinterlässt beim Verbrennen eine kalkreiche (aus kohlenurem und phosphorsurem Kalk bestehende) Asche. Es löst sich leicht in Wasser, reagirt neutral, wird von Jod nicht gebläuet, von Bleizucker nicht, wohl aber von Bleiessig gefällt. Mit Salpetersäure liefert es Oxalsäure und Schleimsäure. Mit verdünnten Säuren entsteht kein Zucker (?). — Kocht man eine wässrige Lösung des Pectins einige Stunden lang, so erhält sie die Eigenschaft durch Bleizucker vollständig gefällt zu werden, ohne dass das Pectin in seiner Zusammensetzung verändert ist. Diese isomerische Modification des Pectins nennt Frémy: Parapectin. — Kocht man das letztere mit einer verdünnten Säure, fällt dann die Flüssigkeit mit Alkohol und wäscht den Absatz mit Alkohol aus, so erhält man einen Körper, der wieder in Wasser löslich ist, aber schwach sauer reagirt, und, weil er gleichfalls die Zusammensetzung des Pectins hat, Metapectin genannt worden ist.

Pectosinsäure = $C_{31}H_{20}O_{28} + 3 HO$, entsteht durch Einwirkung des Pectas auf Pectin, ist auch das erste Produkt der Einwirkung der Alkalien auf Pectin, verhält sich der folgenden Säure sehr ähnlich, löst sich aber vollständig in kochendem Wasser. Sie findet sich in allen Pflanzengallerten.

Pectinsäure = $C_{31}H_{20}O_{28} + 2 HO$, findet sich nur selten und zwar als Kalkverbindung in dem Gewebe der Pflanzen, bildet sich aber durch Einwirkung der Alkalien auf Pectos. Man erhält sie z. B. aus den weissen Rüben, wenn man dieselben zerreibt, auspresst, den Pressrückstand mit Wasser auswäscht, dann mit sehr verdünnter Kalilauge kurze Zeit kocht, filtrirt, das Filtrat mit verdünnter Salzsäure übersättigt, die dadurch ausgeschiedene gallertartige Pectinsäure auswäscht und trocknet. Sie erscheint in farblosen, hornartigen Lamellen, schmeckt und reagirt schwach sauer, löst sich kaum etwas in kaltem Wasser, quillt in heissem auf, ohne aber ihren frühern gallertartigen Zustand wieder anzunehmen. Sie löst sich leicht in Alkalien; Säuren, sowie die meisten Salze, Alkohol, Zucker etc. schlagen sie aus dieser Lösung als vollkommene Gallerte nieder. Kocht man sie einige Stunden lang mit Wasser, so löst sie sich auf, besitzt nun die sauren Eigenschaften der Aepfelsäure und Citronensäure, wird durch Baryt- und Strantianwasser gefällt, hat

die Zusammensetzung = $C_{11}H_{11}O_{11} + 2HO$ und heisst Parapectinsäure. Kocht man sie mehrere Tage lang mit Wasser, so verliert sie die Fällbarkeit durch Baryt- und Strontianwasser, besteht nun aus $C_8H_8O_8 + 2HO$ und heisst Metapectinsäure. Kocht man die Auflösung der Pectinsäure in Alkalien anhaltend, so entsteht ebenfalls Metapectinsäure. Ueberschüssige Alkalien bilden endlich Oxalsäure.

Beobachtungen über die Veränderungen, welche in den Früchten während des Reifens vorgehen, haben ergeben, dass die meisten unreifen Früchte eine bedeutende Menge Pectos enthalten; dieses verwandelt sich mit dem Fortschritte des Reifens in Pectin, und später wird das letztere vollständig zu Metapectinsäure, welches das Endglied der Reihe ist. Während dieser Zeit wird aber auch das in den unreifen Früchten reichlich vorhandene Stärkmehl zu Zucker, und höchst wahrscheinlich durch die Einwirkung der Säure, welche aus dem Pectin entstanden war (der Einfluss der übrigen organischen Säuren, welche man in den Früchten findet, ist aber dabei auch in Anschlag zu bringen).

4. Gummi. $C_{12}H_{10}O_{10} + HO = 2137,5$.

(In 100 Theilen: 42,10 C, 5,84 H, 46,78 O und 5,28 HO.)

Dieser Name bezeichnet im Allgemeinen eine jede vegetabilische, an Gewächsen ausschwitzende oder durch Ausziehen derselben mit Wasser gewonnene Substanz, welche fest, spröde, amorph, glänzend, geschmacklos ist und mit Wasser eine schleimige, mehr oder weniger vollständige Lösung bildet. Es leuchtet ein, dass die verschiedenartigsten Materien unter diese Kategorie gestellt werden können und auch in der That gestellt sind.

Speciell bezeichnet jener Ausdruck das eigentlich sogenannte oder arabische Gummi, welches in Arabien und im Innern von Afrika aus verschiedenen Bäumen der Gattung *Acacia* quillt, und hier zunächst gemeint seyn soll. — Das arabische Gummi kommt im Handel in 2 Varietäten vor, als echtes arabisches und Senegal-Gummi; beide unterscheiden sich fast nur in den physischen Merkmalen von einander, das erstere bildet nämlich eckige, im Bruche rissige, das andere hingegen mehr abgerundete, festere, auf dem Bruche muschelige Stücke. Die Farbe ist je nach der Reinheit weiss bis gelblich oder bräunlich.

Eigenschaften. Reines Gummi (auch Arabin genannt und als solches einen Bestandtheil des Traganths, Kirschen-, Pflaumen-, Aprikosen-Gummis, mehrerer Schleimharze, Wurzeln und anderer Pflanzentheile ausmachend) ist eine farblose, glänzende, spröde, amorphe Substanz von 1,31 — 1,48 spec. Gewicht, geruch- und geschmacklos (von fadem Geschmack), leicht und vollständig löslich in Wasser zu einer schleimigen, neutral reagirenden Flüssigkeit (die den polarisirten Lichtstrahl nach Links lenkt), nicht in Alkohol, Aether, fetten und ätherischen Oelen. Das lufttrockne Gummi verliert beim Erwärmen auf 100° etwa 16 Proc. Wasser und hat dann die oben angegebene Formel; bei 130° entweicht auch das Hydratwasser, und in noch höherer Temperatur verkohlt es. Es wird durch Salpetersäure in Schleimsäure, später in Oxalsäure, durch verdünnte Schwefelsäure in Dextrin und Traubenzucker verwandelt, durch neutrales essigsäures Bleioxyd nicht gefällt, durch basisches essigsäures Bleioxyd, salpetersäures Bleioxyd, kieselsäures Kali weiss, durch Eisenoxydsalze gelb gallertartig gefällt. Borax verdickt die Auflösung des Gummis. In einer mit Kupfervitriol und Kali versetzten Gummiauflösung entsteht ein blauer Niederschlag, welcher sich beim Kochen nicht verändert.

Anwendung. Zum Kleben, als Verdickungsmittel für Farben besonders beim Kattundruck; als Arzneimittel; zur Tinte.

An das Gummi schliessen sich folgende damit isomere Substanzen.

Stärkegummi. Wenn man Stärkemehl so weit erhitzt, bis es eine gelbbraune Farbe angenommen hat, so löst es sich in Wasser fast gänzlich zu einer schleimigen Flüssigkeit auf, die in den Kattundruckereien statt des theuren arabischen Gummis angewendet wird. Dieses Produkt gibt durch Behandeln mit verdünnter Schwefelsäure keinen Zucker, mit Salpetersäure keine Schleimsäure sondern Oxalsäure, fällt das kieselsäure Kali, die Eisenoxydsalze, die Bleioxydsalze nicht, wird durch Jod purpurroth.

Dextrin, so genannt, weil es den polarisirten Lichtstrahl nach Rechts lenkt (was aber, wie sich später gezeigt hat, auch noch vielen andern Körpern eigen ist). Dieser Körper entsteht durch Einwirkung von verdünnten Säuren auf Zellstoff, Stärkemehl und Inulin, auch durch Einwirkung von Gerstenmalz auf Stärkemehl. Die Wirkung des Malzes beruhet auf einem eigenthümlichen, während der Malzbildung der Gerste aus deren Kleber erzeugten Körper, wel-

cher den Namen Diastas bekommen hat, durch Fällen eines wässrigen Malzauszugs mit Alkohol dargestellt werden kann und ein weisses, geschmackloses, stickstoffhaltiges Pulver ist.

Das Dextrin erhält man am leichtesten aus dem Stärkmehle. Man digerirt 100 Th. Stärkmehl, die mit 200 Th. Wasser angerührt sind, entweder mit 2—4 Th. conc. Schwefelsäure bei 70—80°, oder mit 5—8 Th. gepulvertem Gerstenmalz bei 60° so lange, bis eine Probe der Flüssigkeit nach dem Erkalten durch Jod nicht mehr blau gefärbt wird. Hierauf setzt man im ersten Falle kohlen-sauren Baryt oder Kalk hinzu, um die Schwefelsäure zu sättigen und abzuscheiden, im zweitem Falle erhitzt man nach dem Verschwinden des Stärkmehls rasch zum Sieden, um die Diastas unwirksam zu machen (widrigenfalls sie das Dextrin in Zucker überführen würde). Man lässt nun absetzen, filtrirt und fällt das Filtrat mit Alkohol, welcher das Dextrin niederschlägt, den gleichzeitig gebildeten Zucker aber aufgelöst behält.

Das Dextrin bildet nach dem Trocknen harte, glänzende, dem gewöhnlichen Gummi ähnliche Stücke, löst sich leicht in Wasser, auch in sehr schwachem Weingeist, wird von Bleisalzen, Eisenoxydsalzen nicht gefällt, von Jod rosenroth gefärbt, geht durch Diastas oder verdünnte Schwefelsäure sehr leicht in Zucker über, liefert mit verdünnter Salpetersäure Oxalsäure, keine Schleimsäure. Setzt man zu einer Dextrinlösung Kali und dann Kupfervitriol, so erhält man eine schöne blaue Lösung, die in der Kälte unverändert bleibt, aber beim Kochen bald einen rothen Niederschlag von Kupferoxydul absetzt.

Man benutzt das Dextrin zu Bäckereien, Suppen, Chocolate, als Verdickungsmittel der Beizen und Farben in der Kattun- und Tapetendruckerei, zur Tinte, zur Darstellung von Sirup und Zucker. Für alle diese Anwendungen braucht man das Dextrin nicht mit Alkohol zu fällen, da der anhängende Zucker hier nichts schadet; man verdunstet daher die filtrirte Flüssigkeit unmittelbar zur Trockne.

Pflanzenschleim nennt man zum Unterschiede von Gummi gewisse vegetabilische Materien, welche durch Behandeln von Pflanzentheilen mit kaltem Wasser, als dickliche, mehr oder weniger trübe, fadenziehende Flüssigkeiten erhalten werden. Besonders reich an Pflanzenschleim sind gewisse Samen, z. B. Flohsamen, Leinsamen, Quittensamen, Bockshornsamensamen, ferner die Boraginenen, Malvaceen u. s. w. Versetzt man eine auf die angegebene

Weise bereitete Flüssigkeit mit Alkohol, so scheidet sich der Schleim ab. Er ist im trocknen Zustande nicht so durchsichtig wie das Gummi, mehr zähe als brüchig, löst sich nicht klar in Wasser; die Solution wird häufig durch Säuren und viele Salze gefällt, welche die Lösung des Gummis nicht verändern, z. B. durch Alaun, Zinnchlorür, Bleizucker; dagegen wird sie durch kieselsaures Kali nicht niedergeschlagen, auch durch Boraxauflösung nicht verdickt, was beides beim Gummi der Fall ist. Salpetersäure bildet damit neben Oxalsäure auch zum Theil Schleimsäure und Bittersäure. Durch Erwärmen mit verdünnter Schwefelsäure entsteht Dextrin und dann Zucker.

Neuere Untersuchungen haben gezeigt, dass die abweichenden Eigenschaften dieser Pflanzenschleime von denen des Gummis wesentlich durch einen Gehalt an Kalk und Kalksalzen, namentlich phosphorsaurem Kalk bedingt sind. Wenn man diese Schleime mit etwas Salzsäure versetzt, filtrirt und das Filtrat mit Alkohol vermischt, so bleiben die Kalksalze gelöst und der entstehende Niederschlag ist reines Gummi.

Dieselbe Art von Pflanzenschleim findet sich zum Theil mit leicht aufquellbarem Zellstoffe vereinigt, nicht selten als Ausschwitzung an Pflanzen, z. B. als Bassora-, Kirsch-, Pflanzen-Aprikosen-Gummi; ferner mit Stärkmehl und leicht aufquellbarem Zellstoffe vereinigt als Traganth, Salepknollen. Behandelt man diese Substanzen, z. B. den Traganth, mit kaltem Wasser, so bleibt der Zellstoff (nebst dem Stärkmehl) als eine stark aufgequollene Masse ungelöst zurück, welche den Namen Traganthstoff oder Bassorin erhalten hat. Diese Substanz ist im trocknen Zustande gelblichweiss, fest, durchscheinend, spröde, schwillt in kaltem Wasser zu einer durchscheinenden Gallerte auf, ohne sich zu lösen, löst sich aber darin nach längerem Kochen zu einer gummiartigen Flüssigkeit, liefert mit verdünnten Säuren Dextrin und Zucker.— Die Schleime werden, wie das Gummi, theils technisch theils medicinisch gebraucht.

5. Zucker.

So heisst überhaupt jede süß schmeckende Substanz des organischen Reichs; ja selbst auf gewisse Salze (z. B. das essigsäure Bleioxyd) hat man die Benennung übergetragen, wenn sie einen dem gewöhnlichen Zucker ähnlichen Geschmack haben. In neuerer Zeit ist man aber übereingekommen, nur diejenigen organischen Materien mit „Zucker“ zu bezeichnen, welche der geistigen Gährung fähig sind, nämlich den gemeinen Zucker, Krümelzucker,

Fructzucker, Schleimzucker und Milchzucker; folglich nicht den Mannit, das Glycyrrhizin, das Oelsüss und andere süsse Materien. Wir werden hier zuerst die gährungsfähigen Zuckerarten abhandeln, und dann die übrigen süssen Materien folgen lassen.

Gemeiner Zucker (Rohrzucker, Runkelrübenzucker, Ahornzucker). $C_{12}H_{22}O_{11} = 2187,5$.
(In 100 Theilen: 42,10 C, 6,44 H und 51,46 O).

a. **Entdeckung.** Er war den alten Griechen und Römern nicht unbekannt, sie stellten ihn aber nicht selbst dar, sondern erhielten ihn aus Indien und gebrauchten ihn (wohl seines hohen Preises wegen) nur als Arzneimittel. Auch ferner blieb sein Gebrauch immer nur sehr eingeschränkt und erst nach den Zeiten der Kreuzzüge ward er durch die Venetianer allgemein verbreitet, und kam zuerst nach Cypern, von da nach Sicilien, wo er 1148 in Menge gebaut wurde. 1419 verpflanzte man das Zuckerrohr nach Madeira, von da nach den canarischen Inseln, dann nach Brasilien und in der Mitte des 16. Jahrhunderts nach Westindien.

b. **Vorkommen.** Der gemeine Zucker findet sich vorzugsweise und am reinsten (zu 18 Proc.) im Zuckerrohre, dann (zu 12 Proc.) in den Runkelrüben und im Zuckerahorn, aber auch in sehr vielen andern Gewächsen, doch nicht in der Menge, dass die Darstellung aus diesen praktischen Werth hätte.

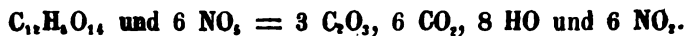
c. **Darstellung.** Aus dem Zuckerrohre besonders in Ost- und in Westindien, aus den Runkelrüben in Europa und aus dem Stamme des Zuckerrohrs in Nordamerika. Das Verfahren besteht wesentlich darin, dass man den frischen Saft, nach vorgängiger Reinigung und Klärung durch Behandeln mit Kalk, Blut, Knochenkohle etc., eingedampft und krystallisirt, wobei zuerst der Rohzucker (auch Moskovade, Cassonade, Thomaszucker, Farinzucker genannt) und eine unkrystallisirbare Mutterlauge, die Melasse gewonnen wird. Durch weitere Behandlung (Raffination) des Rohzuckers, indem man ihn wieder in wenig Wasser löst, die Lösung mit Blut, Knochenkohle kocht, kolirt und eindampft, erhält man die reinern Sorten, welche, wenn sie durch anhaltendes Umrühren der Flüssigkeit in der Krystallisation gestört sind, und nur als weisse krystallinische Massen erscheinen, je nach dem Grade ihrer Reinheit: Lumpenzucker, Melis, Raffinade; wenn sie aber in Folge ruhigen Stehenlassens der Flüssigkeit deutlich ausgebildete Krystalle darstellen,

Candiszucker genannt werden. Bei dieser Reinigung des Rohzuckers erhält man wieder eine unkrystallisirbare Mutterlauge, den gemeinen, schwarzen, oder holländischen Sirup oder Schleimzucker.

d. Eigenschaften. Der vollkommen gereinigte und langsam krystallisirte Zucker bildet ansehnliche farblose, harte, luftbeständige, schiefrhombische Prismen, von 1,60 spec. Gewicht, schmeckt rein und angenehm süß, leuchtet beim Reiben im Dunkeln, schmilzt bei 160° ohne Zersetzung und Gewichtsverlust zu einer farblosen öligen Masse, welche durch rasches Erkalten zu einer durchsichtigen, amorphen Masse erstarrt, die nach längerer Zeit undurchsichtig wird (abstirbt), was auf dem Uebergange des amorphen Zustandes in den krystallinischen beruht. Bei 210–220° färbt sich der geschmolzene Zucker unter Verlust von 2 Aeq. Wasser (10 Proc.) gelbbraun bis schwärzlich, und bildet nun den sogenannten gebrannten Zucker oder Caramel, eine amorphe, an der Luft zerfließliche Masse von bitterlichem Geschmack, welche nicht wieder in den gewöhnlichen Zucker zurückgeführt werden kann, der geistigen Gährung unfähig ist, und in Wasser oder Weingeist gelöst, zum Färben von Liqueuren, Rum etc. gebraucht wird. Erhitzt man den Zucker noch weiter, so blähet er sich auf, liefert brennbare, mit kohlen Säurem Gas gemischte Gasarten, brenzliches Oel, Essigsäure und im Rückstande $\frac{1}{2}$ des Ganzen Kohle, welche bei Luftzutritt vollständig verbrannt.

Der Zucker löst sich schon in $\frac{1}{2}$ seines Gewichtes kaltem Wasser, in heissem in jedem Verhältniss auf; eine bei 110° gesättigte Lösung erstarrt in der Kälte zu einer festen, weissen, krystallinischen Masse, eine kalt gesättigte Lösung besitzt eine dickliche Consistenz und heisst Sirup. Dampft man eine Zuckerlösung rasch bis zu dem Punkte ein, wo eine herausgenommene Probe zu einer festen Masse erstarrt, so erhält man, wie beim vorsichtigen Schmelzen des Zuckers, eine durchsichtige amorphe Masse, die nach und nach wieder krystallinisch wird (Gerstenzucker). Wird die Lösung längere Zeit bei einer ihrem Siedpunkte nahen Temperatur erhalten, so verliert der Zucker die Fähigkeit zu krystallisiren. Bei gewöhnlicher Temperatur bleibt eine Zuckerlösung ziemlich lange unverändert; wird ihr aber Hefe zugesetzt, so geht sie in die geistige Gährung über, doch nicht so schnell als die des Krümelzuckers, es muss sich nämlich erst durch Aufnahme von 1 Aeq. Wasser Krümelzucker bilden. Auch Weingeist löst den Zucker, aber in um so geringerer Menge, je

wasserfreier jener ist. Verdünnte Säuren verändern den Zucker, ohne ihm jedoch die Gährungsfähigkeit zu rauben; sie verwandeln ihn nur in Krümel- und unkrystallisirbaren Zucker. Conc. Schwefelsäure löst den Zucker mit schwarzbrauner Farbe und erzeugt, nach vorgängiger Umwandlung des Zuckers in Krümelzucker, eine eigenthümliche Säure (Zuckerschwefelsäure = $2 C_{11}H_{10}O_{10} + SO_2$). Rauchende Schwefelsäure verkohlt ihn schnell. Kocht man den Zucker längere Zeit mit verdünnter Schwefelsäure oder Salzsäure, so bilden sich Ameisensäure und humusartige Substanzen. Salpetersäure verwandelt den Zucker unter Ausscheidung von 3 Aeq. Wasser und Zuführung von 3 Aeq. Sauerstoff in eine amorphe hygroskopische Säure, Zuckersäure = $C_{11}H_8O_{11}$, welche durch weitere Einwirkung der Salpetersäure in Oxalsäure, Kohlensäure und Wasser zerfällt.



Alkalien verändern den Zucker nur schwierig, er vereinigt sich mit ihnen zu salzartigen Verbindungen, ebenso mit den alkalischen Erden (die er in bedeutender Menge auflöst) und mit Bleioxyd, und diese Verbindungen enthalten bei 100° getrocknet f Aeq. HO weniger als der krystallisirte Zucker; die Kalkverbindung z. B. ist nach der Formel $CaO + C_{11}H_{10}O_{10}$ zusammengesetzt. Mit Kochsalz geht der Zucker eine krystallinische Verbindung ein. Eine mit Kupfervitriol versetzte Zuckerlösung färbt sich auf Zusatz von Kalilauge tief blau ohne Trübung, und bleibt Tage lang unverändert, worauf sich etwas Kupferoxydul abscheidet; in der Hitze scheidet sich erst nach längerem Kochen Kupferoxydul aus.

e. Anwendung. Ist bekannt. — Der sogenannte Würfelzucker, welcher vor einigen Jahren in den Handel gebracht wurde und weniger süß schmeckt als der gewöhnliche Zucker, enthält viel Krümelzucker und färbt sich durch Erhitzen mit Alkalien schwarzbraun.

Krümelzucker (Traubenzucker, Honigzucker, Stärkezucker, Dextrinzucker, Harnzucker). $C_{12}H_{22}O_{11} + 2 HO = 2475,0$. (In 100 Theilen: 36,36 C, 6,06 H, 48,48 O und 9,10 HO. — Der wasserfreie besteht in 100 Theilen aus: 40,00 C, 6,66 H und 53,34 O).

a. Entdeckung. Seine Eigenthümlichkeit wurde zuerst von Lowitz 1792 erkannt.

b. Vorkommen. Er findet sich natürlich in den Weintrauben,

und den meisten übrigen süßen Früchten, in den Wurzeln etc., im Honig, stets von Fruchtzucker begleitet; ferner im Thierreiche in der Leber, im Hühnerei und als Krankheitsprodukt im Harne der Harnruhrkranken.

c. Darstellung. Er bildet sich auch durch Einwirkung von Diastas auf die Stärkmehlarten, von verdünnten Säuren (Schwefelsäure) auf Zellstoff, Stärkmehl, Inulin, Gummi, Rohrzucker, Milchsucker. Um ihn aus dem Traubensaft zu erhalten, sättigt man denselben mit Kreide, kolirt den Niederschlag ab, klärt die Flüssigkeit mit Eiweiss, filtrirt, verdunstet zum Sirup und stellt in die Kälte. Die nach und nach gebildete krystallinische Masse presst man aus und reinigt sie durch Umkrystallisiren. Noch leichter ist die Gewinnung aus Honig; man behandelt recht körnigen Honig in der Kälte mit starken Weingeist, der den Fruchtzucker, aber nur wenig Krümelzucker hinwegnimmt, löst hierauf die rückständige Masse in Wasser, klärt die Lösung mit Eiweiss u. s. w. — Aus dem Stärkmehl bereitet man ihn auf dieselbe Weise, wie beim Dextrin angegeben ist, nur wird die Erhitzung so lange fortgesetzt, bis Alkohol in der Flüssigkeit keinen Niederschlag mehr erzeugt, d. h. bis alles Dextrin sich in Zucker verwandelt hat, worauf man (bei Anwendung von Schwefelsäure) mit kohlen-saurem Kalk oder Baryt sättigt, filtrirt und zum Sirup verdunstet. Aus diesem Sirup scheidet sich oft erst nach sehr langer Zeit der Zucker krystallinisch aus; und war er lange und anhaltend gekocht worden, so erfolgt gar keine Abscheidung von festem Zucker, weil er in unkrystallisirbaren oder sogen. Schleimzucker verwandelt worden ist. Das Produkt kommt daher auch häufig nur in Syrupform im Handel vor und führt den Namen Stärkesirup oder Dextrinsirup.

d. Eigenschaften. Der reine Krümelzucker krystallisirt aus einer weingeistigen Lösung in farblosen, quadratischen harten Tafeln, eine concentrirte wässrige Lösung gerinnt zu einem festen, aus feinen Körnern bestehenden Brei, aus nicht zu concentrirtem Sirup setzt er sich allmählig in Blumenkohl-ähnlichen Anhäufungen ab; er hat ein spec. Gewicht von 1,386, schmeckt weniger süß als Rohrzucker, schmilzt bei 100° und verliert dabei 2 Aeq. Wasser, wird über 140° in Caramel verwandelt, löst sich in 1 1/3 Th. kaltem, in jedem Verhältniss in kochendem Wasser; schwierig in kaltem, bei + 25° in 8 Th. Weingeist von 85% und in 20 Th. absolutem Alkohol. Die wässrige Lösung geht mit Hefe rasch in die geistige Gährung über.

Concentrirte Schwefelsäure bildet mit ihm eine eigenthümliche Verbindung (Seite 557); verdünnte Säuren verändern ihn nicht, Salpetersäure wirkt ebenso, wie auf den Rohrzucker. Alkalien zersetzen ihn leicht unter starker Bräunung und Erzeugung humusartiger Materien. Mit Baryt, Kalk, Bleioxyd, erhält man nur schwierig Verbindungen, leicht dagegen mit Kochsalz. Wird seine wässrige Lösung mit Kupfervitriol und dann mit Kali versetzt, so erhält man eine tief blaue Flüssigkeit, die schon bei gewöhnlicher Temperatur gelbes Kupferoxydulhydrat absetzt, das sich nach und nach in rothes wasserfreies Oxydul umwandelt; beim Erhitzen erfolgt diese Ausscheidung sogleich und die Flüssigkeit entfärbt sich.

e. Anwendung. Besonders zu Wein, Weingeist und andern geistigen Getränken; zu Essig etc.

Fruchtzucker, die in allen süßen Früchten vorkommende gährungsfähige süsse Substanz, unterscheidet sich von den beiden vorhergehenden Zuckerarten vorzüglich dadurch, dass er amorph ist und den polarisirten Lichtstrahl nach Links dreht, während die andern beiden Arten nach Rechts rotiren. Er zerfliesst an der Luft, hat bei 100° getrocknet die Zusammensetzung des wasserfreien Krümelzuckers, auch besitzen seine Verbindungen mit Basen dieselbe Constitution wie die des Krümelzuckers. Mit Kochsalz verbindet er sich ebenfalls und geht dabei in Krümelzucker über. Gegen Kali und Kupfervitriol verhält er sich ganz so wie der Krümelzucker.

Schleimzucker oder Melasse, die braune sirupartige Flüssigkeit, welche man beim Raffiniren des Zuckers erhält, gehört in Bezug auf Unkrystallisirbarkeit zum Fruchtzucker, ist aber ein sehr unreiner Körper, und enthält ausser der amorphen Zuckerart auch noch krystallisirbaren Zucker (dessen Krystallisirbarkeit nur durch fremde Materien verhindert wird), sowie Gummi, Extrativstoff und verschiedene Salze. Er ist ein Produkt der Einwirkung fremder Materien und der Wärme auf den gewöhnlichen Zucker.

Der Honig, die süsse Materie, welche die Bienen aus dem Nektar der Blüthen einsaugen, in ihrem Magen verarbeiten und durch den Mund wieder von sich geben, bildet eine mehr oder weniger gelbweisse bis bräunlichgelbe, dickliche, zähe, körnig-krystallinische Masse von eigenthümlichem, angenehmem, jedoch je nach den Blüthen, von denen er gesammelt war, verschiedenem Geruche, und besteht wesentlich aus Krümelzucker nebst unkrystallisirbarem Zucker (Frucht-

oder Schleimzucker). Ausserdem finden sich darin geringe Antheile von Wachs, Farbstoff, Gummi, Salzen und freier Säure (Aepfelsäure, Milchsäure, Ameisensäure), zuweilen auch Mannit. — Er wird zuweilen durch Beimischung von Mehl verfälscht, was man leicht daran erkennt, dass beim Verdünnen mit Wasser ein starker Absatz entsteht, der durch Jod blau wird.

Milchzucker. $C_{12}H_{22}O_{11} + 2 HO = 2250,0$.

(In 100 Theilen: 40,00 C, 5,55 H, 44,45 O und 10,00 HO).

a. Entdeckung. Bertholdi 1619.

b. Vorkommen. In der Milch des Menschen und der Säugethiere, angeblich auch in den Hühnereiern.

c. Darstellung. Frische Milch wird durch Lab (Kalbsmagen) coagulirt, kolirt, die abgelaufene Flüssigkeit (Molken) mit Eiweiss geklärt und zur Krystallisation verdunstet. Die erhaltenen Anschüsse müssen noch ein- oder zweimal umkrystallisirt und mit Knochenkohle entfärbt werden.

d. Eigenschaften. Er bildet harte, weisse, durchscheinende, rhombische Säulen, gibt ein sandiges Pulver, schmeckt schwach süss, verliert bei 100° noch nichts am Gewichte, aber bei 120—140° entweichen 2 Aeq. Wasser, bei 150° schmilzt er, bräunt und zersetzt sich. Er löst sich in 5—6 Th. kaltem, in 2½ Th. heissem Wasser, nicht in Alkohol und Aether, wird weder von Metallsalzen noch von Gerbestoff gefällt, verwandelt sich durch Kochen mit verdünnter Schwefelsäure in Krümelzucker, liefert mit Salpetersäure Schleimsäure, geht mit Ferment langsam in geistige Gährung über, wobei sich anfangs Milchsäure bildet. Gegen Kali und Kupfervitriol verhält er sich wie der Krümelzucker.

e. Anwendung. In der Medicin.

Anhang zum Zucker.

Süsse Pflanzenstoffe, welche der geistigen Gährung nicht fähig sind.

Mannit (Mannazucker). $C_6H_{12}O_6 = 1512,5$.

(In 100 Theilen: 39,67 C, 7,43 H und 52,90 O).

a. Entdeckung. Bucholz erkannte ihn zu Anfang dieses Jahrhunderts zuerst als eigenthümlich an.

b. Vorkommen. Als Hauptbestandtheil der Manna (einer süs-

sen Ausschwitzung verschiedener Eschenarten im südlichen Europa), findet sich auch in dem ausgeschwitzten Saft mancher Kirsch- und Aepfelbäume, in vielen Pilzen, manchen Wurzeln (Löwenzahn, Sellerie, Quecke), im Splinte der Lärcheantane, in vielen Seegräsern, im weissen Cimmt, u. s. w.

c. Darstellung. Der Mannit bildet sich in geringer Menge bei der geistigen Gährung, vorzüglich aber bei der sogen. schleimigen Gährung unter gleichzeitigem Auftreten von Milchsäure und einer Art Gummi, z. B. in dem Saft der Runkelrüben, gelben Rüben, Zwiebeln (aller natürlich vorkommende Mannit ist ohne Zweifel ein derartiges Zersetzungsprodukt des Zuckers); tritt auch bei der Umwandlung des Stärkmehls in Zucker durch verdünnte Säuren auf. — Am besten erhält man ihn aus der Manna durch Auskochen mit Alkohol, Filtriren und Erkaltenlassen, wobei er grösstentheils heraus krystallisirt.

d. Eigenschaften. Feine weisse seidenglänzende Prismen von schwach süßem Geschmack, schmelzbar bei 166° ohne Gewichtsverlust und Zersetzung, in stärkerer Hitze zersetzbar, leicht löslich in Wasser und kochendem Alkohol, schwer in kaltem Alkohol; die wässrige Lösung gährt nicht mit Hefe, zersetzt sich aber bei Gegenwart einer thierischen Membran und liefert Milchsäure. Der Mannit löst sich in conc. Schwefelsäure unter Erhitzen ohne Färbung auf und bildet damit eine eigenthümliche Säure (Mannitschwefelsäure). Rauchende Salpetersäure verwandelt den Mannit in einen explosiven Körper (Knallmannit), der beim Erhitzen und Schlagen noch stärker explodirt als Knallquecksilber, aber durch Reiben keine Zersetzung erleidet. Verdünnte Salpetersäure erzeugt aus dem Mannit Zuckersäure und Oxalsäure. Kalilauge löst ihn ohne Färbung auf. Gegen Kali und Kupfervitriol verhält er sich wie der Krümelzucker.

e. Anwendung. Für sich keine; aber die Manna, welche über 40 Proc. Mannit, etwa eben soviel gummiartige Substanz, etwas gährungsfähigen Zucker und Wasser enthält, ist ein vielgebrauchtes Purgmittel.

Glycyrrhizin (Süßholzzucker). $C_{26}H_{42}O_{11} + 2HO = 440,0$.

(In 100 Theilen: 61,86 C, 6,25 H, 27,27 O und 5,12 HO).

a. Entdeckung. Robiquet bezeichnete zuerst im Jahre 1810 diesen Stoff als eigenthümlich.

b. Vorkommen. In der Süßholzwurzel; einen ähnlichen oder

damit identischen Stoff hat man in den Blättern von *Abrus precatorius*, in der Engelsüßwurzel, in den Sarcocolla (einer Ausschwitzung der *Penaea mucronata*) und in der Monesia (der Rinde eines unbekanntes Baumes in Brasilien) gefunden.

c. Darstellung. Man setzt zu einem wässrigen Auszuge der Süßholzwurzel Schwefelsäure, filtrirt den dadurch erzeugten Niederschlag (eine Verbindung des Glycyrrhizins mit Schwefelsäure) ab, digerirt ihn mit kohlenurem Baryt und Wasser, wodurch schwefelsaurer Baryt entsteht und das Glycyrrhizin aufgelöst wird, filtrirt und verdunstet das Filtrat zur Trockne. Die Masse wird dann mit Alkohol behandelt und der geistige Auszug eingetrocknet.

d. Eigenschaften. Eine hellgelbe, amorphe, spröde, glänzende Masse von süßem, hintennach kratzend bitterlichem Geschmacke, schmilzt bei 200° unter Verlust von 2 Aeq. Wasser, zersetzt sich in höherer Temperatur und brennt wie Lycopodium, löst sich schwer in kaltem, leichter in heissem Wasser, sowie in Alkohol, wird von Säuren und den meisten Metallsalzen gefällt.

e. Anwendung. Für sich keine, ist aber ein Bestandtheil des bekannten Lakritzen.

Das Glycerin (Oelsüß) wird bei den Fetten abgehandelt.

6. Extraktivstoffe.

Wenn man einen Pflanzentheil mit Wasser oder Weingeist auszieht, so erhält man eine mehr oder weniger gelb bis braun gefärbte Flüssigkeit, welche beim Verdunsten durch den Einfluss der Luft noch dunkler wird und endlich eine steife, massartige Masse hinterlässt, die nur schwierig vollständig auszutrocknen ist, und beim Stehen an der Luft schnell wieder Wasser anzieht und teigig wird. Dieses Produkt führt den allgemeinen Namen Extrakt, und stellt ein Gemenge der verschiedenartigsten organischen Materien und Salze aus der Pflanze dar. Als allgemeine Eigenschaften für die Extrakte lässt sich daher nur angeben: Auflöslichkeit in Wasser und Weingeist, Unlöslichkeit in Aether, Unkrystallisirbarkeit, Nichtflüchtigkeit, Anziehen von Feuchtigkeit und endlich Veränderung ihrer Auflösung an der Luft und durch Wärme. Fragt man nun, gibt es einen Extraktivstoff, d. h. eine bestimmte Substanz, welche den Extrakten ihren wesentlichen Charakter aufdrückt? so muss man darauf entschieden mit Nein antworten. Dagegen findet man gewisse Bestandtheile in

allen Extrakten gemeinschaftlich z. B. Gummi, Zucker, Farbstoffe, Salze etc., eben weil sie sich in Wasser oder Weingeist auflösen und durch diese in die Extrakte gelangen. Andere Materien trifft man nur in gewissen Extrakten, oder, wie auch die vorhin genannten, wenigstens vorwaltend darin, und diese vorherrschenden Bestandtheile sind es, auf welche sich der Ausdruck Extraktivstoff bezieht, in sofern man damit andeuten will, dass gewisse Extrakte dem einen von ihnen ihren spezifischen Charakter (namentlich Geschmack) verdanken und dass sie sich dadurch von andern Extrakten unterscheiden. Schmeckt z. B. ein Extrakt bitter, so sagt man, es enthalte bitteren Extraktivstoff, wobei aber noch die weitere Frage entsteht, welchem der zahlreichen Bitterstoffe das Extrakt seinen Geschmack verdankt. Im ähnlichen Sinne unterscheidet man einen adstringirenden oder gerbenden, gummigen, süßen, kratzenden, scharfen u. s. w. Extraktivstoff. Besitzt das Extrakt eine charakteristische Farbe, so enthält es färbenden; verhält sich ein Theil des Extrakts beim Wiederauflösen nach Art der Harze, so enthält es harzigen Extraktivstoff, u. s. w.

Aus dem Gesagten ergibt sich die Unhaltbarkeit des Begriffs von Extraktivstoff als besonderer Materie. Wenn wir aber die Löslichkeit in Wasser und Weingeist, vermöge deren eine Substanz in ein Extrakt übergehen und Bestandtheil desselben seyn kann, berücksichtigen, so sind wir im Stande, in diese Gruppe eine Anzahl von festen, indifferenten, nicht flüchtigen, stickstofffreien Pflanzenstoffen zu reihen, welche nicht in die bereits abgehandelten, auch nicht in die folgenden Gruppen gebracht werden können.

Absinthiin = $C_{16}H_{11}O_8$, im Wermuth (*Artemisia Absinthium*), ist ein gelbliches Pulver, riecht schwach, unangenehm, bitterlich wermuthartig, schmeckt sehr bitter, löst sich schwer in Wasser (schmilzt unter kochendem), leicht in Alkohol, schwieriger in Aether, auch in Essigsäure, Alkalien, reagirt stark sauer.

Aloëbitter = $C_{21}H_{19}O_{15}$, der wesentliche Bestandtheil der Aloë, des eingetrockneten gelbbraunen glänzenden Safts aus den Blättern verschiedener Arten der Gattung *Aloë*, ist schwierig ganz rein zu erhalten, bildet im reinen Zustande blassgelbe, sternförmig gruppirte Nadeln, schmeckt anfangs etwas süßlich, hinterher aber stark und anhaltend bitter, schmilzt in der Hitze, löst sich wenig in kaltem Wasser und Weingeist, sehr leicht in beiden Flüssigkeiten beim Erwärmen mit blassgelber Farbe, reagirt neutral. Alkalien

geben orangegelbe, nach und nach dunkler werdende Lösungen. Von den Metallsalzen gibt nur das basischessigsäure Bleioxyd einen, in Wasser aber nicht unlöslichen Niederschlag. — Durch Einwirkung von starker Salpetersäure auf das Aloëbitter oder die Aloë erhält man ein stickstoffhaltiges saures Produkt, Chrysammensäure = $C_{11}H_{11}O_{11} + HO$, welches zur Purpurfärbung der Seide gebraucht wird. Diese Säure ist ein grünlichgelbes, sandiges, aus kleinen glänzenden Schuppen bestehendes Pulver, löst sich wenig in Wasser, die Lösung ist purpurroth und schmeckt bitter, leichter löslich in Alkohol, Aether, Säuren und Alkalien.

Cnicin = $C_{11}H_{15}O_{15}$, der Bitterstoff des Cardobenediktenkrauts (*Cnicus benedictus*) und anderer Distelarten, bildet farblose Nadeln, schmilzt in der Hitze, löst sich wenig in Wasser und Aether, leichter in Alkohol, reagirt neutral.

Digitalin, das wirksame Princip des rothen Fingerhuts (*Digitalis purpurea*), bildet ein weisses, schwer in warzigen Massen oder kleinen Schuppen krystallisirendes Pulver, schmeckt sehr bitter, löst sich erst in 2000 Th. kaltem und in 1000 Th. heissem Wasser, leicht in Alkohol, in 300 Th. Aether, reagirt neutral, löst sich in conc. Salzsäure mit gelber Farbe, die bald ins Smaragdgrüne übergeht, wird durch Alkalien zersetzt. Es enthält keinen Stickstoff, seine Zusammensetzung ist aber noch nicht ermittelt.

Gentianin = $C_{11}H_{15}O_5$, in der Wurzel von *Gentiana lutea* und anderer Arten dieser Gattung, bildet lange, gelbe, leichte Nadeln, ist geschmacklos (den Bitterstoff der Gentiana kennt man bis jetzt nur in extraktiver Form), schmilzt in der Hitze und sublimirt z. Th. unzersetzt, löst sich fast gar nicht in kaltem Wasser, mehr in kochendem, sowie in saurem und alkalischem Wasser, auch nur wenig in kaltem Aether, in 500 Th. kaltem und in 100 Th. heissem Alkohol, in Alkalien mit gelber Farbe.

Lupulin. Mit diesem Namen bezeichnet man die kleinen gelben Drüsen, welche an den Schuppen der weiblichen Blüthen des Hopfens (*Humulus Lupulus*) sitzen und wesentlich ätherisches Oel, Harz, Gerbestoff und 8 — 12 Proc. Bitterstoff enthalten. Diese Bestandtheile des Hopfenstaubes gehen z. Th. in das Bier über, und dem Bitterstoffe verdankt das letztere seinen Geschmack. Soweit man den Bitterstoff für sich bis jetzt dargestellt hat, ist er eine gelblich-weiße, rein bitter schmeckende, leicht in Alkohol, schwer in Wasser, nicht in Aether lösliche Materie.

Picrotoxin = $C_{11}H_8O_4$, in den Kokkelskörnern (den Beeren von *Menispermum Cocculus* in Ostindien), bildet weisse Krystalle, schmeckt unerträglich bitter, schmilzt in der Hitze, löst sich in 150 Th. kaltem und in 25 Th. kochendem Wasser, in 10 Th. kaltem und in gleichen Th. kochendem Alkohol, in $2\frac{1}{2}$ Th. Aether, reagirt neutral, löst sich auch in Alkalien leicht, in Säuren leichter als in Wasser. Es wirkt Schwindel-erregend und in grössern Gaben tödtlich. Dem Biere setzt man betrügerischer Weise zuweilen Kokkelskörner hinzu, um es berauscher zu machen.

Salicin = $C_{12}H_{16}O_{11}$, in der Rinde und den Blättern der verschiedenen Arten der Weide (*Salix*) und Pappel (*Populus*), krystallisirt in kleinen weissen Nadeln und Blättchen, schmeckt sehr bitter, weiderindenartig, schmilzt bei 120° , löst sich in 22 Th. kaltem, aber schon in $\frac{1}{2}$ Th. heissem Wasser, in 30 Th. kaltem und in 3 Th. heissem Alkohol, nicht in Aether und fetten Oelen, reagirt neutral. In conc. Schwefelsäure löst es sich mit blutrother Farbe. Salzsäure und verdünnte Schwefelsäure verwandeln es in ein weisses, geschmackloses, schmelzbares, in Wasser unlösliches, in Alkohol, Aether, Alkalien und Säuren lösliches Pulver (Saliretin = $C_{11}H_8O_7$), während gleichzeitig Traubenzucker auftritt. Mit Mandelemulsin in Berührung zerfällt das Salicin in Zucker und einen farblosen krystallinischen, in 15 Th. kaltem Wasser, noch leichter in Alkohol und Aether löslichen Körper (Saligenin = $C_{11}H_{14}O_7$), welcher durch verdünnte Säuren, sowie beim Erhitzen über seinen Schmelzpunkt unter Wasserverlust in Saliretin übergeht. Setzt man zu der Formel des Salicins 2 Aeq. HO, so hat man die Elemente von 1 Aeq. Traubenzucker = $C_{12}H_{22}O_{11}$ und 1 Aeq. Saligenin. — Das Salicin wird in der Medicin gebraucht.

Phlorrhizin = $C_{21}H_{32}O_{12}$, in der Wurzelrinde der Aepfel-, Birn-, Kirsch- und Zwetschenbäume, angeblich auch in der des Orangenbaumes, hat viel Aehnlichkeit mit dem Salicin, krystallisirt ebenfalls in feinen, weissen, seidenglänzenden Nadeln, schmeckt bitter, schwach zusammensiehend, verliert bei 100° 2 Aeq. Wasser, schmilzt bei 108° , löst sich in 1000 Th. kaltem Wasser, in jedem Verhältniss in siedendem, leicht in Alkohol, wenig in Aether, reagirt neutral; ist auch in Alkalien löslich. Gegen Säuren verhält es sich wie das Salicin.

Populin = $C_{10}H_{16}O_{10}$, in der Rinde und den Blättern der Pappelarten (*Populus*), begleitet von Salicin, bildet weisse zarte Nadeln

von reizend süßem, dem Süssholz ähnlichen Geschmack, löslich in 1000 Th. kaltem, 70 Th. heissem Wasser, leicht in Alkohol, auch in Säuren, woraus es durch Wasser wieder gefällt wird. Concentr. Schwefelsäure färbt dasselbe, wie das Salicin und Phlorrhizin, roth; durch Einwirkung verdünnter Säuren zerfällt es in Benzoësäure, Saliretin und Zucker, durch Einwirkung von Barytwasser liefert es Salicin und Benzoësäure.

Saponin = $C_{16}H_{32}O_8$, findet sich in der gemeinen Seifenwurzel (*Saponaria officinalis*), der levantischen Seifenwurzel (*Gypsophila Struthium*), in der Frucht der Roskastanie und in verschiedenen andern Rinden und Früchten. Ein weisser unkrystallisirbarer, leicht zerreiblicher Körper, von anfangs süßlichem, dann anhaltend scharfem, stechend-kratzendem Geschmacke, erregt Niesen, löst sich leicht in Wasser, reagirt neutral, die Lösung schäumt stark beim Schütteln; Alkohol nimmt nur wenig, Aether nichts auf. Säuren zersetzen es.

Schillerstoff (Aesculin) = $C_8H_8O_6$, ein in vielen Pflanzen, z. B. der Rinde der Roskastanie, dem Quassiaholze vorkommender Körper, der den Auszügen derselben die Eigenschaft ertheilt, bei auffallendem Lichte blau zu erscheinen; ist ein weisses lockeres aus sehr feinen Nadeln bestehendes Pulver von bitterlichem Geschmacke, löst sich in 600 Th. kaltem, aber schon in 13 Th. heissem Wasser, in 24 Th. heissem Alkohol, spurweise in Aether, reagirt sauer. Säuren vernichten die Eigenschaft der Lösung zu schillern, Alkalien stellen sie wieder her.

7. Farbestoffe.

Farbestoff ist eigentlich alles, was in seinem natürlichen Zustande gefärbt erscheint; speciell versteht man aber darunter nur solche Substanzen, welche fähig sind, andern Körpern ihre Farbe mitzutheilen. Die hieher gehörenden organischen Stoffe kommen grösstentheils im Pflanzenreiche, seltener im Thierreiche fertig gebildet vor, oder entstehen wie z. B. der Indigo, der Lackmus, aus ungefärbten Materien durch chemische Processe. Sie sind roth, gelb, blau, selten grün etc., meist krystallisirbar, theils saurer Natur, theils neutral, und bestehen fast sämmtlich aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff; nur ein paar enthalten auch noch Stickstoff z. B.

der Indigo. Die meisten sind nicht flüchtig, nur wenige lassen sich sublimiren. *)

Durch die Einwirkung des Lichts werden fast alle organischen Farbstoffe zerstört, doch in sehr verschiedenem Grade, manche sehr schnell, wieder andere langsamer, wenige widerstehen dem Lichte sehr lange. Chlor zerstört alle Farbstoffe ziemlich rasch; durch schwefelige Säure verschwinden ebenfalls die meisten Farben, vorzüglich die blauen, rothen und grünen, doch werden sie dadurch in der Regel nicht zerstört, sondern verbinden sich mit jener Säure und erscheinen wieder, wenn die Verbindung mit einer stärkern Säure in Berührung kommt (s. die Artikel Chlor und schwefelige Säure). Aehnlich wie das Chlor wirkt auch die concentrirte Salpetersäure zerstörend auf alle Farben.

Alle Farbstoffe verbinden sich mit Metalloxyden in bestimmten Verhältnissen. Dieses Verhalten gibt uns ein Mittel an die Hand, die meisten auf die Weise rein darzustellen, dass man den wässrigen oder weingeistigen Pflanzenauszug mit Bleioxydhydrat schüttelt, die dadurch entstandene Verbindung des Bleioxyds mit dem Farbstoffe auswäscht, in Wasser vertheilt, und mit Schwefelwasserstoff zersetzt. Dadurch entsteht Schwefelblei, und der Farbstoff löst sich auf, wenn er in Wasser löslich ist; oder er bleibt dem Schwefelblei beigemengt, und kann dann durch Behandeln des Niederschlags mit Alkohol aufgelöst werden. Beim Abdampfen der wässrigen oder geistigen Lösung bleibt der Farbstoff zurück. — Die Verbindungen der Farbstoffe mit Metalloxyden, welche zum Zwecke der Malerei etc. fabrikmässig dargestellt werden, heissen Lacke oder Lackfarben. Am bekanntesten sind die, welche Alaunerde, Zinnoxid oder Bleioxyd zur Basis haben, und die man erhält, wenn man die betreffenden Pflanzentheile (Farbhölzer etc.) mit Wasser oder schwacher Alkalilösung auszieht, im erstern Falle nachträglich Alkali zufügt und die Flüssigkeiten mit Alaun-, Zinnchlorür- oder Bleizuckerlösung fällt.

Einige Farbstoffe gehen eine eigenthümliche Verbindung mit der Pflanzen- oder Thierfaser ein; die Faser entzieht diese Farbe-

*) Da wir uns in dem Abschnitte „stickstofffreie, nicht flüchtige indifferenten Stoffe“ befinden, so gehören die sauren, sowie die stickstoffhaltigen und die sublimirbaren Farbstoffe eigentlich nicht hieher. Wir müssen aber hier die strenge Ordnung des Systems verlassen und der natürlichen Gruppierung ein Opfer bringen.

stoffe ihren Lösungen und färbt sich. Solche Farbstoffe heissen, weil sie auf dem Zeuge (der Faser) ohne weitere Beihilfe und Vorbereitung haften, *substantive*. Beim Indigo erreicht man diesen Zweck dadurch, dass man (auf die beim Indigo beschriebene Weise) eine alkalische Lösung von farblosem Indigo herstellt, die Zeuge damit trinkt und hierauf der Luft aussetzt; der mit dem Zeuge verbundene farblose Indigo verwandelt sich durch den Sauerstoff in blauen, welcher in Wasser, verdünnten Säuren, Alkalien unlöslich ist. Die Thierfaser (Wolle etc.) ist vor der Pflanzenfaser noch durch ihre Verwandtschaft zu manchen Säuren (z. B. Indigoblauchwefelsäure) ausgezeichnet, welche sie aus der wässrigen Lösung derselben aufnimmt. — Die meisten Farbstoffe verbinden sich aber nicht unmittelbar mit der Faser, sondern die Färbung der letztern wird durch einen Stoff (Beitzmittel) vermittelt, welcher sowohl zu der Faser als auch zu dem Farbstoffe Verwandtschaft besitzt, und mit beiden unlösliche Verbindungen eingeht. Solche Farbstoffe heissen *adjective*. Als Beitzmittel bedient man sich dabei am häufigsten der essigsauren Alaunerde, auch des Zinnchlorürs, Bleizuckers u. a. m., welche aufgelöst in Berührung mit der Faser in saure gelöstbleibende und basische, mit der Faser sich vereinigende Salze zerfallen (s. Pflanzenfaser). Kommt nun mit der so vorbereiteten (gebeitzten) Faser der Farbstoff zusammen, so entstehen Lackfarben, welche fest am Zeuge haften, und, weil sie in Wasser unlöslich sind, sich nicht wegwaschen lassen. Die schon fixirte Farbe erhält häufig durch Behandlung des gefärbten Zeugs, z. B. mit einer Auflösung von Weinstein säure, ein lebhafteres Ansehen, was man das Schöne nennt.

Die Eintheilung der Farben in ächte, unächte und Modifarben gründet sich auf die Beständigkeit derselben. Die ächten widerstehen der Einwirkung des Lichts, der Luft, des Wassers, Alkohols, der verdünnten Säuren und der Seife (z. B. Indigo, Krapproth), während die unächten durch jene Agentien mehr oder minder zerstört werden, z. B. der Farbstoff des Brasilienholzes. Modifarben sind solche, welche nicht in die Zeuge eindringen, sondern nur auf denselben austrocknen, und sich daher anwaschen lassen.

Am besten theilt man die Farbstoffe nach den verschiedenen Hauptfarben (roth, gelb, blau), welche sie reflektiren, ein; in dieser Reihenfolge wollen wir daher jetzt die wichtigsten Farbstoffe betrachten.

Rothe Farbstoffe.

Alkannaroth = $C_{15}H_{10}O_2$, in der Wurzel der *Anchusa tinctoria*, wird durch Ausziehen derselben mit Alkohol, den man mit ein wenig Salzsäure versetzt hat (um das vorhandene freie Ammoniak zu sättigen, welches beim nachherigen Abdampfen den Farbstoff zerstören würde), Verdunsten des Auszugs zur Trockne, Behandeln der Masse mit Aether und Abdampfen der ätherischen Lösung erhalten. Der Farbstoff ist dunkelroth, harzartig, geruch- und geschmacklos, luftbeständig, unlöslich in Wasser, leicht löslich in Alkohol, Aether, fetten und ätherischen Oelen mit rother Farbe, die Lösungen reagiren neutral und werden durch Alkalien blau. Zinnchlorür schlägt ihn karmoisinroth, Bleizucker blau, Quecksilberchlorid fleischroth, Eisenvitriol violett nieder. — Dient zum Rothfärben der Baumwolle, Leinwand, Seide und Wolle; das geeignete Beitzmittel ist die essigsaure Alaunerde.

Blattroth, in den zur Herbstzeit rothgefärbten Stängelblättern von *Cissus hederacea* u. a. Pflanzen, löst sich in Wasser und Weingeist, wird durch Bleizucker grün gefällt, durch Alaun grüngelb, durch Alkalien rein grün gefärbt; ist nicht haltbar, wird daher auch nicht benutzt.

Blumenroth. Ueber diesen Farbstoff wissen wir noch fast gar nichts; in vielen Fällen ist das Blumenroth ein durch Säuren geröthetes Blau.

Brasilin, der rothe Farbstoff des Brasilien- und Fernambukholzes, zweier einander sehr ähnlicher, gerbestoffreicher Farbhölzer aus der Gattung *Caesalpinia*, bildet im reinen Zustande kleine rothe Krystalle, die bei anhängender Säure in's Gelbe spielen, löst sich in Wasser, Alkohol, Aether; Alkalien machen die rothen Lösungen violett, Säuren dieselben gelb, welch' letztere Reaction man zum Färben von Seide und Wolle benutzt. Die Abkochung der Hölzer (worin auch der Gerbestoff) wird von Ammoniak und Alaun purpurn, von kohlenstoffsaurem Kali und Alaun karmoisinroth, von Zinnchlorür rosenroth, von Bleizucker dunkelroth, von Eisenvitriol violett, von Kupfervitriol schwärzlich, von Quecksilberchlorid sowie von Zinkvitriol unbedeutend braun gefällt. — Zum Färben mit diesen Hölzern beitzt man die Stoffe vorher mit Alaun und Weinstein an.

Das Brasilien- und Fernambukholz dient auch häufig zur Bereitung der rothen Tinte; schöner erhält man dieselbe aber mittelst der Cochenille (siehe weiter unten).

Den Kugellack bereitet man durch Ausziehen des Fernambukholzes mit einer verdünnten Alaunklösung, Niederschlagen der Flüssigkeit mit kohlen saurem Kali und Formen des ausgewaschenen Präcipitats zu Kugeln.

Campecheholz s. Haematoxylin.

Carotin = $C_{40}H_{56}$, der rothe Farbstoff in der gelben Möhre (*Daucus Carota*), bildet dunkelrothe Krystalle, riecht schwach, angenehm, löst sich nicht in Wasser, Alkalien, wenig in Alkohol, Aether, schmilzt bei 168° , wird aber dadurch harzartig und löst sich nun leicht in Alkohol und Aether. — Wird für sich nicht benutzt.

Carthamin = $C_{14}H_{16}O_6$, der rothe Farbstoff des Saflors (*Carthamus tinctorius*). Diese Blüten enthalten auch einen gelben Farbstoff, der aber werthlos ist, und durch Digestion derselben mit essigsäurehaltigem Wasser entfernt wird; man zieht dann den rothen Farbstoff mit einer verdünnten Sodalösung aus und fällt ihn mit reiner Citronensäure. Das Carthamin erscheint als schönes dunkelrothes Pulver, oder, wenn es auf Tellern langsam ausgetrocknet worden ist, als dünne Blättchen von grünlichgelbem Metallglanz (*Rouge d'assiette*), löst sich fast gar nicht in Wasser, verdünnten Säuren und Oelen, gar nicht in Aether, leichter in Alkohol, reagirt neutral, die Lösung verändert sich in der Hitze bald und wird gelblich. Alkalien lösen es mit gelber Farbe und wirken allmählig zersetzend ein. Zinnchlorür fällt das Carthamin karminroth, Bleizucker dunkel cinnoberroth, salpetersaures Silberoxyd schön karmoisinroth, Kupfervitriol braunroth, salpetersaures Eisen braun in's Violette. — Der Saflor dient zum Rothfärben, ist aber gegen Alkalien und folglich auch gegen Seife wenig dauerhaft. Mit Talkpulver gemengt wird das Carthamin als Schminke benutzt, und heisst dann *Rouge vegetal*.

Drachenblut, ein rother harziger Ausfluss verschiedener Gewächse, nämlich *Calamus Rotang* u. a. Arten dieser Gattung in Ostindien, *Pterocarpus Draco* in Westindien, *Dracaena Draco* auf den kanarischen Inseln, ist dunkelrothbraun, spröde, als Pulver karmoisinroth, geruch- und geschmacklos, löst sich leicht in Alkohol mit rother Farbe, auch mehr oder weniger vollständig in Aether, Oelen und Alkalien, schmilzt bei 210° und zersetzt sich in höherer Temperatur. Das reine Harz besteht aus $C_{40}H_{56}O_6$. — Es dient zum Färben der Firnisse, zu Zahntincturen und Zahnpulvern, zum Rothfärben des Marmors etc.

Haematoxylin = $C_{16}H_{14}O_6 + 8HO$, nebst viel Gerbestoff in dem

Campeche- oder Blauholz von *Haematoxylon campechianum* (der Name Blauholz bezieht sich nur auf die blauen Verbindungen, welche das Haematoxylin und der Gerbestoff mit mehreren Basen eingeht und die zum Blaufärben dienen; das Holz selbst ist etwas dunkler roth als das Brasilienholz), ist an und für sich kein Farbstoff, sondern die damit entstehenden schönen Farben werden erst unter dem gleichzeitigen Einflusse stärkerer Basen, besonders der Alkalien, und des Sauerstoffs der Luft hervorgebracht. Zu seiner Darstellung zieht man das wässrige Extrakt mit Aether aus, verdunstet den Auszug zum Sirup, vermischt denselben mit Wasser und überlässt ihn der Ruhe. Das Haematoxylin krystallisirt in blassgelben, durchsichtigen Prismen, schmeckt stark süßholzartig (nicht zusammenziehend oder bitter), schmilzt in der Wärme, verliert bei 100—120° sein Wasser, verkohlt in höherer Temperatur, löst sich wenig in kaltem Wasser, reichlich und mit gelber Farbe in heissem Wasser, die Lösung färbt sich an der Luft allmählig roth, und liefert dann beim Abdampfen röthliche Krystalle. Aether, Alkohol und verdünnte Säuren lösen es gleichfalls auf. Die Verbindungen des Haematoxylin mit den Alkalien sind löslich, die der alkalischen Erden, reinen Erden und Metalloxyde sind unlöslich, und sie zeigen violette, purpurne und blaue Farben auf Seide und andern Stoffen. Die Abkochung des Campecheholzes, welche auch den Gerbestoff enthält, ist roth ins Purpurfarbige spielend, wird durch Stehen gelblich und endlich schwarz, durch Alkalien purpurn oder violett gefärbt, durch Alaun violett, durch Alaun und Weinstein schön rothbraun, durch Eisen- und Kupfervitriol blauschwarz, durch Bleizucker röthlich schwarz, durch Zinnchlorür purpurn gefällt.

Vom Indigo sind die blauen Farben, welche man mittelst Campecheholz bereitet, leicht dadurch zu unterscheiden, dass sie durch Schwefelsäure sogleich geröthet werden.

Setzt man zu einer Abkochung des Campecheholzes, aus 1 % Holz und 8 % Wasser bereitet, 1—2 Quentchen neutrales chromsaures Kali, so nimmt sie in gelinder Wärme sehr bald eine tief-schwarzblaue Farbe an, und kann dann als schwarze Tinte benutzt werden, lässt sich aber nicht sehr lange aufbewahren, wird dick und endlich schmutzig grünlich.

Krapproth in der Wurzel der *Rubia tinctorum*. Der Krapp (mit welchem Namen man die gemahlene Wurzel dieser Pflanze bezeichnet) enthält einen rothen, sehr dauerhaften Farbstoff, Krapp-

roth oder Alizarin = $C_{10}H_2O_4 + 4 HO$ genannt, der aber in der frischen Wurzel nicht fertig gebildet ist, sondern erst durch einen Gährungsprozess aus einem gelben, amorphen, bittern in Wasser leicht löslichen Stoffe, Xanthin oder Rubian = $C_{15}H_{14}O_{10}$, welcher dabei in Alizarin und Traubenzucker zerfällt, entsteht. Daher erklärt sich die bekannte Erfahrung, dass alter Krapp besser färbt als neuer. Wenn man den Krapp mit Wasser auskocht und die Abkochung mit Schwefelsäure versetzt, so erhält man einen Niederschlag, der allen Farbstoff der Wurzel einschliesst. Man wäscht ihn mit Wasser und kocht ihn mit einer conc. Lösung von salzsaurer Alaunerde, wodurch der rothe Farbstoff sich löst und dunkelbraune Substanzen gefällt werden. Salzsäure fällt aus der Solution den Farbstoff in feurig rothen Flocken. Einfacher ist folgende Bereitungsmethode. Der Krapp wird mit concentrirter Schwefelsäure behandelt, wodurch verschiedene Stoffe der Wurzel zerstört und gelöst werden, der rothe Farbstoff aber keine Veränderung erleidet; man wäscht dann die schwarzrothe Masse (Garanein genannt) mit Wasser, trocknet sie und erhitzt sie vorsichtig. Das Alizarin sublimirt dabei in langen glänzenden rothen Nadeln, welche geruch- und geschmacklos sind, löst sich in Wasser nur wenig, leicht in Alkohol und Aether mit gelber Farbe, und krystallisirt aus diesen Lösungen in musivgoldähnlichen, wasserhaltigen Schuppen, die bei 100° ihr Wasser wieder verlieren und roth werden. Concentrirte Schwefelsäure löst es ohne Zersetzung und Wasser schlägt es aus dieser Lösung unverändert nieder. In verdünnten Alkalien löst sich das Alizarin mit schöner Purpurfarbe; die Lösung reflectirt das Licht blau. Mit Kalk- und Barytsalzen entstehen blaue Niederschläge. Alaun fällt die ammoniakalische Solution in rothen Flocken.

Eine Modifikation des Alizarins ist das Purpurin = $C_{11}H_2O_4 + HO$, welches neben jenem vorkommt und daraus beim Liegen der Wurzel unter Abscheidung von Kohlenstoff und Entwicklung von Kohlensäure zu entstehen scheint. Es krystallisirt wasserfrei ebenfalls in rothen, wasserhaltig in orangegelben Nadeln, löst sich in Wasser leichter als das Alizarin und mit hellrother Farbe, ebenso in Alkohol und Aether, concentrirter Schwefelsäure; seine Lösungen in Alkalien reflectiren das Licht nicht blau; es löst sich nicht in kalter Sodalösung, gibt mit alkalischen Erden und Bleioxyd purpurrothe Niederschläge, und färbt noch schöner roth als das Alizarin.

Die seitherigen, zahlreichen Analysen des Krapps lassen übrigens

in Bezug auf seine chemische Natur noch manches zu wünschen übrig.

Das Krapproth ist eine der ächtesten Farben, und widersteht dem Einflusse von Licht, Luft, Feuchtigkeit Säuren und Alkalien sehr kräftig. Das Färben damit erfordert aber in vielfacher Beziehung Sorgfalt und Aufmerksamkeit; man verfährt dabei kürzlich folgendermaassen: Der Stoff, z. B. Baumwolle, wird zuerst mit einer Beitze behandelt, welche aus einer sehr verdünnten Potaschen- oder Soda-lösung besteht, und zu welcher soviel Baumöl und etwas Kuh- oder Schafmist gefügt worden ist, dass die Flüssigkeit eine milchähnliche Beschaffenheit besitzt. (Der Zusatz des Kuh- oder Schafmists lässt sich nach den Erfahrungen der Färber nicht umgehen, über seine Wirkungsweise weiss man jedoch wenig oder nichts; man glaubt, er diene vermöge seiner phosphorsauren Salze dazu, die Alaunerde des später hinzukommenden Alauns in phosphorsaure Alaunerde zu verwandeln, und der Krappfarbstoff verbinde sich hernach mit der Alaunerde). Das mit Oel möglichst getränkte Zeug wird getrocknet, und das ihm anhängende, nicht gebundene Oel durch Potaschenlauge entfernt. Dieses Trocknen und Auslaugen muss mehrmals wiederholt werden. Dann digerirt man das Zeug in einer gerbestoffhaltigen Abkochung, welche aus Galläpfeln, Sumach oder Eichenrinde dargestellt worden ist. Hierauf wird in einer Alaunlauge gesotten, und es hat sich auf diese Weise auf dem Zeuge, welches eine nankinggelbe Farbe angenommen, eine Verbindung von Fett, Gerbestoff und Alaunerde erzeugt. Endlich wird in einer Krappbrühe ausgefärbt, und zuletzt in einer schwachen, mit Seife versetzten Potaschenlauge gekocht, oder wie der betreffende Kunstausdruck ist, geschönt. — Reine Krappfarben erhalten durch Kupferbeizen eine ächte Purpurfarbe.

Der Krapplack wird auf die Weise bereitet, dass man den Krapp erst mit kaltem Wasser mehrere Male auszieht, um extraktive und andere werthlose Materien zu entfernen, dann mit Alaunlösung im Wasserbade digerirt und die filtrirte rothe Flüssigkeit mit kohlen-saurem Kali niederschlägt.

Orseille heisst eine rothe Farbe, welche aus verschiedenen Flechten, besonders der Gattungen *Rocella*, *Parmelia*, *Variolaria*, *Lecanora* bereitet wird, aber nicht schon darin präexistirt, sondern erst durch einen chemischen Prozess erzeugt wird. Der wichtigste Bestandtheil dieser Flechten, aus dem der rothe Farbstoff entsteht, heisst Erythrin oder Erythrinsäure = $C_3H_5O_5$, und ist ein

weisser, nadelförmig krystallisirender, geruch- und geschmackloser Körper, sehr schwer löslich in Wasser, leichter löslich in Alkohol und Aether, reagirt sauer. In einigen dieser Flechten findet sich eine andere, ähnliche Säure, Lecanorin oder Lecanorsäure = $C_{11}H_8O_6$, die ebenfalls die Grundlage des rothen Farbstoffs ist. Behandelt man diese Säuren mit Alkalien, so zerlegen sie sich in Kohlensäure und Orcin = $C_{11}H_{11}O_7$. Das Orcin bildet farblose, eckelhaft süß schmeckende, in Wasser und Weingeist lösliche, in Aether unlösliche Krystalle. Es färbt sich, wie die beiden vorher genannten Säuren durch Einwirkung von Alkalien und Luft roth und dieses rothe Produkt heisst Erythrinroth (Flechtenroth, Orcëin) = $C_{11}H_9NO_7$. Es löst sich nicht in Aether, etwas in Wasser, reichlich in Alkohol mit karmoisinrother Farbe, in Alkalien mit prächtig violetter Farbe, und Säuren schlagen es aus dieser Lösung purpurroth nieder.

Auf dieser Umwandlung der genannten Körper in Erythrinroth beruht die Darstellung der Orseille. Die getrockneten und gemahlene Flechten werden nämlich mit faulem Urin, zu dem man mitunter noch Kalk setzt, angefeuchtet, mehrere Wochen lang der Luft ausgesetzt; die Masse nimmt dabei allmählig eine tief purpurrothe Farbe an, und wenn dieser Zeitpunkt eingetreten ist, bringt man sie in mehr oder weniger steifem Zustande oder auch ganz trocken in den Handel. (Durch längere Einwirkung des faulen Urins geht die rothe Farbe in blau über, siehe Lackmus).

Die Orseille gibt in geringer Menge an Wasser, reichlich an Alkohol, Ammoniak ihren Farbstoff ab; Säuren machen die Farbe hochroth, Alkalien dieselbe violett, Alaun und Metallsalze geben rothe Niederschläge von verschiedener Nüance. Die Orseille findet in der Färberei weniger zum Rothfärben, als um gewisse Farbenscheine wie Violett etc. hervorzubringen, Anwendung; geeignete Beitzmittel dabei sind Zinchlorür, Weinstein und Alaun. Da ihr Farbstoff für sich wenig beständig ist, so wendet man sie am besten nur in Verbindung mit andern, dauerhaftern Pigmenten an.

Safflor s. Carthamin.

Santalsäure = $C_{30}H_{18}O_8 + HO$, der rothe Farbstoff des Sandelholzes von *Pterocarpus santalinus* in Ostindien, ist eine dunkelrothe harzartige, geschmacklose Substanz, unlöslich in Wasser, leicht löslich in Alkohol, Aether, Alkalien, Essigsäure, Lavendel- und Rosmarinöl; die geistige Lösung wird von Zinnchlorür purpurn, von Bleizucker violett, von Eisenvitriol ebenfalls violett, von Quecksilber-

chlorid scharlachroth gefärbt. — Das Sandelholz dient zum Rothfärben grober wollener Zeuge, welche vorher mit Alaun gebeizt sind. Mit Galläpfeln oder Sumach färbt es braun, mit Galläpfeln, Gelbholz und Krapp bringt es eine Holzfarbe hervor.

An die vorstehend beschriebenen rothen Farbstoffe aus dem Pflanzenreiche schliessen sich noch einige rein thierische, nämlich:

Blutroth (Haematin) = $C_{12}H_{12}N_2O_6F$, der rothe Farbstoff des Blutes. Man erhält es, wenn man geschlagenes Blut durch Zusatz von verdünnter Schwefelsäure coagulirt, das braune Coagulum mit Alkohol anrührt, auspresst, dann mit durch Schwefelsäure angesäuertem Alkohol auskocht, filtrirt, das Filtrat mit Ammoniak übersättigt, wieder filtrirt und dieses Filtrat zur Trockne verdunstet. Die braune Masse wird nun durch Behandlung mit Wasser, Weingeist und Aether von allen darin löslichen Theilen befreit, wieder in ammoniakhaltigem Weingeist gelöst, die Lösung filtrirt und zur Trockne gebracht. Es ist geruch- und geschmacklos, braun, von der Farbe des Schnupftabaks, in Stücken von Metallglanz, in Wasser, Alkohol, Aether und Terpenthinöl unlöslich, in Alkalien mit blutrother Farbe löslich; Alkohol, welcher eine Mineralsäure enthält, löst es mit braunrother Farbe. Es enthält gegen 7 Pc. Eisen, welches sich darin in nicht oxydirtem Zustande befindet. Durch Behandeln mit kalter concentrirter Schwefelsäure wird es von seinem Eisengehalte befreit, ohne dass dabei seine Farbe eine Veränderung erleidet. — Anwendung findet dasselbe nicht.

Carminsäure = $C_{22}H_{14}O_{16}$, der rothe Farbstoff der Cochenille (*Coccus Cacti*), eines in Mexiko einheimischen Insekts, wird bereitet, indem man die zerriebene Cochenille mit Wasser auskocht, die Flüssigkeit mit Bleizucker fällt, den Niederschlag mit Schwefelwasserstoff zersetzt, die vom Niederschlage getrennte Flüssigkeit zur Trockne bringt, die trockne Masse in Alkohol aufnimmt und die alkoholische Solution verdunstet. Eine purpurrothe zerreibliche Masse, als Pulver schön roth, löst sich in jedem Verhältniss in Wasser und in Alkohol, nicht in Aether, auch unzersetzt in conc. Schwefelsäure und Salzsäure, reagirt schwach sauer, lässt sich bis 136° ohne Zersetzung erhitzen; Alkalien färben die wässrige Lösung purpurn, alkalische Erden fällen dieselbe purpurn, Alaun gibt keinen Niederschlag, aber bei Gegenwart von Ammoniak einen schönen rothen Lack. Zinnchloride geben nur tief rothe Färbungen, die meisten andern Metallsalze rothe Fällungen.

Die Cochenille findet sowohl als Malerfarbe, als auch zum Färben von Seide und Wolle Anwendung; man bedient sich hierzu ihrer Abkochung, und das Scharlachfärben besteht in 2 Arbeiten dem Ansieden und Röthen. Bei ersterer Operation wird eine geringe Menge Cochenille, zu welcher Weinstein und Zinnchlorür als Beitzmittel gefügt worden sind, angewandt; das so erhaltene fleischfarbene Tuch wird nun in dem Rothbade, zu welchem eine bedeutend grössere Menge Cochenille nebst einem um über das Doppelte vermehrten Verhältniss von Zinnchlorür genommen wird, gesotten.

Aus der Cochenille bereitet man zwei Lackfarben, den Carmin und den Florentinerlack.

Zur Darstellung des Carmins kocht man 8 Loth gepulverte Cochenille mit 12 ℔ Wasser, kolirt und filtrirt nöthigenfalls, erhitzt die klare Flüssigkeit abermals, setzt zwei Quentchen Alaun hinzu, lässt einige Male aufwallen und stellt dann in die Ruhe. Nach einigen Tagen hat sich der Carmin abgeschieden. Statt des Alauns kann man auch die Abkochung der Cochenille mit Zinnchlorür fällen. Der Carmin muss eine feurig-hochrothe Farbe haben und sich in Ammoniakliquor vollständig auflösen.

Den Florentinerlack erhält man aus derjenigen Cochenille-Abkochung, aus welcher mittelst Alaun der Carmin bereits niedergeschlagen ist; bei der Behandlung mit Alaun bleibt nämlich noch ein bedeutender Antheil Farbestoff aufgelöst, der nur auf Zusatz von kohlen saurem Kali herausfällt. Der Niederschlag wird vor dem Trocknen in kleine, ein paar Linien hohe Kegel geformt.

Endlich erhält man mittelst Cochenille auch die beste rothe Tinte, wozu wir die nachfolgende Vorschrift geben. 1½ Loth gepulverte Cochenille, 3 Loth kohlen saures Kali und 32 Loth Wasser werden zwei Tage hindurch in einer Porcellanschale macerirt, dann setzt man 9 Loth gepulverten gereinigten Weinstein und ¾ Loth Alaun hinzu, erhitzt die Flüssigkeit so lange, bis alle Kohlensäure entwichen ist, filtrirt und wäscht den Inhalt des Filters mit 3 Loth Wasser nach. Der ganzen Flüssigkeit werden dann noch, um das Verderben zu verhüten, 2 Loth Alkohol zugesetzt. Nach der Grösse des Verbrauchs löst man in 32 Loth dieser rothen Flüssigkeit 1½ Loth arabisches Gummi auf. — Ohne Gummizusatz lässt sich die rothe Flüssigkeit zum Färben von Liqueuren etc. sehr zweckmässig verwenden.

Lackroth, der rothe Farbstoff des *Coccus Lacca*, eines in

Ostindien einheimischen Insekts, wird aus dem sog. Gummilack gewonnen. Das Insekt, welches auf einer Art Feigenbaum lebt, bohrt nämlich die dünnern Zweige an, um seine Eier hineinzulegen und veranlasst dadurch einen reichlichen Ausfluss eines milchigen Saftes, der nach und nach erstarrend die Zweige inkrustirt und dabei die festsitzenden Thiere mit einschliesst. Die mit der sie umgebenden rothen, harzigen, 1—2 Linien dicken Kruste abgebrochenen Zweige kommen im Handel unter dem Namen Gummilack in Stangen oder Stangenlack (Stocklack) vor; durch Zerklopfen der Harzmasse in kleinere bis erbsengrosse Stücke erhält man den Gummilack in Körnern oder Körnerlack. Man wendet diese Substanz zuweilen statt der Cochenille in der Färberei an.

Kocht man die rothe Harzmasse mit einer verdünnten Sodalösung aus, so wird der rothe Farbstoff nebst ein wenig Harz aufgelöst, während der übrige grössere Antheil zurückbleibt und nach dem Schmelzen und Ausgiessen zu dünnen Platten den Namen Gummilack in Tafeln oder Schellack (Tafellack) führt. Durch Fällen der rothen Sodalösung mit Alaun erhält man eine braunrothe Lackfarbe, Lacklack oder Lack-Dye genannt.

Blaue Farbstoffe.

Blumenblau, der Farbstoff der blauen, violetten oder rothen (durch Säure gerötheten) Blumen, z. B. der Veilchen, des Rittersporns, löst sich in Wasser, wird durch Säuren roth, durch Alkalien grün, und ist auch am Lichte äusserst wenig beständig, daher von einer technischen Anwendung desselben keine Rede seyn kann.

Indigo = $C_{16}H_5NO_2$. Der dauerhafteste blaue Pflanzenfarbstoff, in den lebenden Gewächsen im farblosen Zustande (als $C_{16}H_5NO_2 = C_{16}H_5NO + HO$) enthalten, findet sich namentlich in den verschiedenen Arten der in Ostindien ursprünglich einheimischen, in Amerika häufig kultivirten Gattung *Indigofera*, im *Nerium tinctorium*, im Waid (*Isatis tinctoria*) im *Polygonum tinctorium*, *Asclepias tingens* u. a. m. Zur Darstellung des Indigo schneidet man die blühenden Pflanzen ab und übergiesst sie in grossen hölzernen Kufen mit Wasser; es tritt nach und nach Gährung ein, wobei Kohlensäure und Wasserstoffgas entweichen, und Ammoniak entsteht, welches den farblosen Indigo auflöst und in das Wasser überführt. Sobald sich

auf der Oberfläche des Wassers eine ins Blaue schillernde Haut zeigt, zapft man die Flüssigkeit in einen andern Behälter ab, versetzt sie mit Kalkmilch um der Farbe mehr Körper zu geben, und rührt so lange um, bis (durch die Einwirkung des Sauerstoffs der Luft) der farblose lösliche Indigo in blauen unlöslichen Indigo übergegangen und in Folge dieses Ueberganges vollständig niedergeschlagen ist. Denkt man sich den farblosen Indigo als ein Hydrat, so entsteht, wie aus den oben mitgetheilten Formeln leicht ersichtlich, der blaue Indigo dadurch, dass der farblose sein Wasser verliert und dafür ein Aeq. Sauerstoff aufnimmt, oder dass der Wasserstoff des Hydratwassers entweicht und mit dem Sauerstoff der Luft wieder zu Wasser wird, während der Sauerstoff des Hydratwassers sich mit den übrigen Elementen des Indigo vereinigt; die Umwandlung des farblosen Indigo in den blauen beruhet also jedenfalls auf einer Oxydation. Der abgesetzte blaue Schlamm wird mit Wasser gewaschen, ausgepresst und in Klumpen getrocknet.

Der käufliche Indigo bildet dunkelblaue leicht zerbrechliche Stücke, welche bald leichter, bald (von mineralischen Beimengungen) schwerer als Wasser sind, hat weder Geruch noch Geschmack und nimmt beim Reiben einen kupferartigen Metallglanz an. Er enthält in der Regel kaum die Hälfte seines Gewichts reinen Farbstoff, das Uebrige besteht theils aus andern organischen, theils aus unorganischen Materien. Wasser, Alkohol, Aether, verdünnte Säuren und Alkalien wirken nicht auf den Farbstoff selbst ein, wohl aber auf die fremdartigen Materien. Wasser und noch besser verdünnte Säuren entziehen ihm eine kleberartige Substanz, den Indigoleim; lässt man hierauf Kalilauge einwirken, so wird ein brauner Farbstoff, Indigobraun, aufgenommen, und kocht man endlich den so behandelten Indigo mit Alkohol aus, so löst dieser einen rothen Farbstoff, Indigoroth, auf. Im Rückstande hat man dann den blauen Farbstoff, das Indigoblau, aber noch durch verschiedene mineralische Beimengungen (Kalk, Magnesia, Eisenoxyd, Kieselerde) verunreinigt. Wird dieser blaue Körper vorsichtig erhitzt, so sublimirt das reine Indigoblau, während die mineralischen Substanzen zurückbleiben. Man kann auch das reine Indigoblau erhalten, wenn man 1 Th. gepulverten Indigo mit 4 Th. Eisenvitriol, 2 Th. gelöschtem Kalk und 100 — 200 Th. Wasser in einem verschlossenen Gefässe mehrere Tage lang digerirt, wobei ein Th. Kalk an die Schwefelsäure des Eisenvitriols tritt, das dadurch in Freiheit gesetzte

Eisenoxydul den Indigo reducirt und dieser sich in dem übrigen Kalk löst. Nimmt man auf 1 Th. Indigo 1 Th. Traubenzucker, $1\frac{1}{2}$ Th. conc. Natronlauge und 50 Th. Wasser, so erfolgt die Reduction auf Kosten des Zuckers, und der reducirte Indigo löst sich in der Natronlauge. Die nach der einen oder andern Vorschrift erhaltene gelbe Flüssigkeit wird nun auf die Weise weiter behandelt, dass man sie klar abgiesst, mit verdünnter Salzsäure übersättigt, den entstandenen Niederschlag mit Wasser und zuletzt mit Weingeist auswäscht, und an der Luft trocknet. Schon beim Auswaschen geht die Farbe des Niederschlages rasch in Blau über, und bei dem nachfolgenden Trocknen verwandelt sich auch der Rest des Indigoweiss in Indigoblau.

Wir wollen nun die wesentlichsten Eigenschaften des Indigoblau (und damit zugleich die des Indigo rücksichtlich des darin befindlichen blauen Farbstoffs) etwas näher ins Auge fassen.

Das Indigoblau ist ein tiefblaues, geruch- und geschmackloses, beim Reiben und Drücken einen kupferigen Metallglanz annehmendes Pulver, verwandelt sich bei 290° in einen purpurfarbigen Dampf, welcher sich an kalte Gegenstände in purpurblauen Nadeln absetzt, doch wird dabei ein kleiner Theil verkohlt und liefert ein brenzliches Oel. Wasser, Alkohol, Aether, verdünnte Säuren und Alkalien sind ohne Wirkung auf dasselbe. Concentrirte, besonders rauchende Schwefelsäure löst das Indigoblau auf und gibt damit eine blaue Lösung von so ausserordentlich intensiver Farbe, dass 1 Th. des Farbstoffs in 6 Th. rauchender Säure gelöst noch im Stande ist, 500,000 Th. Wasser deutlich blau zu färben. Die Solution enthält den Farbstoff mit der Säure chemisch verbunden zu einer gepaarten Säure, Indigoblauschwefelsäure = $C_{16}H_8NO_2 + 2 SO_2$. Legt man in die verdünnte Lösung Wolle, so entzieht diese der Flüssigkeit alle Indigoblauschwefelsäure, und färbt sich blau, verhält sich also zu dieser Säure wie eine Basis. Die in dieser Weise bereitete und in der Färberei angewandte Indigoverbindung heisst nach ihrem Erfinder Barth, einem Sachsen im J. 1740, sächsisches Blau. Bei der Behandlung des Indigo mit der Schwefelsäure gehen auch noch andere Bestandtheile des Indigo in die Lösung über; um daher ein reineres Blau zu erhalten, färbt man erst Flockwolle in der Lösung, wäscht die schwarzblau gefärbte Wolle mit Wasser, kocht sie hierauf $\frac{1}{2}$ Stunde lang mit verdünnter Potaschen- oder Sodalösung, und erhält dadurch eine blaue zum Färben anderer Zeuge dienende Flüssigkeit, während die Wolle schmutzig rothbraun

zurückbleibt. — Neutralisirt man die Indigoblau - Auflösung mit kohlensaurem Kali, so schlägt sich indigoblauschwefelsaures Kali als blaues Pulver nieder, welches den Namen blauer Carmin führt. Es bildet dunkelblaue, kupferglänzende Stücke, löst sich in 140 Th. kaltem, leicht in heissem Wasser, nicht in Alkohol, die wässrige Lösung wird durch Alkalien gefällt. Man bedient sich desselben als Farbe, ferner um Stärkemehl damit blau zu färben; man formt die mit etwas Stärkekleister und blauem Carmin (oder auch geradezu mit Indigoblauschwefelsäure) gemengte Stärke in Täfelchen, und bringt sie unter dem Namen Neublau oder Waschblau in den Handel. Man ertheilt damit der Wäsche einen Stich ins Blaue.

Salpetersäure zerstört das Indigoblau. Wendet man verdünnte Salpetersäure an, so erhält man unter Zersetzung der Säure eine gelbe Lösung, aus der beim Abdampfen weisse, in kaltem Wasser sehr schwer lösliche, schwach säuerlich und herbe schmeckende, in der Hitze schmelzbare und in höherer Temperatur sublimirbare Nadeln einer eigenthümlichen Säure, Indigosäure (Anilinsäure) $= C_{11}H_7NO_3 + HO$, heraus krystallisiren. Lässt man auf den Indigo oder auf die eben genannte Indigosäure concentrirte Salpetersäure einwirken, so entsteht eine andere, eigenthümliche Säure, Bittersäure, (Pikrinsäure, Kohlenstickstoffsäure) $= C_{12}H_5N_3O_{13} + HO$; sie bildet sich auch durch Behandlung von Aloë, Salicin, Steinkohlentheeröl etc. mit starker Salpetersäure, krystallisirt in goldgelben glänzenden Blättchen, schmeckt sehr bitter, löst sich in Wasser (in kaltem etwas schwer), Alkohol und Aether mit goldgelber Farbe, schmilzt und sublimirt unzersetzt, gibt mit Kali ein gelbes, schwer lösliches Salz, ist daher auch als Reagens auf Kali empfohlen worden. Wird sie anhaltend mit starker Salpetersäure gekocht, so zerfällt sie in Stickstoffoxyd, Oxalsäure und Kohlensäure.

Auch Chlor zerstört das Indigoblau und liefert rothgelbe krystallinische chlorhaltige Produkte, Chlorisatin $= C_{16}H_7ClNO_4$, und Bichlorisatin $= C_{16}H_7Cl_2NO_4$, aus denen bei weiterer Einwirkung des Chlors wiederum neue Körper entstehen. — Brom verhält sich ähnlich wie Chlor.

Das Indigoweiss (der reducirte Indigo), dessen Bildung bereits oben gedacht ist, wird rein erhalten, wenn man den aus seinen Auflösungen in Alkalien durch Salzsäure erzeugten Niederschlag bei möglichster Abhaltung der Luft auswäscht und im Vacuo trocknet. Es ist ein weisser seidenglänzender, geruch- und geschmack-

loser Körper, unlöslich in Wasser und verdünnten Säuren, löslich in Alkohol, Aether, alkalischen Flüssigkeiten mit gelber Farbe, die Lösungen färben sich an der Luft schnell blau und setzen Indigoblau ab. Die lösliche Kalkverbindung wird durch einen sehr grossen Ueberschuss von Kalk unlöslich und bildet dann ein gelbes Pulver.

Die Lösungen des Indigoweiss in Alkalien oder alkalischen Erden heissen, in so fern sie zum Färben der Zeuge angewendet werden, Indigoküpen. Man taucht die Zeuge in die Küpen, welche in 5—6 Fuss weiten und 7—8 Fuss hohen Kübeln von Tannenholz angesetzt sind, setzt sie so lange der Einwirkung der Luft aus, bis das Indigoblau vollkommen wieder hergestellt ist, und wiederholt dieses Verfahren so oft, bis man die gewünschte Stufe des Blau erhalten hat. Zuletzt wäscht man die Zeuge in Wasser, welches mit etwas Salzsäure angesäuert ist, um das Alkali vollständig zu entfernen.

Man unterscheidet in der Färberei 3 Arten von Küpen, nämlich 1) die kalte Küpe, 2) die warme oder Waid-Küpe und 3) die Potaschen-Küpe. Von der kalten Küpe gibt es 3 Unterabtheilungen, a) die Vitriolküpe, b) die Opermentküpe und c) die Urinküpe.

1) Die kalte Küpe. a) Die Vitriolküpe. Auf 1 Th. Indigo nimmt man 4 Th. Eisenvitriol, 2 Th. gelöschten Kalk und 200 Th. Wasser, oder auf 1 Th. Indigo, 4 Th. Eisenvitriol, 2 Th. Potasche, 1 Th. Kalk und 200 Th. Wasser. Bei Anwendung der Potasche verbindet sich ein Theil der Schwefelsäure des Vitriols mit dem Kali. — b) Opermentküpe. Auf 1 Th. Indigo kommen 2 Th. Potasche, 1 Th. Kalk, 1 Th. Operment und 175 Th. Wasser. Hierbei wird der Indigo durch den Schwefel und das Arsen des Operments reducirt, es entstehen Arsensäure und unterschwefelige Säure, welche an das Kali, das seine Kohlensäure an den Kalk abgibt, treten. Statt des giftigen Operments hat man in neuerer Zeit für diese Küpe Zucker als desoxydirendes Mittel in Vorschlag gebracht. — c) Urinküpe. Hier sind es die organischen Bestandtheile des Urins, welche, in Fäulniss übergehend, die Desoxydation des Indigo bewirken, und die Auflösung des gebildeten Indigoweiss wird durch das bei der Fäulniss des Urins entstandene Ammoniak vermittelt. — Auch eine aus Zinnchlorür und Aetzkali bestehende Küpe pflegt man bisweilen in Anwendung zu bringen, wobei das entstehende Zinnoxidul als Reductionsmittel wirkt.

Die kalte Indigoküpe dient besonders zum Färben des Leins und

der Baumwolle, die Opermentküpe ist vorzugsweise in der Kattundruckerei als Blaudruck in Anwendung.

2) Die warme oder Waidküpe. Hierzu dient eine Mischung von 4 Th. Indigo, 50 Th. Waid, 2 Th. Krapp, 2 Th. Potasche und 2000 Th. Wasser, wozu gewöhnlich auch noch Kleie in wechselnden Quantitäten kommt. Man erhitzt das Ganze und setzt nach und nach in sehr kleinen Portionen $1\frac{1}{2}$ Th. Kalk hinzu. Es entsteht eine Art Gährung, die Küpe nimmt eine goldgelbe Farbe an, und blaue Adern, welche sich auf der Oberfläche der Flüssigkeit zeigen, geben den guten Zustand derselben zu erkennen. Was die Theorie dieser Küpe betrifft, so scheint sie darin zu bestehen, dass aus den Bestandtheilen des Waids, Krapps und der Kleie Traubenzucker erzeugt wird, welcher den Indigo (dessen Menge der Waid noch vermehrt) reducirt; der Zucker unterliegt dann der geistigen Gährung, die nach und nach in die saure und faulige übergeht, wobei sich Ammoniak bildet, welches nebst dem durch den Aetzkalk erzeugten Aetzkali die Lösung des reducirten Indigo bewirkt. Ein Theil des Ammoniaks und Kalis werden jedoch von der Essigsäure, welche sich bei der sauren Gährung erzeugt hat, neutralisirt und in essigsäure Salze umgewandelt.

3) Die Potaschenküpe, welche am wenigsten im Gebrauche ist, wird auf die Weise hergestellt, dass man 1200 Th. Wasser, 12 Th. Potasche, 4 Th. Krapp und 4 Th. Kleie bis fast zum Sieden erhitzt, und dann 10—12 Th. Indigo hinzusetzt. Hier bewirken wieder Krapp und Kleie die Reduction, und die Potasche löst das Indigo-weiss auf.

Da der Indigo in seinem Gehalte an reinem blauem Farbestoff sehr ungleich, und überdiess zuweilen noch absichtlich mit mineralischen Substanzen verfälscht vorkommt, so muss man sich beim Einkaufe von seiner Beschaffenheit durch eine Prüfung unterrichten. Das ihm im Ansehn so ähnliche Berlinerblau zeigt auf dem Bruche denselben kupferrothen Metallglanz, wie ihn der Indigo beim Reiben mit einem glatten Körper annimmt; aber das Berlinerblau *verliert* diesen Glanz beim Reiben. Ferner wird das Berlinerblau beim Uebergiessen mit Kalilauge sogleich zersetzt und braun. Der Gehalt des Indigo am reinen Farbestoff lässt sich auf folgende Weise am genauesten ermitteln.

Man reibt in einem mit Ausguss versehenen Porcellanmörser 10 Gran Indigo mit ein wenig Wasser fein ab, setzt 20 Gran Kalk-

hydrat hinzu, reibt unter Zuträpfeln von Wasser abermals anhaltend, dann noch 40 Gran Eisenvitriol, verdünnt den Brei mit mehr Wasser, giesst ihn in ein 6—7 Unzen fassendes Medicinglas, welches sammt dem gut schliessenden Korkstoppel vorher genau tarirt ist, spühlt den Mörser wiederholt mit Wasser nach, giesst die Waschlüssigkeiten ebenfalls in das Glas, und füllt dasselbe mit Wasser beinahe ganz an. Nachdem der Stöpsel aufgesetzt ist, ermittelt man das Gesamtgewicht des Inhalts des Glases, notirt Tara- und Nettogewicht und schüttelt anhaltend um. Schon nach einigen Stunden wird der Indigo entfärbt und aufgelöst seyn, was man leicht daran erkennt, dass der auf der Oberfläche der Flüssigkeit befindliche Schaum nicht mehr blau, sondern blassgelb aussieht. Man lässt nun die Flüssigkeit sich setzen, giesst sie in einen Glascylinder so weit als möglich klar ab, verschliesst das Glas wieder, ermittelt auf der Wage, wie viel noch in demselben ist, fällt die klare Flüssigkeit (welche durch den Luftzutritt bereits eine blaue Färbung angenommen hat) mit Salzsäure, sammelt den entstandenen hellblauen flockigen Niederschlag auf einem Filter, welchem ein gleich schweres, als Tara dienendes, seitwärts eingeschoben ist, wäscht ihn mit Wasser, trocknet ihn in der Wärme und bestimmt sein Gewicht. Durch eine Proportion erfährt man, wie viel die in Arbeit genommenen 10 Gran Indigo an reinem Indigoblau enthalten. Z. B. der Inhalt des Glases wöge 3140 Gran, beim Dekanthiren seyen noch 535 Gran darin geblieben und aus den abgessenen 2605 Gran Flüssigkeit 2,5 Gran Indigoblau erhalten worden, so setzt man:

$$2605 : 3140 = 2,5 : x$$

$$x = 3,01.$$

Der untersuchte Indigo enthält folglich 30,1 Pc. reinen Farbstoff.

Lackmus ist eine blaue Farbe, deren Farbstoff ein weiter gehendes Zersetzungsprodukt desjenigen oder derjenigen Körper ist, aus welchen die Orseille entsteht und erzeugt wird. Man mengt nämlich die gemahlene Flechten mit Potasche, macht das Gemenge durch Zusatz von Urin zu einem Teige, und überlässt die Masse unter öfterm neuen Zusatz von Urin so lange sich selbst, bis die nach und nach gebildete rothe Färbung in Blau übergegangen ist. Nun knetet man die Masse mit so viel gepulverter Kreide zusammen, dass ein steifer Teig entsteht, den man auswalzt, in kleine länglich viereckige, Täfelchen schneidet und trocknet. Sie sind mattblau, geruch- und geschmacklos, und geben ihr Pigment leicht an Was-

ser und Weingeist ab, wobei gegen $\frac{1}{2}$ ihres Gewichts erdige Materien ungelöst bleiben. Durch Säuren, selbst durch die verdünntesten und schwächsten, wird das Pigment geröthet, durch Alkalien wieder blau, wesshalb man sich dieses Verhaltens zur Nachweisung von freien oder nur schwach gebundenen Säuren und Alkalien bedient. Zu diesem Behufe extrahirt man den Lackmus mit heissem Wasser, und tränkt mit dem Auszuge, welcher Lackmustinctur genannt wird und beim Aufbewahren für sich leicht verdirbt, Streifen von Druckpapier. Das dadurch blaugefärbte Papier heisst blaues Lackmuspapier; zieht man es durch eine verdünnte Säure, so erhält man das geröthete Lackmuspapier. — Die Röthung des Lackmus durch Säuren scheint anzudeuten, dass sein Farbstoff nichts sey als Flechtenroth, welches durch die Gegenwart von Alkali in Blau übergegangen sey; allein nach der Untersuchung von Kane ist das durch Säurezusatz auftretende Roth des Lackmus ein anderes als das Flechtenroth (Orcein, Erythrinroth) der Orseille, besteht vielmehr aus nicht weniger als 4 eigenthümlichen rothen Körpern. Der erste dieser Körper, Erythrolein = $C_{16}H_{27}O_4$, ist eine karmoisinrothe dickliche Flüssigkeit und wird durch Alkalien nicht blau; die andern drei, Erythrolitmin = $C_{17}H_{27}O_{17}$, Azolitmin = $C_{16}H_{16}NO_{16}$, und Spaniolitmin = $C_{14}H_2O_{14}$, sind rothe Pulver und werden durch Alkalien blau. Alle 4 sind im Lackmus an Ammoniak gebunden; das Rothwerden des Lackmus durch Säuren beruht also auf der Sättigung des Ammoniaks und dem Freiwerden dieser rothen Farbstoffe.

Ausser der Anwendung als Reagens auf Säuren etc. dient der Lackmus auch als Malerfarbe.

Gelbe Farbstoffe.

Berberin. Siehe Seite 537.

Blattgelb, der Farbstoff der im Herbste gelbgefärbten Blätter, ein Zersetzungsprodukt des Blattgrüns, löst sich nicht in Wasser, schwer in Alkohol, leichter in Aether, auch etwas in Kalilauge. Hat keine Anwendung.

Blumengelb, der Farbstoff der gelben Blumen z. B. der Ranunkeln, ist harzartig, unlöslich in Wasser, leicht löslich in Alkohol, wird durch schwefelige Säure nicht gebleicht. Hat ebenfalls keine Anwendung.

Curcumin = $C_8H_8O_2$, der gelbe harzige Farbstoff der Cur-

cumawurzel (von *Amomum Curcuma*), bildet im reinen Zustande eine cimmtbraune, durchscheinende, amorphe Masse, die beim Zerreiben ein schönes intensiv gelbes Pulver gibt, schmilzt bei 40°, löst sich nur wenig in Wasser, leicht in Alkohol, Aether und Oelen, in Mineralsäuren mit karmoisinrother Farbe, in Alkalien mit rothbrauner Farbe. Wegen seines Verhaltens zu Alkalien wird es benutzt, um dieselben im freien oder nur locker gebundenen Zustande zu erkennen, zu welchem Zwecke man mit dem geistigen Auszuge der Wurzel Streifen von Druckpapier trinkt, welche dann den Namen Curcumapapier führen. Bemerkenswerth dabei ist noch, dass die Borsäure gegen den Farbestoff der Curcuma dasselbe Verhalten zeigt, wie die Alkalien. — In der Färberei dient die Gelbwurzel zum Gelbfärben der Seide, Wolle und Baumwolle. Die Farbe ist aber am Lichte vergänglich und lässt sich durch Beitzen nicht hinreichend befestigen.

Datiscagelb in dem im Oriente einheimischen Bastardhanfe (*Datisca cannabina*), ist eine blassbraune, durchscheinende Masse, leicht löslich in Wasser und Alkalien, schwer löslich in Alkohol, wird durch Alaun lebhaft gelb, und ertheilt damit den Zeugen eine dauerhafte Farbe.

Gelbbeerengelb. Die Gelbbeeren oder Früchte von *Rhamnus tinctoria* enthalten, wenn sie noch nicht ganz reif (olivengrün, gross und voll) sind, einen goldgelben Farbestoff, Chrysorhamnin = $C_{12}H_{11}O_{11}$, welcher nadelförmig krystallisirt, sich sehr leicht in Aether, schwerer in Alkohol, sehr wenig in Wasser löst; kocht man ihn mit Wasser, so geht er in einen amorphen olivenfarbigen Farbestoff, Xanthorhamnin = $C_{12}H_{11}O_{13} + HO$, über, der sich nicht in Aether, leicht in Wasser und Weingeist löst. Denselben olivenartigen Farbestoff enthalten die überreifen Beeren. Beide Farbestoffe sind nicht sehr haltbar.

Die Beeren des Kreuzdorns, *Rhamnus cathartica*, enthalten einen röthlich-grünen Saft, der durch Alaun lebhaft grün wird und zur Darstellung des Saftgrüns angewandt wird. Zu diesem Behufe verdunstet man den geklärten Saft der Beeren zum Sirup, setzt zu einem Pfunde desselben 2 Loth Alaun und lässt langsam eintrocknen. Eine dunkelgrüne, in Wasser lösliche Masse, wird durch Säuren roth, durch Alkalien gelb; wird in der Wassermalerei angewendet.

Das Gelbholz (*Morus tinctoria*), welches aus Amerika zu uns kommt, enthält nach R. Wagner's neueren Untersuchungen

2 gelbe Farbstoffe, Morin = $C_{11}H_6O_{10}$, und einen damit isomeren, welcher sich an die Gerbesäure schliesst und daher den Namen Moringerberesäure bekommen hat. Das Morin befindet sich in dem Holze als gelbe Kalkverbindung; von dem Kalke getrennt und vollständig gereinigt, ist es weiss, krystallinisch, nimmt aber an der Luft sehr bald einen Stich ins Gelbliche an, schmeckt schwach bitter, nicht zusammenziehend, löst sich in 4000 Th. kaltem und in 1060 Th. kochendem Wasser ohne Farbe, in Alkohol und Aether leicht mit gelber Farbe, reagirt schwach sauer, löst sich in conc. Schwefelsäure, auch in Alkalien mit gelber Farbe, in andern Säuren ohne Färbung, fällt den Leim nicht, färbt Eisenchlorid granatroth, gibt mit Eisenvitriol einen olivengrünen, mit Zinnchlorür einen citronengelben Niederschlag. — Die Moringerberesäure, aus welcher die zum Theil schmutzig fleischroth gefärbte Ablagerung in der Mitte der Blöcke des Baumes besteht, ist im reinen Zustande ein schwefelgelbes krystallinisches Pulver, schmeckt süsslich zusammenziehend, löst sich in 64 Th. kaltem, aber schon in 2,14 Th. siedendem Wasser, leicht in Alkohol und Aether, die Lösungen sind gelb und reagiren deutlich sauer, löst sich nicht in fetten und ätherischen Oelen, in conc. Schwefelsäure mit gelber Farbe, in Alkalien mit dunkelgelber Farbe, welche nach und nach noch dunkler wird. Leim erzeugt einen gelbbraunen, Brechweinstein einen ähnlichen, Eisensalze einen grünschwarzen, in kochendem Wasser löslichen Niederschlag. — In der Färberei benutzt man das Gelbholz für Wolle, weniger für Baumwolle; als Beitzmittel dienen Weinstein in Verbindung mit Alaun oder Zinnchlorür.

Das sogenannte Schüttgelb erhält man durch Kochen des Gelbholzes mit Kalkmilch, Versetzen der Flüssigkeit mit Alaun und Kreide, Verdunsten und Formen der Masse in kleine Kegel oder Kugeln. Es wird als Malerfarbe gebraucht. Dieselbe Farbe bereitet man auch aus verschiedenen andern gelben Pflanzentheilen, z. B. aus der *Genista tinctoria*, der Rinde von *Quercus tinctoria*, der *Reseda luteola*, den Beeren von *Rhamnus tinctoria*.

Genista tinctoria gibt mit Zusatz von Urin und Potasche ein ziemlich dauerhaftes Orangegelb auf Zeugen, die mit Weinstein und Alaun oder Zinnchlorür gebeizt sind.

Gummigutt, ein gelbes Gummiharz, welches aus mehreren ostindischen Bäumen (*Stalagmites cambogioides*, *Garcinia Cambogia*) quillt, ist in Stücken mehr oder weniger braungelb, als Pulver leb-

haft hochgelb, schmeckt scharf, kratzend, hinterher süslich, gibt mit Wasser eine gelbe Milch, löst sich dem grössten Theile nach in Alkohol und in Aether, und enthält etwa 80 Pc. gelbes Harz, 18 Pc. Gummi und ein wenig Amylum — Man gebraucht es als Malerfarbe, auch in der Medicin als drastisches Purgirmittel.

Luteolin s. Wau.

Morin s. Gelbholz.

Orlean, das von den Samen und Fasern befreite und mehr oder weniger getrocknete Fruchtmass der *Bixa Orellana*, eines südamerikanischen Baumes, bildet im feuchten Zustande eine lebhaft rothe, ins Gelbe oder Braune gehende Masse, riecht widrig faulig, ist aber nach dem Trocknen geruchlos, schmeckt schwach herbe, und salzig, gibt an Wasser nur etwas gelben Farbstoff ab, löst sich dagegen grösstentheils in Alkohol, Aether, fetten und ätherischen Oelen mit gelbrother, in Alkalien mit dunkelrother Farbe, und Säuren schlagen aus letzterer Lösung orangegelbe Flocken nieder. Conc. Schwefelsäure färbt den Orlean erst blau, dann grün und endlich violett. Alaun und Eisenvitriol fällen die Orleanlösungen orangegelb, Kupfervitriol braungelb, Zinnchlorür citronengelb. Der gelbe Farbstoff, Orellin, ist in Masse bräunlichroth, im feinertheilten Zustande orangegelb, weich, klebrig. — Der Orlean dient zum Färben der Seide, Baumwolle und des Leins, die Farben verschiessen aber leicht an der Luft, widerstehen jedoch der Seife gut.

Quercitrin = $C_{16}H_{14}O_6 + HO$, der gelbe Farbstoff der Rinde von *Quercus tinctoria*, eines nordamerikanischen Baumes, ist darin von Gerbestoff begleitet, welcher vor der Anwendung durch Leim entfernt (niedergeschlagen) wird. Das reine Quercitrin bildet ein schwefel- oder chromgelbes, z. B. krystallinisches Pulver, schmeckt schwach bitter, löst sich in 400 Th. Wasser, in noch geringerer Menge in Aether, leicht in Alkohol, die Lösungen reagiren sauer und werden an der Luft nach und nach braunroth. Alaun nebst kohlensaurem Kali fällen das Quercitrin gelb, Bleizucker, essigsäures Kupferoxyd und Zinnsalz ebenso; Eisenoxydsalze bewirken nach einiger Zeit eine bräunlich-olivengrüne Färbung. — Dient zum Färben von Wolle Seide und Baumwolle, welche zuvor gebeizt sind.

Safrangelb (Polygroit) = $C_{20}H_{13}O_{11}$, der Farbstoff des Safrans (der Narben von *Crocus sativus*), ist im reinen Zustande ein morgenrothes geruchloses Pulver, löst sich in Wasser mit gelber Farbe, Alkalien vermehren die Löslichkeit bedeutend; auch Alkohol wirkt

sehr lösend, Aether jedoch nur wenig; wird durch Schwefelsäure blau, dann braun, durch Salpetersäure grün; bleicht am Lichte bald aus. Hat keine technische Anwendung.

Serratula tinctoria, eine Distelart, gibt mit Beitzen schöne dauerhafte gelbe Farben.

Der Wau (*Reseda luteola*) enthält einen rothen und einen gelben Farbestoff. Letzterer hat den Namen Luteolin bekommen, ist gelb, krystallinisch, sublimirbar, löst sich wenig in Wasser, leicht in Alkohol und Aether, färbt sich durch Alkalien schön goldgelb, wird durch Alaun, Zinn-, Blei- und Kupfersalze gelb, durch schwefelsaures Eisenoxyd roth gefällt. Die Abkochung des Wau, in welcher sich auch der rothe Farbestoff befindet, gibt aus letzterer Ursache auf gebeitzten Zeugen andere Nüancen als das reine Luteolin.

Grüne und braune Farbestoffe.

Blattgrün (Chlorophyll) = $C_{55}H_{82}NO_6$. Die färbende Materie aller grünen Pflanzentheile, ist in denselben nur in höchst geringer Menge vorhanden und mit einer wachsartigen Substanz verbunden. Um es zu isoliren, zieht man mit Aether aus, verdunstet den ätherigen Auszug zur Trockne, löst den trocknen Rückstand in kochenden Alkohol, und versetzt die heisse geistige Lösung mit ein wenig Kalkmilch, wodurch sie farblos wird, indem der Kalk allen Farbstoff fällt, während das Wachs gelöst bleibt. Die Kalkverbindung zersetzt man mit Salzsäure und schüttelt dann mit Aether, der den grünen Farbstoff aufnimmt und ihn beim Verdunsten rein hinterlässt. Eine dunkelgrüne erdige Masse, zerrieben ein grasgrünes Pulver, wird über 200° zersetzt ohne zu schmelzen, löst sich nicht in Wasser, leicht in Alkohol und Aether, auch in conc. Schwefelsäure, Salzsäure, Alkalien mit grüner Farbe; Alaun schlägt es grün nieder. Setzt man die grüne geistige oder ätherische Lösung dem Lichte aus, so wird sie gelb, und hinterlässt dann einen Rückstand, der mit dem gelben Farbstoff der Herbstblätter übereinstimmt.

Ein französischer Chemiker, F. Verdeil, will gefunden haben, das Blattgrün besitze eine grosse Uebereinstimmung mit dem Farbestoffe des Blutes, enthalte auch, wie dieser, eine grosse Menge Eisen.

Wegen seiner Unbeständigkeit am Lichte findet das Blattgrün keine Anwendung in der Färberei.

Catechu, ein gerbestoffreiches wässriges Extrakt, welches aus mehreren ostindischen Gewächsen, nämlich aus den Früchten der *Arca*

Catechu (Catechu von Bombay), aus den Blättern der *Nauclea Gambir* (Gambir-Catechu), vorzüglich aber aus den Zweigen und unreifen Hülsen der *Acacia Catechu* (Catechu von Bengalen) durch Auskochen gewonnen wird. Die erste Sorte ist dunkelbraun, und selten im Handel; die zweite braungelb; die dritte dunkelbraun wie die erste und wird der zweiten vorgezogen. Alle drei Sorten bilden unregelmässige Stücke von mehr oder weniger erdigem Ansehn, stark zusammenziehendem Geschmack, lösen sich in kaltem Wasser nur theilweise, in kochendem Wasser, sowie in Alkohol fast gänzlich. Eine Lösung von 1 Th. Catechu in 10 Th. Wasser zeigt eine schöne rothbraune Farbe, wird durch Säuren heller, durch Alkalien dunkler, durch Eisenoxydsalze grün, durch Kupfersalze braun, durch Zinnchlorür bräunlichgelb, durch Quecksilberchlorid chocoladebraun, durch doppelt-chromsaures Kali braun gefällt.

Das Catechu enthält ursprünglich zwei Hauptbestandtheile: Catechugerbsäure = $C_{11}H_8O_6$, eine blassgelbe spröde Masse, leicht löslich in Wasser, Alkohol und Aether, schmeckt rein zusammenziehend, reagirt sauer, fällt den Leim weiss, die Eisenoxydlösung graugrün, die Brechweinsteinlösung nicht; an der Luft zersetzt sich die wässrige Lösung, wird gelb, bis dunkelroth. Der zweite Bestandtheil ist die Catechusäure (Catechin, Tanningensäure) = $C_{11}H_8O_6 + HO$, eine weisse körnige, aus feinen Nadeln bestehende Masse, schmeckt süsslich, löst sich erst in 16000 Th. kaltem, aber schon in 3—4 Th. kochendem Wasser, leicht in Alkohol, in 120 Th. kaltem und in 7 Th. kochendem Aether, reagirt sauer, wird von Eisenoxydlösung dunkelgrün gefärbt, von Leim nicht gefällt. Im feuchten Zustande färbt sie sich an der Luft sehr rasch rothbraun. Die braune Farbe des Catechu rührt von den durch Luftinfluss erzeugten Zersetzungsprodukten dieser beiden Säuren her. Diese farbigen Zersetzungsprodukte entstehen noch schneller bei Gegenwart von Alkalien, besitzen wiederum saure Eigenschaften, und sind es vorzüglich, welche das Catechu zur Anwendung in der Färberei geeignet machen. Besonders wird Baumwolle damit dauerhaft braun gefärbt; als Beizen dienen saures chromsaures Kali, sowie essigsaure Alaunerde.

8. Fette Körper.

Fette sind durch den Lebensprocess der Pflanzen und Thiere erzeugte, flüssige oder feste, im letzterm Falle schmelzbare, farblose

oder durch andere Beimischungen gelb bis braun gefärbte, brennbare, im reinen Zustande geruch- und geschmacklose, schlüpfri- gan zu führende, nicht flüchtige, auf Papier einen durch Wärme nicht wieder verschwindenden, durchscheinenden Fleck machende, in Wasser unlösliche, in Alkohol meist schwer, in Aether, ätherischen Oelen leicht lösliche Substanzen. Ihr spec. Gewicht ist geringer als das des Wassers, aber höher als das des absoluten Alkohols, und wechselt zwischen 0,89 bis 0,99. Nach ihrer Consistenz unterscheidet man: Oel, Schmalz, Talg; die flüssigen Fette im Thierreiche heissen Thran.

Die Gewinnung der Fette ist im allgemeinen sehr einfach. Die betreffenden Pflanzentheile (vorzüglich Samen) werden gröblich zerstoßen, gelinde erwärmt, wobei das Fett dünnflüssig wird und die eiweissartigen Materien gerinnen, das Pulver in Säcke eingeschlossen und in einer gleichfalls erwärmten Presse einem starken Drucke ausgesetzt. Ohne Erwärmung würde ein grosser Theil des Fettes zurückbleiben, doch darf die Hitze auch nicht über 100° gesteigert werden, weil sonst leicht ein Anbrennen stattfindet und das Fett eine Veränderung erleidet. Das aus der Presse laufende Fett ist gewöhnlich durch beigemengtes Wasser, Schleim und andere Stoffe verunreinigt und erscheint trübe; durch längere Ruhe lagern sich diese Beimengungen ab und das Fett steht dann klar darüber. — Aus den fettführenden Organen der Thiere scheidet man das Fett durch Erhitzen der in kleine Stücke zerschnittenen Organe in einem Kessel und Koliren, wobei die unschmelzbare, zellige oder häutige Substanz zurückbleibt; diese Operation heisst das Ausschmelzen oder Auslassen. — In einigen Fällen und im Kleinen bedient man sich zur Gewinnung der Fette des Aethers, womit man die fettige Substanz digerirt; beim Verdunsten des ätherischen Auszugs bleibt das Fett zurück.

Wie oben gesagt sind die Fette nicht flüchtig, d. h. sie lassen sich nicht unzersetzt in Gas verwandeln; zwar gerathen sie bei stark erhöhter Temperatur (etwa 300°) in ein scheinbares Kochen, die dabei entweichenden Gase sind aber nicht die Dämpfe der unzersetzten Fette, sondern es sind vorzugsweise brennbare Gase (Kohlenwasserstoffe), welche als Zersetzungsprodukte der Fette auftreten. Mit denselben entweicht ein äusserst unangenehm riechender, die Lungen und Augen heftig reizender Körper, den man Acrolein = C_2H_3O genannt hat, und der im reinen Zustande eine farblose Flüssigkeit ist, welche ein geringeres spec. Gewicht hat als das Wasser, bei

+ 52° kocht, sich in 40 Th. Wasser auflöst und brennend scharf schmeckt; er entsteht aus dem (später noch zu betrachtenden) Oelsüss und ist die Ursache des üblen Geruchs, welchen Oellampen oder Talgkerzen verbreiten, wenn man sie ausbläset und der Docht noch fortglimmt.

Beim Aufbewahren in verschlossenen Gefässen halten sich die Fette unverändert. Bei Zutritt der Luft aber absorbiren sie Sauerstoff, und nehmen bald einen widrigen Geruch und kratzenden Geschmack an, (werden ranzig). Diese Veränderung erfolgt um so schneller, je unreiner die Fette sind. Die dabei auftretenden Produkte sind noch nicht genau bekannt, aber soviel weiss man, dass sie in flüchtigen Säuren bestehen. — Durch den Einfluss des Lichtes verlieren die meisten Fette ihre gelbliche Farbe und bleichen aus.

Gegen Alkalien und einige andere starke Basen zeigen die Fette ein ganz eigenthümliches Verhalten, von dem in dem Artikel „Seifen“ die Rede seyn wird.

Alle Fette sind Gemenge von zwei (in seltenen Fällen mehreren) Fetten, von denen das eine bei gewöhnlicher Temperatur flüssig und das andere fest ist; von dem grössern oder geringern Gehalte an den einen oder andern dieser Gemengtheile hängt die verschiedene Consistenz der Fette ab, so dass diejenigen, welche sich bei einer gegebenen Temperatur am härtesten zeigen, auch am reichsten an festem Fett sind, und umgekehrt. Die am häufigsten vorkommenden flüssigen Gemengtheile sind; das Elaïn und Olin; die festen sind: das Margarin und Stearin. Die elementaren Bestandtheile aller Fette sind: Kohlenstoff, Wasserstoff und wenig Sauerstoff.

Das Elaïn (Oleïn, Oelstoff) = $C_{33}H_{56}O_2$, der flüssige Antheil der nicht trocknenden Pflanzenöle und Fette, ferner der thierischen Oel-, Schmalz- und Talgarten. Man erhält es durch starkes Erkalten der Fette, Auspressen der steifen Masse zwischen Papier, wobei es sich in das Papier einzieht, und Kochen des letztern mit Wasser; das aufschwimmende Fett wird abgenommen und im Wasserbade getrocknet. Es ist öllartig, farb-, geruch- und geschmacklos, gesteht, je nach seiner Abstammung, bei verschiedenen Graden unter Null zu einer weissen krystallinischen Masse, hat ein spec. Gewicht von 0,913 bis 0,929. An der Luft zieht es Sauerstoff an, und wird unter Entwicklung von Kohlensäure dicklich, aber nicht fest. Salpeterige Säure verwandelt das Elaïn in eine feste, mit dem Elaïn isomere Masse, welche bei + 32° schmilzt und den Namen Elaïdin erhalten hat.

Olin = $C_{18}H_{34}O_2$, der flüssige Antheil der trocknenden Pflanzenöle, unterscheidet sich vom Elain dadurch, dass es an der Luft durch Sauerstoff-Aufnahme zu einer harzartigen Masse eintrocknet und dass es mit salpeteriger Säure nicht fest wird.

Margarin = $C_{17}H_{33}O_2$, der feste Antheil der bei gewöhnlicher Temperatur flüssigen Fette, des Menschenfettes, kommt auch in geringer Menge in den Talgarten vor, ist aber in reinem Zustande noch unbekannt. Früher hielt man den festen Antheil der Palmutter, welcher bei 48° schmilzt, für Margarin, was sich aber nicht bestätigte (s. Palmutter). Die aus dem Baumöle in der Kälte als körnige Masse in grosser Menge sich ausscheidende Substanz, ist eine chemische Verbindung von Elain und Margarin, und schmilzt bei $+20^\circ$.

Stearin (Talgstoff) = $C_{17}H_{35}O_2$, also isomer mit dem Margarin, der vorwaltende Antheil der meisten festen Fette (sog. Talgarten), wird am leichtesten rein erhalten, wenn man Hammeltalg im Wasserbade schmilzt, das 8—10fache Volum Aether zusetzt, erkalten lässt, die feste Masse auspresst und mit kaltem Aether auswäscht. Es bildet weisse, feine, perlmutterglänzende, geruch- und geschmacklose Blättchen, fühlt sich weich, aber nicht fettig an, schmilzt bei $61—62^\circ$, löst sich in 6—7 Th. heissem Alkohol, scheidet sich aber beim Erkalten dieser Lösung fast gänzlich wieder aus; siedender Aether löst dasselbe ebenfalls in grosser Menge, aber in der Kälte bleibt nur $\frac{1}{226}$ aufgelöst. Es besitzt schwach saure Eigenschaften.

Wir wollen nun die wichtigsten Fette des Pflanzen- und Thierreichs einzeln in Betracht ziehen, und dabei dieselben zur leichtern Uebersicht in natürliche Gruppen bringen, nämlich in flüssige und in feste eintheilen. Die flüssigen zerfallen in nicht trocknende und in trocknende. Die nicht trocknenden flüssigen Fette, sowie die festen Fette können wieder eingetheilt werden in rein vegetabilische und in rein thierische. Die trocknenden flüssigen Fette stammen ohne Ausnahme aus dem Pflanzenreiche.

Flüssige Fette (fette Oele) des Pflanzenreichs, nicht trocknend.

Baumöl (Olivenöl), wird aus der fleischigen Hülle der Frucht des Oelbaums (*Olea europaea*) durch Pressen bereitet. Das durch kaltes Pressen bereite heisst Jungferöl oder Provençeröl, ist grünlichgelb, von angenehmen, mildem Geschmack; das warm gepresste ist blassgelb, und eine dritte Sorte, welche man durch Auskochen

der Oelkuchen mit Wasser erhält, ist grün. Es hat ein spec. Gew. von 0,920, erstarrt schon bei $+ 5^{\circ}$ und setzt dabei gegen 30 Proc. einer chem. Verbindung von Elain und Margarin ab. Durch salpeterige Säure wird es gleich wie die übrigen nicht trocknenden Oele, leicht in eine feste weisse Masse verwandelt, welche ein Gemenge von Elaidin und Margarin ist; dieses Verhalten benutzt man, um eine Verfälschung des Baumöls mit Mohnöhl oder einem andern trocknenden Oele zu entdecken, denn die trocknenden Oele bleiben beim Behandeln mit salpeteriger Säure flüssig. — Die bessern Sorten Baumöle dienen zu Speisen, die schlechtern zum Brennen, beide zu Seifen.

Buchöl, in den Bucheckern (den Samen der Buche, *Fagus sylvatica*), zu 17 Pc. enthalten, ist gelblich, geruchlos, von angenehm mildem Geschmack, 0,922 spec. Gewicht, erstarrt bei 18° , wird leicht ranzig, dient als Speiseöl.

Crotonöl, aus den Samen des *Croton Tiglium*, eines ostindischen Baumes, ist gelblich, wirkt äusserst drastisch purgirend und wird in der Medicin gebraucht.

Erdmandelöl, in den mandelförmigen Wurzelknollen von *Cyperus esculentus*, einer südeuropäischen Pflanze, zu 28 Proc. enthalten, ist dem Baumöle sehr ähnlich und wird als Speise verwendet.

Haselnussöl, in den Haselnüssen (von *Corylus Avellana*) zu 60 Proc. enthalten, schmeckt angenehm milde, hat ein spec. Gew. von 0,924, erstarrt bei $- 18,75^{\circ}$, wird leicht ranzig.

Madiaöl, aus den Samen der *Madia sativa*, einer südamerikanischen Pflanze, ist tiefgelb, dicklich, riecht schwach, schmeckt milde, hat ein spec. Gewicht von 0,930, erstarrt bei $- 10$ bis 20° . — Dient zu Speisen, zum Brennen.

Mandelöl, in den süssen und bitteren Mandeln zu 40 Pc. enthalten, ist hellgelb, von mildem süsslichem Geschmacke, hat ein spec. Gew. von 0,918, erstarrt bei $- 21,25$. — Wird in der Medicin und zu Seifen gebraucht.

Rapsöl (Rüböl), aus den Samen verschiedener Brassica-Arten, (*Brassica Napus oleifera*, Winterraps, — *B. praecox*, Sommerraps, — *B. Napo prassica*, Kohlrübe, — *B. Rapa*, Wasserrübe, weisse Rübe) gewonnen, und darin zu 30—36 Pc. enthalten, ist bräunlich gelb, riecht eigenthümlich, erstarrt bei $- 4$ bis 6° , hat ein spec. Gew. von 0,912 — 0,916. — Dient bei uns vorzüglich als Brennöl, muss aber zu diesem Behufe erst von einer anhängenden schleimigen Substanz befreit werden, was man mittelst conc. Schwefelsäure erreicht,

welche das Oel nicht angreift, dagegen den Schleim verkohlt und in dicken Flocken niederschlägt. Zur Ausführung dieser Refinement giesst man zu 100 Pfund Oel im dünnen Strahle und unter Umrühren $1\frac{1}{2}$ % englische Schwefelsäure, setzt das Umrühren so lange fort, bis das Oel eine bräunlich schwarze Farbe angenommen hat und die geschwärzten Stoffe zu deutlichen Flocken vereinigt sind, mischt alsdann die Hälfte des Oeles an warmen Wasser von 60° hinzu, und überlässt das Ganze einer mehrtägigen Ruhe. Das über dem schwefelsauren Wasser und Schleime stehende klare Oel wird schliesslich durch Spitzbeutel aus Filz oder dgl. filtrirt.

Senföl aus den Samen des schwarzen und weissen Senfs. Der schwarze Senf gibt nur 18 Pc.; das Oel ist bräunlich gelb, dickflüssig, milde, von 0,917 spec. Gewicht, erstarrt bei -18° . Der weisse Senf gibt 36 Pc.; das Oel ist goldgelb, dünnflüssig, milde, von 0,914 spec. Gew., wird bei starker Winterkälte nicht fest, sondern nur dickflüssig und trübe; der feste Antheil desselben ist eigenthümlicher Natur und wird Erucin genannt. Der feste Antheil des Oels des schwarzen Senfs besteht aus Erucin und Stearin.

Flüssige Fette (fette Oele) des Pflanzenreichs, trocknend.

Hanföl, aus den Samen des Hanfs (*Cannabis sativa*), zu 25 Proc. darin, ist frisch hellgrün, wird mit der Zeit braungelb, riecht nach Hanf, schmeckt milde, hat ein spec. Gewicht von 0,927, wird bei -27° fest.— Es wird meistens zur Bereitung der Schmierseife gebraucht.

Leindotteröl, aus den Samen des Leindotters (*Myagrum sativum*), darin zu 28 Proc. enthalten, ist hellgelb, fast geruch- und geschmacklos, von 0,925 spec. Gew., erstarrt bei -19° . Dient als Brennöl, Speiseöl.

Leinöl, aus den Samen des Leins (*Linum usitatissimum*), darin zu 25 Proc. enthalten, ist gelb bis gelbbräunlich, riecht und schmeckt eigenthümlich, unangenehm, hat ein spec. Gewicht von 0,939, wird bei -27° fest.— Dient vorzugsweise zur Bereitung fetter Firnisse und zu Oelfarben. Um es zu diesem Zwecke möglichst geeignet (gut trocknend) zu machen, digerirt man es mit Bleioxyd oder mit Bleiessig, wodurch der dem Oele anhängende Schleim gefällt wird, und erhält so ein bleioxydhaltiges Oel, den sogen. Leinölfirnis. Derselbe liefert durch Vermengen mit Russ die Buchdrucker-

schwärze. — Ferner dient es zur Bereitung des Schwefelbalsams. Um denselben zu erhalten, erhitzt man 3—4 Theile Leinöl in einem sehr geräumigen eisernen Kessel (um das Ueberlaufen zu verhüten) zum Kochen, setzt dann den Kessel vom Feuer und trägt unter beständigem Umrühren 1 Theil gepulverten Schwefel hinein. Das Produkt ist eine schwarzbraune, zähe, elastische, klebende, höchst widrig riechende Masse, welche ausser verschiedenen andern nicht näher studirten Produkten ein schwefelhaltiges ätherisches Oel, Schwefelodyl = C_4H_4S , enthält. — Man gebraucht den Schwefelbalsam, in Terpenthinöl aufgelöst, in der Thierheilkunde.

Mohnöl aus den Samen des Mohns (*Papaver somniferum*), darin zu 40—50 Pc. enthalten, ist blassgelb, geruchlos, von angenehmem Geschmack, 0,925 spec. Gewicht, erstarrt bei -18° . — Dient zu Speisen und zu Firnissen.

Ricinusöl, aus den Samen des in Ost- und Westindien einheimischen Wunderbaumes (*Ricinus communis*), darin zu 50 Pc. enthalten, ist blassgelb, sehr dickflüssig, geruchlos, schmeckt milde, wird aber bald ranzig und besitzt dann einen scharfen, kratzenden Geschmack, hat ein spec. Gewicht von 0,954, wird bei -18° fest. Es gehört zu den wenigen fetten Oelen, welche sich in Alkohol leicht auflösen. Sein fester und flüssiger Antheil ist verschieden von dem anderer Oele, auch enthält es ein flüchtiges Oel von stark aromatischem Geruch und anfangs süßem, dann scharfem Geschmack, welches Oenanthol = C_1H_1O , heisst. — Das Ricinusöl wird in der Medicin als Abführmittel gebraucht.

Wallnussöl, aus den Fruchtkernen des Wallnussbaums (*Juglans regia*), darin zu 50 Pc. enthalten, ist hellgelb, geruchlos, schmeckt milde, hat ein spec. Gew. von 0,928, erstarrt bei -27° . — Dient zu Speisen, Firnissen.

Weinkernöl, aus den Kernen der Weintrauben, welche 10—11 Pc. Oel liefern, ist goldgelb, wird nach und nach bräunlich gelb, riecht schwach, eigenthümlich, schmeckt milde, hat ein spec. Gew. von 0,920, wird bei -16° fest. — Dient als Brennöl in Italien, zu Schmierseife.

Flüssige Fette (fette Oele) des Thierreichs (nicht trocknend).

Eieröl, in dem Dotter des Hühnereies zu 21 Pc. enthalten, wird am vortheilhaftesten durch Behandlung des hart gekochten Dotters mit Aether gewonnen, ist röthlichgelb, bei gewöhnlicher

Temperatur fast salbenähnlich, körnig, riecht und schmeckt schwach, eigenthümlich, wird leicht ranzig. Es ist wesentlich ein Gemenge von Elain und Margarin, enthält aber auch noch Cholesterin, freie Elainsäure, Margarinsäure, Phosphorglycerinsäure und gelben Farbstoff. — Wird in der Medicin gebraucht.

Klauenfett, aus den Fussknochen des Hornviehs durch Kochen mit Wasser gewonnen, ist gelblich, geruch- und geschmacklos, wird nicht leicht ranzig, verdickt sich nur sehr langsam, und wird daher vorzüglich zum Einschmieren der Uhren etc. benutzt.

Thran, das flüssige Fett der Fische und fischartigen Säugethiere (der Wallfisch- und Robbenarten), stimmt wohl wesentlich mit den nicht trocknenden vegetabilischen Oelen überein, unterscheidet sich aber von diesen durch einen widrigen Geruch, saure Reaction und einen fast nie fehlenden Gehalt an Jod, Brom und Phosphor. Besondere Erwähnung verdienen folgende Arten: Der Leberthran, aus der Leber der Stockfische und anderer Arten der Fischgattung *Gadus* erhalten, kommt in 3 Sorten in den Handel, als blanker durch freiwilliges Ausfliessen, braunblanker durch Pressen, und brauner durch Rösten und Pressen der Lebern gewonnen, hat ein spec. Gew. von 0,928, verdickt sich bei -16° . Sein Jodgehalt beträgt etwa $\frac{1}{2500}$. Wird in der Medicin angewandt. — Wallfischthran aus dem Specke des Wallfisches dargestellt, wird, wie der Thran der Robben etc., zum Brennen, zum Einfetten des Leders, in der Sämischerberei, zur Fabrikation der Schmierseife etc. angewandt. Hierher gehört endlich auch das Wallrathöl, welches man bei der Reinigung des rohen Wallraths (s. d.) erhält.

Feste Fette des Pflanzenreichs.

Cacaofett (Cacaobutter), in den Cacaobohnen (den Samen des Cacaobaums, *Theobroma Cacao*, in Westindien und Südamerika) zu 50 Pc. enthalten, wird durch Feinreiben der Bohnen in der Wärme und Auskochen der breiigen Masse mit Wasser gewonnen, ist fest, gelblich-weiss, von mildem Geruch und Geschmack der Bohnen, hat ein spec. Gew. von 0,91, schmilzt bei $+30^{\circ}$. — Wird zu Salben u. dgl. angewandt. Ist ferner ein Bestandtheil der Chocolate.

Cocossussfett, durch Auskochen der Kerne der Cocosnüsse (von *Cocos nucifera*) mit Wasser erhalten, ist weiss, von salbenartiger Consistenz, riecht unangenehm käseartig (von anhängender Caprin-, Capron- und Caprylsäure), schmeckt milde, schmilzt bei

20—22°, wird leicht ranzig. Sein fester Antheil stimmt mit demjenigen des Lorbeerfetts überein. — Es wird zu Seifen, Lichtern, die schlechtern Sorten zur Darstellung von Leuchtgas benutzt.

Lorbeerfett. Aus den frischen Beeren des Lorbeerbaums gewinnt man durch Kochen und Auspressen ein hellgrünes, salbenartiges, körniges Fett, Lorbeeröl, welches bitter, aromatisch schmeckt und wesentlich aus einem festen Fett und einem elainartigen Fett, mit ätherischem Oele verbunden besteht. Das feste Fett, Laurostearin = $C_{17}H_{34}O_2$, ist eigenthümlicher Natur, bildet im reinen Zustande ein weisses, lockeres, fein nadelförmiges Pulver, schmilzt bei +45° und erstarrt beim Erkalten zu einer spröden Masse. — Das Lorbeeröl wird zu Salben gebraucht, soll auch die Fliegen vertreiben. Häufig wird es durch Kochen der gepulverten Lorbeeren mit Schweinefett unter Zusatz von Indigo und Curcuma bereitet; ein solches Präparat nimmt aber auf Zusatz von Ammoniak eine braune Farbe an.

Muscatnussfett (Muscatbutter, Muscatbalsam), aus den frischen Muscatnüssen (*Myristica moschata*) durch Pressen erhalten, welche an 50 Pc. liefern. Es ist bräunlichgelb, brüchig, riecht und schmeckt stark gewürzhaft, enthält ätherisches Oel. Sein festes Fett ist eigenthümlicher Natur, schmilzt bei 31°, bildet weisse, seidenglänzende Nadeln, und hat den Namen Myristin bekommen. — Die Muscatbutter wird in der Medicin gebraucht. Häufig ist sie mit Wallrath verfälscht.

Palmfett (Palmöl, Palmbutter), aus der grünen Fruchtschale von *Elais guianensis*, einer in Guiana einheimischen Palme, gewonnen, ist orangegelb, von der Dicke des Schweinefetts, riecht veilchenartig, schmeckt milde, schmilzt bei +27°, wenn es älter ist bei 32—36°, wird leicht ranzig. Sein festes Fett ist eigenthümlicher Natur, Palmitin = $C_{15}H_{31}O_2$, glänzend weiss, krystallinisch, schmilzt bei 48°. — Das Palmfett dient zu Seifen, zum Brennen, als Wagenschmiere etc.

Zu dieser Abtheilung gehören noch verschiedene feste, verseifbare Fette des Pflanzenreichs, z. B. das japanische Wachs, das chinesische Wachs, die wir bei dem Wachse berühren werden.

Feste Fette des Thierreichs.

Butter, das Fett der Milch der Säugethiere, findet sich etwa zu 4 Pc. in der Kuhmilch, und wird durch heftiges Schütteln des

Rahmes ausgeschieden, enthält dann aber noch 16—20 Pc. Wasser und einige Pc. Käsestoff, wovon man sie durch Schmelzen und Abgiessen befreit. So gereinigt ist die Butter ein Gemenge von 68 Th. Margarın, 30 Th. Elain und 2 Th. Butyrin, Caprin, Capron und Capryl (Verbindungen der Buttersäure, Caprinsäure, Capronsäure und Caprylsäure mit Oelsüss). Sie schmilzt bei 26—32°. — Ihre Anwendung ist bekannt. Man sehe auch den Artikel „Milch“ in der Thierchemie.

Gänsefett, körnig, weich, bei 27° schmelzbar, enthält 68 Pc. Elain, nebst etwas Butyrin und Capron, 32 Pc. Stearin und Margarın.

Menschenfett ist gelblich, geruchlos, von Salbenconsistenz und besteht aus Elain und Margarın.

Schweinefett (Schweineschmalz), das aus der Fettmasse des Netzes vom Schweine ausgelassene Fett, ist weiss, körnig, von steifer Salbenconsistenz, riecht schwach, angenehm, schmeckt milde, wird leicht ranzig und gelblich, schmilzt bei 27°, besteht aus 60 Pc. Elain und 40 Pc. festen Fetten (vorzüglich Margarın).

Talg (Unschlitt), durch Auslassen des Fettes der Schafe, Ochsen, Hirsche und anderer Wiederkäuer erhalten, ist weiss, fest (der Hammeltalg ist fester als der Ochsentalg), wird bald ranzig und gelblich, riecht eigenthümlich unangenehm von anhängenden flüchtigen Fetten (Hircin), schmilzt bei 39—40°, und besteht durchschnittlich aus 25 Pc. Elain und 75 Pc. Stearin mit etwas Margarın.

Wallrath, ein festes Fett, welches sich in einer besonderen Höhle am Kopfe des Potfisches (*Physeter macrocephalus*) und einiger anderer Wallfischarten findet. Der Wallrath ist ursprünglich in einem Oele (Wallrathöl) aufgelöst, scheidet sich aber nach dem Tode des Thieres beim Erkalten krystallinisch aus, und wird durch Pressen und Behandeln mit schwacher Kalilauge vollends davon befreit. Er ist weiss, fest, von blättriger Struktur, geruch- und geschmacklos, von 0,940 spec. Gew., schmilzt bei 45°, und besteht wesentlich aus einem eigenthümlichen Körper, Cetin = $C_{61}H_{124}O_2$, welcher bei 49° schmilzt und sich bei 360° unverändert verflüchtigt. Durch Einwirkung von Alkalien zerfällt der Cetin in eine besondere Säure, Cetylsäure (Aethalsäure) = $C_{31}H_{62}O_2$, und in eine besondere Base, Cetyloxyd (Aethal) = $C_{31}H_{62}O$. Die Cetylsäure schmilzt bei 55°, kommt aber sonst mit der Säure des Palmitins, Palmitinsäure, welche erst bei 60° schmilzt, überein. Das Aethal ist farblos, geruch- und geschmacklos, krystallisirt in Blättchen und Nadeln,

schmilzt bei 48°, verdampft schon in der Hitze des kochenden Wassers, destillirt unverändert über, löst sich in starkem Alkohol und in Aether, nicht in Wasser. — Der Wallrath dient zu Salben, Kerzen etc.

9. Seifen.

Seifen nennt man die Verbindungen, welche durch die Einwirkung der fixen Alkalien, alkalischen Erden und einiger Metalloxyde auf die fetten Körper entstehen. Der dabei vorgehende chemische Process heisst Seifenbildung; wir wollen denselben erst in seinem allgemeinen Umriss betrachten, dann die dabei entstehenden Produkte näher in's Auge fassen, und endlich die Darstellung und Eigenschaften der wichtigsten Seifen einzeln behandeln.

Erhitzt man eins der vorhin beschriebenen Fette, z. B. Baumöl mit einer Auflösung des ätzenden Kalls, so wird das anfangs trübe Gemenge der beiden Flüssigkeiten nach und nach klar, etwas zähflüssig, leimartig (Seifenleim), und erwärmt man jetzt eine Probe davon mit einer grössern Quantität Wasser, so findet man, dass sie sich darin auflöst. Das Fett ist also durch die Behandlung mit dem Alkali in Wasser löslich geworden, muss demnach eine wesentliche Veränderung erlitten haben. Die dabei gebildeten Produkte können mit Hülfe einer stärkern Säure abgeschieden werden; setzt man nämlich zu dem stark alkalisch reagirenden Seifenleime, während er noch heiss ist, Schwefelsäure, so scheidet sich auf der Oberfläche der Flüssigkeit eine ölige Schicht ab, welche beim Erkalten zu einer butterartigen Masse erhärtet. Diese Masse kann, wie das in der Winterkälte erstarrte Baumöl, durch Pressen zwischen Papier in zwei Substanzen geschieden werden, welche aber jetzt ganz andere Eigenschaften besitzen, als die ursprünglichen Gemengtheile des Baumöls, das Elain und Margarin. Jene durch die Schwefelsäure ausgeschiedenen Fettmassen lösen sich nämlich in Alkohol und Aether weit leichter als das Elain und Margarin, die Lösungen reagiren sauer; sie verbinden sich mit den reinen Alkalien direkt und weit rascher, als das Elain und Margarin, unterscheiden sich von diesen auch noch durch einige andere Merkmale, und heissen ihrer Abstammung und sauren Natur gemäss Elainsäure und Margarinsäure. — Die Flüssigkeit, welche nach der Sättigung mit Schwefelsäure und nach der Entfernung der ausgeschiedenen Fettsäuren übrig geblieben ist, enthält jetzt ausser schwefelsaurem Kali noch ein Produkt des

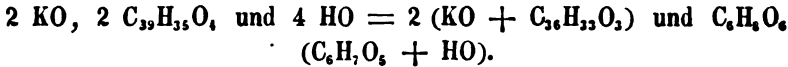
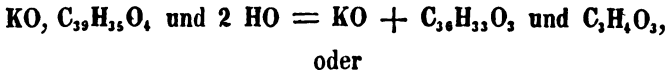
Fettes; verdunstet man sie nämlich bis beinahe zur Trockne, schüttelt mit Weingeist, filtrirt vom schwefelsauren Kali ab, und verdunstet das Filtrat, so hinterlässt dasselbe endlich einen süßen Sirup, der den Namen Oelsüss oder Glycerin bekommen hat.

Stellt man den eben beschriebenen Versuch mit Talg an, so erhält man nebst Oelsüss, als fette Säuren: Elainsäure und Stearinsäure. Leinöl liefert nebst Oelsüss: Olinsäure und Margarinsäure. Palmfett liefert nebst Oelsüss: Elainsäure und Palmitinsäure u. s. w. Es ist nun leicht einzusehen, dass beim Behandeln von reinem Elain mit Kalilauge: Elainsäure und Oelsüss, unter denselben Umständen aus reinem Stearin: Stearinsäure und Oelsüss, aus reinem Olin: Olinsäure und Oelsüss, aus reinem Margarin: Margarinsäure und Oelsüss, aus reinem Palmitin: Palmitinsäure und Oelsüss entstehen müssen.

In derselben Weise, wie Aetzkalilauge, wirken auch Aetznatronlauge, die Lösungen der kohlen sauren fixen Alkalien, ferner einige andere starke Basen, wie Baryt, Strontian, Kalk, Bleioxyd, auf die fetten Körper; diese zerfallen dadurch sämmtlich in Oelsüss und in saure Fette oder Fettsäuren, welche sich mit den Basen vereinigen.

Da das Oelsüss und die Fettsäuren die einzigen Produkte dieses Processes sind, so scheint es ganz einfach und natürlich, die fetten Körper als neutrale Verbindungen des Oelsüss mit den Fettsäuren, gleichsam als Salze zu betrachten, in denen das Oelsüss die Rolle der gemeinschaftlichen Basis spielt. Die Wirkungsweise der genannten starken Basen (Kali u. s. w.) wäre demnach ein Akt der einfachen Wahlverwandtschaft, und bestände darin, dass die Fettsäuren ihre schwache Basis, das Oelsüss, verliessen und sich mit der starken Basis vereinigten. Nun finden wir aber in den einfachen Fetten Elain, Margarin, Stearin etc., nicht die zur Bildung von Oelsüss und Elainsäure, Margarinsäure, Stearinsäure etc. nöthige Anzahl von Kohlenstoff-, Wasserstoff- und Sauerstoff-Aequivalenten. Während z. B. das freie Elain die Formel $C_{33}H_{55}O_4$ hat, besteht das freie Oelsüss aus $C_6H_8O_6$ ($C_6H_8O_6 + HO$) und die freie Elainsäure aus $C_{27}H_{47}O_4$ ($C_{27}H_{47}O_4 + HO$); zieht man aber von der Formel des Elains die Formel der wasserfreien Elainsäure ab, so bleiben nur $C_6H_8O_2$ übrig, welche doppelt genommen = $C_6H_8O_2$ noch immer 3 Aeq. HO weniger enthalten, als das wasserfrei gedachte Oelsüss = $C_6H_8O_6$. Denkt man sich daher die Elainsäure fertig gebildet und wasserfrei im Elain, so ist sie darin an einen Körper = C_6H_8O gebunden; dieser Körper, Lipyl-

oxyd genannt, ist im isolirten Zustande unbekannt, denn wenn auf das Elain starke Basen einwirken, so bindet das Lipyloxyd in demselben Momente, wo die Elainsäure sich von ihm trennt und an die starke Basis tritt, eine gewisse Menge Wasser und tritt als Oelsüss auf. Das folgende Schema zeigt diesen Vorgang:



Genau ebenso wie mit dem Elain verhält es sich in dieser Beziehung mit den übrigen einfachen Fetten, dem Olin, Margarin, Stearin, Palmitin etc. Margarin und Stearin z. B. haben die Formel C₃₇H₇₅O₂, Margarinsäure und Stearinsäure die Formel C₃₇H₇₅O₂ + HO; wird C₃₇H₇₅O₂ von C₃₆H₇₃O₂ abgezogen, so bleibt Lipyloxyd = C₆H₅O₂ übrig, welches unter Wasseraufnahme in Oelsüss übergeht.

Die Einwirkung gewisser starker Basen auf die Fette — der Seifenbildungsprocess — ist also allerdings ein Akt der einfachen Wahlverwandtschaft, und besteht darin, dass die in den Fetten an Lipyloxyd gebundenen Fettsäuren (Elainsäure, Margarinsäure, Stearinsäure etc.) sich mit den starken Basen zu neuen Salzen vereinigen, und das Lipyloxyd frei wird, aber im Momente seiner Trennung eine gewisse Menge Wasser chemisch bindet und sich in Oelsüss verwandelt.

Die meisten andern Basen wirken auf die Fette zwar direkt wenig oder gar nicht ein; man kann sie aber leicht auf indirektem Wege mit den Fettsäuren verbinden, wenn man die Auflösungen ihrer Salze mit den Auflösungen der Kali- oder Natronseifen zusammenbringt. So z. B. geben auf diesem Wege Kupfersalze, Eisensalze, Alaun etc. Niederschläge von fettsaurem Kupferoxyd, — Eisenoxydul, — Eisenoxyd, — Alaunerde etc. Ebenso lassen sich Kalkseife, Barytseife, Bleiseife durch doppelte Verwandtschaft, also auf zweierlei Weise darstellen, denn Kalk, Baryt, Bleioxyd wirken, wie schon oben bemerkt, auch direkt verseifend auf die Fette.

Betrachten wir nun das Oelsüss und die fetten Säuren etwas näher.

Oelsüss (Oelzucker, Glycerin, Glyceryloxyd) =

$C_6H_8O_2 + HO$, ist im concentrirtesten Zustande ein farbloser oder gelblicher Sirup ohne Geruch, von reinstem Zuckergeschmack, 1,27 spec. Gewicht, mischt sich mit Wasser, Alkohol und Aether in jedem Verhältniss, zersetzt sich in starker Hitze in verschiedene Produkte, unter denen sich besonders das bereits oben (S. 590) erwähnte scharfe Acrolein befindet, und hinterlässt Kohle, welche bei Luftzutritt vollständig verbrennt. Beim Erhitzen an der Luft lässt sich das Oelstüss auch entzünden und brennt mit blauer Flamme. Mit Hefe geht es nicht in Gährung über.

Elaïnsäure (Oelsäure der nicht trocknenden Oele) $= C_{18}H_{34}O_2 + HO$, wird am reinsten erhalten, wenn man Baumöl oder Mandelöl mit Bleioxyd verseift, die gebildete Bleiseife mit Wasser kocht, um das Oelstüss zu entfernen, dann trocknet und mit Aether digerirt. Der Aether löst das elaïnsaure Bleioxyd, nicht aber das margarinsaure Bleioxyd auf. Den ätherischen Auszug schüttelt man mit verdünnter Salzsäure und lässt die von dem ausgeschiedenen Chlorblei getrennte ätherische Lösung der Elaïnsäure im Wasserbade verdunsten. Sie ist eine farblose ölige Flüssigkeit, riecht und schmeckt schwach ranzig, röthet Lackmus, hat ein spec. Gew. von 0,898, gesteht bei einigen Graden unter Null zu einer weissen krystallinischen Masse, löst sich nicht in Wasser, sehr leicht in Alkohol, Aether und Oelen, lässt sich nicht destilliren, sondern zerfällt dabei in Kohlensäure, Kohlenwasserstoffe, eine eigenthümliche krystallinische Fettsäure $= C_{10}H_{18}O_2 + HO$, welche der Benzoësäure ähnlich ist, und hinterlässt viel Kohle. Salpeterige Säure verwandelt die Elaïnsäure in eine feste blätterige Masse einer neuen, mit der Elaïnsäure isomeren Säure, Elaïdinsäure, welche bei 45° schmilzt. — Das neutrale elaïnsaure Kali ist weiss, zerreiblich, zerfließt an der Luft, schmeckt bitter alkalisch, löst sich leicht in Wasser und Weingeist; die geistige Lösung bleibt beim Erkalten klar. Die wässrige Lösung wird durch Chlorkalium nicht getrübt, durch Chlornatrium hingegen entsteht darin eine Ausscheidung von neutralem elaïnsaurem Natron, welches in dem entstandenen Alkalisalze (Chlorkalium) unlöslich ist. Durch viel Wasser zerfällt die wässrige Lösung in freies Kali und in saures elaïnsaures Kali, welches sich als unlösliche Gallerte abscheidet. Das Natronsalz ist luftbeständig, stimmt aber sonst mit dem Kalisalze überein. Die übrigen elaïnsauren Salze lösen sich nicht in Wasser, wohl aber gleichfalls in Weingeist.

Olinsäure (Oelsäure der trocknenden Oele) = $C_{18}H_{34}O_2 + HO$, wird, wie die vorige Säure, aus dem Leinöl erhalten, und ist ihr sehr ähnlich, gibt aber mit salpeteriger Säure keine Elaidinsäure.

Margarinsäure = $C_{17}H_{33}O_2 + HO$, lässt sich bei Gelegenheit der Darstellung der reinen Elainsäure aus dem vom Aether ungelöst gebliebenen margarinsauren Bleioxyde gewinnen, wenn man dasselbe mit einer verdünnten Mineralsäure zersetzt. Oder man kocht Stearinsäure mit Salpetersäure von 1,28 spec. Gew. einige Minuten lang, und krystallisirt die nach dem Erkalten als feste Masse auf der Flüssigkeit schwimmende Margarinsäure aus Alkohol um. Sie ist der Stearinsäure sehr ähnlich, bildet weisse, feine lockere Nadeln, schmilzt aber bei 60° , löst sich nicht in Wasser, schwer in kaltem, sehr leicht in heissem Alkohol, auch in Aether, die Lösung reagirt sauer; in höherer Temperatur destillirt die Margarinsäure grösstentheils unzersetzt über. — Die Salze der Margarinsäure besitzen im Ansehen und Verhalten die grösste Aehnlichkeit mit denen der Stearinsäure.

Stearinsäure (Talgsäure) = $C_{18}H_{36}O_2 + HO$, erhält man am leichtesten durch Umkrystallisiren der käuflichen Säure (Stearinkerzen) aus Alkohol, oder: man verseift Talg mit Kalilauge, zersetzt die Seife mit Schwefelsäure, preßt die abgeschiedene Masse zwischen Papier und krystallisirt sie aus Alkohol um. Sie krystallisirt in weissen feinen Blättchen und Nadeln, schmilzt bei 72° , zersetzt sich bei der Destillation in Margarinsäure und andere Produkte, löst sich nicht in Wasser, sehr leicht in Alkohol und Aether; wird durch Salpetersäure erst in Margarinsäure umgewandelt, später entsteht Bernsteinsäure. — Das neutrale stearinsaure Kali bildet weisse glänzende Nadeln oder Blättchen von schwach alkalischem Geschmack, löst sich wenig in kaltem Wasser, leicht in heissem Weingeist, nach dem Erkalten gallertartig erstarrend. Mit 10 Th. kaltem Wasser bildet es einen undurchsichtigen Schleim, der bei 99° schmilzt und beim Erkalten perlglänzend wird; mit 25 Theilen heissem Wasser erfolgt vollständige Lösung, leichter, wenn etwas freies Alkali hinzugefügt wird, die Lösung erleidet durch Chlorkalium keine Trübung, lässt aber auf Zusatz von Chlornatrium neutrales stearinsaures Natron fallen, welches in dem entstandenen Alkalisalze (Chlorkalium) unlöslich ist. Viel Wasser zerlegt die Auflösung des neutralen stearinsauren Kalis in freies Kali und in unlösliches saures

stearinsaures Kali. — Das neutrale stearinsaure Natron bildet glänzende geruch- und geschmacklose Blättchen oder eine harte durchscheinende Seife, löst sich wenig in kaltem Wasser, wird von heissem leichter zersetzt als das Kalisalz, gibt mit 10 Th. Wasser eine dicke, beinahe durchsichtige Lösung, die bei 62° zu einer festen weissen Masse geseht; löst sich in 50 Th. heissem Wasser zu einer noch unter 100° filtrirbaren Flüssigkeit, welche mit 2000 Th. Wasser versetzt, saures Salz in perlglänzenden Schuppen fallen lässt. 20 Theile heisser Weingeist bilden eine vollkommene Lösung, die beim Erkalten zu einer durchscheinenden, durch die Bildung glänzender Krystalle undurchsichtig werdenden Gallerte geseht (Ursache der Sternchen im Opodeldok). — Alle übrigen stearinsauren Salze sind in Wasser unlöslich, aber in Weingeist löslich.

Die sogen. Stearinkerzen bestehen wesentlich aus Stearinsäure mit geringen Antheilen Margarinsäure. Zu ihrer Darstellung erhitzt man Talg mit Kalkmilch, welche $\frac{1}{4}$ vom Gewichte des Talgs Kalk enthält, unter Umrühren 6—7 Stunden lang. Nach vollendetem Verseifen und Erkalten findet man auf der Oberfläche der Flüssigkeit eine Kalkseife, aus stearin-, margarin- und elainsaurem Kalk bestehend, während das Oelsüss sich im Wasser gelöst befindet. Die Kalkseife wird herausgenommen, mit verdünnter Schwefelsäure zersetzt, die ausgeschiedenen Fettsäuren werden mit Wasser umgeschmolzen, zum Erkalten hingestellt, und hierauf unter kräftige Pressen gebracht, wobei die Elainsäure abfließt, die Stearin- und Margarinsäure hingegen zurückbleiben. Die rückständigen Presskuchen erhitzt man wieder zum Schmelzen, setzt gewöhnlich 3—5 Pc. Wachs hinzu, damit die Kerzen keinen krystallinischen Bruch zeigen, und giesst in Formen. Die Dochte zu diesen Kerzen werden zuvor in eine verdünnte Lösung von Borsäure getaucht und getrocknet; diese Behandlung macht das Putzen der Stearinkerzen unnöthig, weil die Borsäure mit der Dochtasche zu einem Glase zusammenschmilzt, das man in Gestalt von Kügelchen an dem obern Ende des Dochtes in dem Maasse schimmern sieht, als die Verbrennung fortschreitet.

Zu den im engern Sinne als Seife bezeichneten Produkten übergehend, haben wir zunächst zu unterscheiden: Weiche oder Schmierseife und harte Seifen. Die weichen Seifen enthalten vorzugsweise Olinsäure in Verbindung mit Kali. Die harten Seifen enthalten: Stearinsäure, Margarinsäure und Elainsäure, gebunden an Natron; man fertigt dieselben entweder unmittelbar mit Natronlauge an, oder stellt

erst einen Kaliseifenleim dar und zersetzt denselben durch Zusatz von Kochsalz, wodurch Natronseife und Chlorkalium entstehen. Dem Seifensieden geht immer erst die Darstellung einer, wenn auch unreinen Aetzlaug vor aus; gebrannter Kalk wird nämlich mit soviel Wasser gelöscht, dass er eine klumperige Masse bildet, dann mit roher Holzasche, Potasche oder roher Soda gemengt, in ein aufrecht stehendes Fass auf einen durchlöcherten Boden, der sich einige Zoll über dem eigentlichen Fassboden befindet, gebracht, mit Wasser übergossen, nach einigen Tagen mehr Wasser zugesetzt und nun die Masse ausgelaut. Die abgezapfte Lauge ist mehr oder weniger dunkelbraun, die erste am stärksten, die folgenden Portionen immer schwächer. Das Auslaugen wird beendigt, wenn das Waschwasser nicht mehr merklich alkalisch schmeckt und sich nicht mehr schlüpfrig anfühlt.

Weiche Seife (Schmierseife, Grüne Seife). Die hierzu angewandten Fette sind vorzüglich die wohlfeilen trocknenden, wie Hanföl, Leinöl, aber auch andere, in niedrigem Preis stehende Fette, wie Fischthran, Rapsöl, ordinäres Baumöl, Fettabgänge aller Art, werden dazu benutzt. Man kocht das Fett in einem tiefen gusseisernen Kessel mit einer verdünnten Aetzkalilauge, von der man nöthigenfalls von Zeit zu Zeit eine neue Portion zugiesst, so lange, bis ein ziemlich klarer Seifenleim entstanden ist. Zeigt alsdann eine herausgenommene Probe noch nicht die gewünschte Konsistenz, so setzt man das Kochen fort, bis dieser Zeitpunkt eingetreten ist. Die ausgeschöpfte Seife wird nach dem Erkalten in Fässer gefüllt. Sie bildet eine dicke, zähe, durchscheinende, schlüpfrige, meist übelriechende, stark alkalische, grünlich- oder gelblichbraune Masse (die beliebte grüne Farbe wird ihr häufig durch besondere Zusätze, wie Indigo etc. ertheilt; auch färbt man sie zuweilen schwärzlich durch Eisenvitriol und Galläpfel); sie löst sich leicht in Wasser zu einer stark schäumenden Flüssigkeit auf, in Weingeist löst sie sich unter Zurücklassung der fremden Salze der Kalilauge. War bei ihrer Bereitung Talg mit benutzt worden, so erscheint die Schmierseife häufig körnig-krySTALLINISCH durch eingemengtes festes stearinsaures Kali.

Da bei der Bereitung dieser Seife von den hinzugebrachten Materialien kein Theil entfernt wird (mit Ausnahme von Wasser), so enthält sie ausser den Kalisalzen der aus den angewandten Fetten abgeschiedenen Fettsäuren, auch noch das gleichzeitig gebildete Oel-süss, und die fremden Salze der Asche oder der Potasche; endlich noch

einen gewissen Ueberschuss von Kali und kohlen saurem Kali. Der Wassergehalt wechselt von 30—50 Pc.

Die Schmierseife dient hauptsächlich zum Reinigen gröberer Wäsche, zum Walken, in der Leinwandbleiche etc.

Harte Seifen. Zur Darstellung derselben wird bei uns vorzugsweise Talg, in südlichen Ländern Baumöl verwendet. Früher bediente man sich bei uns als Lauge ausschliesslich der Kalilauge (Aschenlauge) und verwandelte dann die gebildete Kaliseife durch Zusatz von Kochsalz in Natronseife. Jetzt wendet man häufig geradezu Natronlauge an (wie diess im südlichen Europa stets geschieht); doch bedarf man demungeachtet eines, wenn auch weit geringern Zusatzes von Kochsalz, welcher in diesem Falle bloss den Zweck hat, die gebildete Natronseife von der übrigen Flüssigkeit, der sogen. Unterlauge, zu trennen, und sie dadurch vom Wasser, den fremden salzigen Bestandtheilen der Lauge und dem Oelstüss zu befreien. Dieser Abscheidungs- und Reinigungs-Process, das Aussalzen, beruht auf der Eigenschaft der Verbindung der fetten Säuren mit dem Natron, sich in den Auflösungen der Alkalisalze nicht zu lösen. Man sieht nun leicht ein, dass, während beim Verseifen mit Natronlauge das dem fertigen Seifenleime zugesetzte Kochsalz nichts weiter bewirkt, als die Abscheidung (Unlöslichmachung) der Natronseife, beim Sieden mit Kalilauge das Aussalzen einen doppelten Zweck hat: Umwandlung der Kaliseife in Natronseife und Abscheidung der Natronseife durch das erzeugte Chlorkalium.

Zur Talgseife (Hausseife) nimmt man auf 100 Pfund Potasche, welche auf die oben angegebene Weise durch Kalk ätzend gemacht sind, 250 Pfund Talg. Nachdem der Seifenleim gebildet ist, setzt man 30—40 Pfund Kochsalz hinzu, und seihet die abgeschiedene, oben schwimmende Seife durch ein grobes Tuch, um sie von gröbern Unreinigkeiten (welche auf dem Tuche zurückbleiben) zu befreien. Nach $\frac{1}{2}$ Stunde nimmt man die Seife von der Lauge ab, kocht sie, um sie noch mehr zu reinigen, mit neuer, mit etwas Kalilauge versetzter Kochsalzlösung, bis eine Probe hart erscheint und beim Drucke sich blättert, schöpft sie in ein Gefäss mit fein durchlöcherter Boden, bringt sie in Formen, lässt sie darin erkalten, zerschneidet sie mittelst eines Drahtes in viereckige lange Stücke und lässt dieselben an der Luft austrocknen. Die so gewonnene Seife (Kernseife) ist fest und hart. 250 Pfund Talg liefern etwa 400 Pfund Seife. Sie besteht wesentlich aus stearinsäurem und elainsäurem Natron.

Ihr grau marmorirtes Ansehen rührt von gebildeten Kupferoxyd- und Eisenoxydulseifen her, die sich beim Erkalten an einzelnen Stellen angesammelt haben.

Setzt man der Talgseife vor dem Aussalzen 50 Pc. Colophonium hinzu, so erhält man die sogenannte Harzseife, welche braun aussieht, und sowohl zum Waschen, wie auch zum Reinigen von Geschirren angewandt wird.

Die Baumölseife (spanische, französische, venetianische Seife) wird mit Natronlauge und Baumöl bereitet. Zuweilen gibt man ihr (höchst unpassend!) durch künstlichen Zusatz von Eisenvitriol ein starkmarmorirtes Ansehen; es bildet sich nämlich dabei Eisenoxydulseife und ertheilt der Seife zum Theil eine graublauere Farbe. Enthält die Natronlauge Schwefelnatrium, so entsteht aus einem Theile des Eisenvitriols Schwefeleisen, welches bei Luftzutritt allmählig in basisch schwefelsaures Eisenoxyd übergeht und die Seife röthlich marmorirt macht.

Cocosnussölseife wird aus Cocosnussfett, häufig mit Zusatz von Talg, und reiner Natronlauge bereitet. Sie ist weiss, sehr fest, etwas durchscheinend.

Medicinische Seife, eine aus Mandelöl oder reinstem Baumöl und reiner Natronlauge bereite Seife, ist weiss, hart.

Gute Natronseifen müssen weiss oder doch nur schwach gelblich, trocken, nicht fett, in Wasser und noch leichter in Weingeist löslich seyn; die Lösungen reagiren stark alkalisch. Wittert an der Aussenfläche der Seife Salz aus, so enthält sie überschüssiges Natron, welches nun als kohlenensaures Natron auftritt. In der Wärme soll sie nicht über 10—15 Pc. am Gewichte verlieren.

Die harten oder Natronseifen dienen zum Reinigen der Haut, der Wäsche, der Tuche, Wollenzeuge, zum Bleichen, als Schmiermittel um die Reibung zu verhindern, zur Darstellung lithographischer Tinte etc. Die Wirkung der Seife beim Waschen liegt darin, dass sich das neutrale elainsaure, margarinsäure und stearinsäure Alkali in zweifach-elainsaures, -margarinsäures und -stearinsäures Alkali und in freies Alkali umwandelt; das freie Alkali entfernt die anhängende Unreinigkeit von der Faser und die zweifach-fettsauren Salze hüllen dieselbe so ein, dass sie durch das Wasser weggeschwemmt wird. Ist das Wasser reich an Kalk- und Magnesiumsalzen, so geht ein Theil der Seife verloren, indem sie sich mit den Salzen dieser alkalischen Erden in unlösliche Kalk- und Magnesiumseife umsetzt; ein

solches Wasser taugt daher nicht zum Waschen mit Seife, und heisst hartes, während das an alkalisch-erdigen Salzen arme Wasser weiches genannt wird.

10. Wachsarten.

Wachs ist ein im Pflanzenreiche sehr allgemein verbreiteter Stoff; es bildet den Ueberzug der Blätter, Stängel, Früchte, fliesst mehr oder weniger rein aus dem Stamme vieler Palmen, findet sich ferner in den einzelnen Theilen der Pflanzen, vorzüglich im Blütenstaube; auch im thierischen Organismus, sowie im Mineralreiche kommen wachsartige Stoffe vor; endlich und in grösster Menge wird es von den Bienen aus dem Nektar der Blüten bereitet, an ihren Bauchringen ausgeschwitzt, und in den von ihnen (ebenfalls aus Wachs erbaueten) Zellen nebst dem Honig abgesetzt.

Die in den drei Naturreichen vorkommenden wachsartigen Stoffe zeigen sowohl in ihrem Verhalten als in ihrer Zusammensetzung Verschiedenheiten, und kommen nur in folgenden Merkmalen miteinander überein. Sie sind weiss bis gelblich oder bräunlich, bei gewöhnlicher Temperatur fest, in gelinder Wärme knetbar, schwach klebend, kaum fettig, schmelzen in etwas höherer Temperatur (einige unter, andere über 100°), erleiden bei noch grösserer Hitze mehr oder minder bedeutende Zersetzungen, haben keinen oder nur wenig Geruch und Geschmack, sind leichter als Wasser, lösen sich nicht in Wasser, ziemlich schwer in Alkohol, leichter in Aether und Oelen, werden durch Alkalien schwer oder gar nicht verseift, brennen angezündet mit heller Flamme und bestehen aus Kohlenstoff und Wasserstoff mit wenig Sauerstoff (einige fossile Wachsarten enthalten keinen Sauerstoff). Der Typus aller wachsartigen Stoffe ist das

Bienenwachs. In dem Zustande, wie es aus den Bienenzellen durch Umschmelzen mit Wasser gewonnen wird, ist es gelb (gelbes Wachs), von eigenthümlichem, schwachem, angenehmem Geruche, hart, wird in dünnen Lagen durch den Einfluss von Licht, Luft und Feuchtigkeit geruchlos und weiss (weisses Wachs), an den Kanten durchscheinend, und schmilzt bei 63°. Durch Destillation wird es zersetzt; das Destillat (Wachsöl) besteht aus einem flüssigen Antheile (verschiedene Kohlenwasserstoffe, Essigsäure und Metacelonsäure) und aus einem festen (Paraffin, Palmitinsäure und Margarinsäure); im Rückstande bleibt eine kohlige Masse. Kalter Al-

kohol nimmt vom Wachs nur sehr wenig auf; kochender löst den grössten Theil ($\frac{1}{10}$) und lässt ihn beim Erkalten wieder fallen, der nicht gelöste Antheil ($\frac{1}{10}$) wird erst von 200 Theilen kochenden Alkohols aufgenommen. Der in heissem Alkohol leicht lösliche Theil wird auch von Aether leicht aufgelöst, schmilzt bei 62° , gibt beim Kochen mit Kalilauge einen trüben Seifenleim ohne gleichzeitiges Auftreten von Oelsüss und hat den Namen Cerin bekommen. Dieses Cerin ist aber noch keine einfache Substanz; der verseifbare Antheil, welcher darin vorherrscht, heisst Cerotinsäure $= C_{31}H_{52}O_2 + HO$, schmilzt bei $79-80^{\circ}$ und verflüchtigt sich unzersetzt. Der in heissem Alkohol sehr schwer auflösliche Theil des Waxes löst sich auch erst in 100 Th. kaltem Aether, schmilzt bei 65° und heisst Myricin. Das Myricin wird von Kalilauge schwer angegriffen; beim Schmelzen mit Kalihydrat liefert es wesentlich Palmitinsäure und einen neuen, bei 85° schmelzbaren indifferenten Körper, Melissin $= C_{40}H_{72}O_2$. Aetherische und fette Oele lösen das Wachs leicht auf. Was die elementare Zusammensetzung des Bienenwaxes als Ganzen betrifft, so schwanken die Formeln zwischen $C_{70}H_{100}O$ und $C_{70}H_{70}O_2$, was wohl darin seinen Grund hat, dass das Wachs nicht immer ein und dieselbe Menge von Cerin und Myricin enthält.

Die Benutzung des Waxes ist sehr mannigfach und bekannt. Es wird häufig mit Talg, auch mit Stearinsäure verfälscht. Den Talg erkennt man schon an seinem eigenthümlichen widrigen Geruche, wenn man das Wachs anschneidet. Die Stearinsäure kann dem Wachse durch Erhitzen mit einer verdünnten Auflösung von kohlenurem Natron entzogen werden; was nach dieser Behandlung das rückständige Wachs weniger wiegt, ist Stearinsäure.

Folgende Wachsarten verdienen hier noch erwähnt zu werden.

Brasilianisches Wachs, von der Rinde der Carnaubapalme, ist hellgrau, riecht angenehm, schmilzt bei 96° , lässt sich nicht verseifen.

Chinesisches Wachs, aus den Früchten des Talgbaumes (*Stillingia sebifera*) durch Auskochen gewonnen, schmilzt bei 37° , besteht aus einem flüssigen Fette und einem besondern Stearin, welches bei 60° schmilzt; beide leicht verseifbar. — Eine andere Art chinesisches Waxes, welche von Insekten abstammen soll, sieht dem Wallrath ähnlich, schmilzt bei etwa 80° , enthält als nähere Bestandtheile Cerotinsäure (s. oben) und Cerotin $= C_{31}H_{52}O_2$,

welches bei 80° schmilzt und durch Oxydation in Carotinsäure übergeführt werden kann.

Japanisches Wachs, durch Auskochen der Blätter, Zweige und Früchte von *Rhus succedanea* gewonnen, ist blassgelblich, mit einem weissen Hauche überzogen, spröde, schmilzt bei 42°, lässt sich leicht verseifen und liefert dabei Palmitinsäure und Oelsüss, ist also palmitinsaures Lipyloxyd = $C_2H_2O + C_{11}H_{21}O_2$.

Nordamerikanisches Wachs, aus den Früchten der *Myrica cerifera* und anderer Arten dieser Gattung gewonnen, ist grünlich, schmilzt bei 49°, lässt sich leicht verseifen, und liefert dabei ähnliche Produkte wie der gewöhnliche Talg.

Palmwachs, von der Rinde der in den Anden vorkommenden Palme *Ceroxylon Andicola*, ist gelblich, spröde, schmilzt etwas über 100°, ist ein Gemisch von einem eigenthümlichen Harze, Ceroxylin = $C_{20}H_{38}O$, und Wachs, das mit dem Bienenwachs übereinkommt.

An diese Pflanzenwächse schliessen sich drei ähnliche thierische Produkte, die Ambra, das Cholesterin und das Leichenfett.

Ambra, ein Produkt der Einwirkung des Wassers auf abgestorbene wohlriechende Sepien, findet sich auch zuweilen im Potfische (von dem es verschluckt wurde), ist grau, braun bis schwärzlich (durch den tintenartigen Saft der Sepien gefärbt), riecht sehr angenehm, erweicht schon in der Hand, schmilzt in mässiger Wärme, löst sich in Aether und ätherischen Oelen, schwer in Weingeist, und enthält 85 Pc. eines eigenthümlichen unverseifbaren Fettes, das bei 36° schmilzt, und 13 Pc. ätherisches Oel.

Cholesterin (Gallensteinfett) = $C_{27}H_{48}O + HO$, findet sich in grösster Menge in den Gallensteinen, in geringen Quantitäten auch in der Galle, im Gehirn, Blute, Eigelb etc., bildet grosse, weisse, perlmutterglänzende Blätter, ist geruch- und geschmacklos, verliert in gelinder Wärme sein Wasser, schmilzt bei 137° und destillirt unverändert über, löst sich leicht in Aether, sehr schwer in Alkohol, wird von Alkalien nicht angegriffen.

Leichenfett (Fettwachs, Adipocire), ein mehr oder weniger verändertes festes Fett, welches man von thierischen Substanzen, die längere Zeit unter Wasser oder in feuchter Erde gelegen haben, erhält. Es ist das Produkt der Einwirkung des bei der Fäulniss der stickstoffhaltigen Materien des Thierkörpers gebildeten Ammoniaks auf das ursprüngliche thierische Fett, eine Art Ammoniakseife.

11. Harze.

Eine sehr grosse und sehr verbreitete Klasse von Körpern, welche aus den ätherischen Oelen durch den oxydirenden Einfluss der Atmosphäre entstanden sind. Sie fliessen, mit ätherischem Oele verbunden, theils von selbst, theils durch an den Gewächsen gemachte Einschnitte aus, oder werden durch Auflösungsmittel extrahirt. Im Allgemeinen lassen sie sich folgendermassen charakterisiren. Sie sind farblos oder gefärbt, durchsichtig oder durchscheinend, meist spröde, meist amorph, seltner krystallinisch, werden durch Reiben negativ elektrisch, haben ein spec. Gewicht von 0,93—1,20, sind geruchlos oder von anhängendem ätherischem Oele riechend, geschmacklos oder bitter, scharf, schmelzen in der Wärme, zersetzen sich in höherer Temperatur unter Verkohlung, brennen mit russender Flamme, lösen sich nicht in Wasser, wohl aber in Weingeist, meist auch in Aether und Oelen, die Lösungen reagiren meistens sauer, lösen sich auch in Alkalien und liefern damit seifenähnliche Verbindungen. Sie enthalten vorwaltend Kohlenstoff, Wasserstoff, meist auch Sauerstoff, keinen Stickstoff.

Zur leichtern Uebersicht wollen wir die Harze in mehrere natürliche Gruppen bringen, und dann aus jeder dieser Gruppen die wichtigsten näher betrachten.

1) Hartharze oder eigentliche Harze, sind bei gewöhnlicher Temperatur spröde.

2) Weichharze, bei gewöhnlicher Temperatur schmierig, werden meist erst durch Ausziehen von Pflanzenstoffen mit Alkohol oder Aether gewonnen, und sind wahrscheinlich in den meisten Fällen Gemische aus Harz, ätherischem oder fettem Oele, Alkohol, vielleicht auch Hydrate. Von den Balsamen unterscheiden sie sich durch den Mangel an Geruch.

3) Balsame, natürliche Verbindungen von Harz mit ätherischem Oele, bei gewöhnlicher Temperatur halb- bis ganz flüssig, durch's Alter dicker und häufig fest werdend.

4) Gummiharze (Schleimharze), natürliche Verbindungen von Harz, ätherischem Oel und Gummi, bei gewöhnlicher Temperatur fest oder weich.

5) Elastisches Harz oder Kautschuk.

Hartharze oder eigentliche Harze.

Anime, fliesset aus in den Stamm und die Zweige von *Hyme-*

naea Courbaril, einem in Südamerika und Westindien einheimischen Baume, gemachten Einschnitten, bildet blassgelbe, im Bruche glasige, auf der Oberfläche weiss bestäubte Stücke, riecht, besonders beim Erwärmen, angenehm, erweicht im Munde, löst sich in Alkohol und in Oelen. Kalter Alkohol zerlegt es in 2 Harze, ein leicht lösliches amorphes und ein schwer lösliches krystallinisches, welches aus $C_{10}H_{13}O$ besteht. Ausserdem enthält es etwa 1 Pc. ätherisches Oel. — Man benutzt es zu Lackfirnissen und zum Räuchern.

Asphalt (Judenpech, Erdpech), ein Erdharz, welches in grossen Massen am todtten Meere, an einem See auf der Insel Trinidad und noch an vielen andern Orten vorkommt. Es ist schwarz, pechglänzend, spröde, als Pulver schwärzlichgraubraun, riecht unangenehm, hat ein spec. Gewicht von 1,07 — 1,65, schmilzt bei 100°, entzündet sich leicht und verbrennt mit leuchtender Flamme unter Zurücklassung von wenig Asche. Alkohol löst nur 5 Pc. eines gelben Harzes aus, welches sich auch in Aether löst; aus dem in Alkohol unlöslichen Antheile nimmt Aether 70 Pc. auf. Terpenthinöl, Steinöl lösen das Asphalt vollständig auf. — Es dient als braunschwarze Farbe in der Oelmalerei, zum Deckgrund für Kupferstecher, als Zusatz zu schwarzem Firniss. Das ihm einigermaßen ähnliche Schiffspech (siehe Theer) löst sich leicht und vollständig in Alkohol.

Benzoë, ein Ausfluss des Stammes von *Styrax Benzoë* in Ostindien und auf den Sundischen Inseln, ist gelblich bis bräunlich, oft mit mandelartigen Massen durchsetzt, spröde, von eigenthümlichem angenehmem Geruch und scharfem balsamischem Geschmack, schmilzt leicht, entwickelt dabei Dämpfe von Benzoësäure, gibt an Wasser nur etwas Benzoësäure ab, löst sich leicht in Alkohol, Essigsäure, z. Th. auch in Aether. Es enthält ausser 18—20 Pc. Benzoësäure und etwas ätherischem Oele, 4 Harze, welche sich durch ihre ungleiche Löslichkeit von einander unterscheiden. — Die Benzoë benutzt man zur Darstellung der Benzoësäure, als Räuchermitel, in Weingeist gelöst als Cosmeticum.

Bernstein (Agtstein, Electrum, Succinum) ein fossiles Harz, welches von vorweltlichen Fichtenarten abstammt, findet sich vorzüglich an der preussischen Ostseeküste, in geringerer Menge an mehreren andern Orten; ist gelblich bis braun, durchsichtig bis undurchsichtig, hart, auf dem Bruche fettglänzend, hat ein spec. Gew. von 1,065 — 1,1, weder Geruch noch Geschmack, erweicht bei 112 bis 125°, schmilzt bei 280°, blüht sich auf, entbindet einen starken eigen-

thümlichen Geruch, liefert durch trockne Destillation Bernsteinsäure, Brenzöl (Bernsteinöl) etc. und hinterlässt ein braunschwarzes Harz (Bernsteincolophonium), welches sich in Alkohol und Oelen leicht löst; wird die Destillation noch weiter fortgesetzt, so sublimirt ein gelber, wachsähnlicher, bei 86° schmelzbarer Kohlenwasserstoff (Bernsteincampher) und im Rückstande bleibt viel Kohle. Zündet man den Bernstein an einer Lichtflamme an, so brennt er mit gelber Flamme und starkem schwarzem Rauche. Wasser entzieht dem Bernstein nur etwas Bernsteinsäure; Alkohol löst neben Bernsteinsäure gegen 10 Pc. Weichharz auf; auch Alkalien, Aether und Oele lösen nur einen kleinen Theil davon auf. Was bei diesen Behandlungen mit Lösungsmitteln zurückbleibt, und die Hauptmasse des Bernsteins ausmacht, wird Succinia = $C_{10}H_8O$ genannt. Das Weichharz besteht wiederum aus 2 verschiedenen Harzen. — Der Bernstein dient zur Anfertigung von Luxusgegenständen (Pfeifenspitzen, Ringen etc.), zum Räuchern, zur Darstellung der Bernsteinsäure, des Bernsteinfirnisses.

Den Bernsteinfirniss bereitet man durch Schmelzen des Bernsteins, wobei man gelegentlich die entweichende Bernsteinsäure gewinnen kann, und Auflösen der rückständigen, braunen Harzmasse (Bernsteincolophonium) in Terpenthinöl mit Zusatz von Leinölfirnis.

Colophonium s. Fichtenholz.

Copal, der harzige Ausfluss mehrerer Bäume aus der Familie der Terebinthaceen und Cassieen. Man unterscheidet besonders 3 Sorten: 1) Brasilianischen und westindischen Copal, angeblich von *Hymenaea Courbaril*, 2) afrikanischen und ostindischen Copal von *Hymenaea verrucosa* und 3) nordamerikanischen Copal von *Rhus copallina*. Je nach seinem Ursprung zeigt er einige physikalische und chemische Unterschiede, ist aber im Allgemeinen blassgelb bis bräunlich gelb, durchsichtig bis durchscheinend, hart und spröde, geruch- und geschmacklos, schwerer als Wasser, schmelzbar unter einer gewissen Zersetzung ohne besondern Geruch, liefert in höherer Temperatur ein ätherisches Oel und Wasser (keine Bernsteinsäure, wie der ihm ähnliche Bernstein) und verkohlt. Zündet man den Copal an einer Lichtflamme an, so brennt er mit gelber Flamme wie der Bernstein, aber ohne Rauch. Er löst sich wenig in absolutem Alkohol (der westindische vollständig), bei längerem Liegen an der Luft leichter, noch leichter nach dem Schmelzen, ebenso durch einen Zusatz von Campher; in Aether schwillt er auf und löst sich dann vollständig,

auch in ätzensden Alkalien, partiell in ätherischen Oelen. Der Copal enthält 5 verschiedene, meist saure Harze. — Er dient hauptsächlich zu Firnissen. Die Darstellung eines guten, farblosen Copal-firniss ist eine schwierige Aufgabe, denn man muss das Harz, um es in Alkohol, Terpenthinöl vollständig löslich zu machen, zuvor schmelzen, und wird dabei nicht mit der grössten Vorsicht verfahren, so färbt sich das Harz dunkel und gibt einen gefärbten Firniss. Will man das Schmelzen vermeiden, so ist es am besten den Copal in feingepulvertem Zustande dünn ausgebreitet einige Monate lang der freien Luft auszusetzen, wodurch er sauerstoffreicher und löslicher wird, und das so veränderte Pulver mit möglichst starkem Alkohol, worin etwas Campher aufgelöst ist, zu digeriren. Ein kleiner Zusatz von venetianischem Terpenthin zu dem Firniss macht ihn weniger spröde.

Dammar fliesst aus den in der Nähe der Wurzel befindlichen Auswüchsen des Stammes von *Pinus Dammar* (*Dammara orientalis*, *Agathis lorantifolia*) in Ostindien und auf den Molukken, ist durchscheinend, farblos bis gelblich, auf dem Bruche muschelrig, geruch- und geschmacklos, von 1,04 bis 1,09 spec. Gew., schmilzt bei 73° (150°) unter nicht unangenehmem Harzgeruche, löst sich nur theilweise in Alkohol, Aether, Alkalien, vollständig in Oelen, concentr. Schwefelsäure. Es besteht aus 5 verschiedenen Harzen. — Wird als Firniss gebraucht; als Lösungsmittel dient gewöhnlich das Terpenthinöl.

Ausser dem eben beschriebenen ostindischen Dammar kommt noch ein neuseeländisches Dammar, welches von *Dammara australis* stammt, vor. Dasselbe schmilzt unter Terpenthingeruch und löst sich in absolutem Alkohol vollständig auf.

Drachenblut. Siehe S. 570.

Elemi. Es gibt zwei Harze dieses Namens, das eine kommt von *Amyris ceylanica* aus Ostindien, ist bräunlich grün, spröde, mit hellern Stücken untermengt, riecht nach Fenchel und Dill, findet sich nur noch selten im Handel. Das andere, die gewöhnliche Art, kommt von *Amyris elemifera*, bildet zähe, hellgelbe bis grünlichgelbe zusammengebackene Massen, riecht fenchelartig, schmeckt aromatisch bitter, hat ein spec. Gew. von 1,08, löst sich in Alkohol schwer vollständig, und enthält 60 Pc. leichtlösliches Harz von saurer Reaktion = $C_{10}H_{12}O_4$ (= 4 C_5H_6O), 24 Pc. schwerlösliches krystallinisches Harz, Elemin = $C_{10}H_{12}O$, 12,5 Pc. ätherisches Oel. — Anwendung in der Medicin zu Salben, auch zu Lackfirnissen.

Fichtenharz (Tannenhharz, gemeines Harz, Galipot),

der aus dem Fichten und Tannen gequollene und an der Luft erhärtete harzige Ausfluss, ist gelblich weiss, trübe, riecht schwach nach Terpenthinöl und stimmt mit dem Rückstande von der Destillation des Terpenthinöls mit Wasser (dem gekochten Terpenthin) im Wesentlichen überein. Geschmolzen und durchgeseiht, heisst es burgundisches Peck oder Harz. Schmilzt man es, bis alles anhängende Terpenthinöl und Wasser verjagt ist, so wird es klar, und führt dann den Namen Colophonium. Das Colophonium ist hell- bis dunkelbraun, klar, spröde, glänzend, geruch- und geschmacklos, schmilzt bei 135° , gibt in stärkerer Hitze ein harziges Destillat (Colopholsäure), rasch destillirt: ein saures Wasser, ein flüchtiges Oel (Colophen = $C_{10}H_{16}$) und hinterlässt etwas Kohle. Es löst sich in Alkohol, Aether und Oelen, in Steinöl jedoch nur zum Theil, die Lösungen reagiren sauer. Behandelt man das Colophonium kalt mit Alkohol von 72 P., so löst sich nur ein Theil auf, beim Abdampfen der Solution hinterbleibt eine amorphe Masse, die Pininsäure; was sich nicht gelöst hat, wird von stärkerem Alkohol aufgenommen, ist krystallisirbar und Sylvinsäure genannt worden. Beide Säuren haben die Formel $C_{10}H_{16}O_7$. — Fichtenharz und Colophonium werden viel gebraucht, z. B. zu Kitten, Firnissen, Harzseife, zur Darstellung von Leuchtgas, zum Kalfatern, zum Auspichen der Fässer, in der Feuerwerkerei, zum Löthen, zum Bestreichen der Geigenbogen.

Guajak, von *Guajacum officinale*, einem westindischen Baume durch Einschnitte in den Stamm gewonnen, ist dunkelbraungrün, glänzend, spröde, nimmt gepulvert beim Liegen an der Luft eine bläulichgrüne Farbe an, riecht aromatisch, schmeckt scharf, kratzend, löst sich leicht in Alkohol und Alkalien, in Aether nicht vollständig, in Terpenthinöl noch weniger, in fetten Oelen gar nicht. Es enthält 3 Harze nebst Spuren von Benzoessäure. Bemerkenswerth ist die blaue Farbe, welche die geistige Solution durch salpetrige Säure, Chlor und andere oxydirende Materien annimmt. — Medicament.

Gummilack in Tafeln (Schellack), von dessen Gewinnung bereits S. 577 die Rede war, bildet dünne, glänzende, braune bis gelbbraune, durchsichtige Blätter ohne Geruch und Geschmack, löst sich grösstentheils in Alkohol, die Lösung schmeckt bitter, auch leicht in Alkalien, enthält 2 Harze und gegen 7 P. wachsartige Materien. Man bleicht den Schellack, zu welchem Behufe man ihn in 6 Th. Alkohol löst, der warmen Lösung eine Auflösung von

unterchlorigsaurem Kali oder Natron und hierauf in kleinen Portionen verdünnte Salzsäure im Ueberschuss zusetzt; die ausgeschiedene, nunmehr weisse Harzmasse wird mit heissem Wasser gewaschen, in längliche dünne Platten geformt und getrocknet.

Den Schellack gebraucht man in Alkohol gelöst als Tischlerpolitur, in concentrirter geistiger Lösung als Buchbinderlack, zu Elektrophorkuchen, als Kitt für Glas, Porcellan etc., zu Siegellack. Das Siegellack bereitet man durch Zusammenschmelzen von Schellack, Terpenthin und verschiedenen Farbestoffen, als feingeschlammtem Cinnober, Meninge, Englischroth, Chromgelb, Chromroth, Casselergelb, Beinschwarz, Kobaltblau, falschem Blattgold, Blattsilber etc.; zu den ordinären Sorten wird Colophonium statt Schellack, mit einem Zusatz von geschlämmter Kreide, Gyps, Magnesia etc. angewendet. Als Parfüm setzt man flüssigen Styrax, Perubalsam etc. hinzu. Die über Feuer bereitete Mischung wird in mit Oel ausgestrichene Formen von Messing gegossen und mit Stempeln bedruckt, oder auf geblöten und angewärmten Platten ausgerollt.

Jalapenharz, wird künstlich durch Ausziehen der knolligen Wurzel von *Ipomoea Schiedeana*, einer mexikanischen Pflanze, mit Alkohol, Vermischen der Tinktur mit Wasser, Abdestilliren des Alkohols, Abgiesen der über dem rückständigen Harze stehenden braunen Flüssigkeit, Waschen des Harzes mit Wasser, und Eintrocknen gewonnen. Es ist spröde, graubraun (durch Behandlung der geistigen Lösung mit Thierkohle kann es entfärbt werden und sieht dann blassgelb aus), riecht schwach, aber unangenehm, schmeckt widrig, kratzend, schmilzt bei 150°, löst sich in Alkohol, Alkalien, nicht in ätherischen und fetten Oelen, gibt an Aether nur $\frac{1}{2}$ seines Gewichts ab und dieser Antheil ist ein Weichharz; der in Aether unlösliche Theil besteht aus $C_{77}H_{81}O_{37}$.— Wird in der Medicin gebraucht.

Aus der (faserigen) Wurzel der *Ipomoea orisabensis* erhält man ein ganz ähnliches Harz, welches sich aber von jenem dadurch unterscheidet, dass es in Aether völlig löslich ist.

Mastix = $C_{11}H_{10}O$, wird durch Einschnitte in den Stamm und die Hauptäste der *Pistacia Lentiscus*, besonders auf der Insel Chios, gewonnen, stellt einzelne, erbsengrosse, weisse oder gelblichweisse, schwach durchscheinende, auf dem Bruche glasglänzende Stücke dar, erweicht zwischen den Zähnen (wodurch er sich von dem ähnlichen Sandarak unterscheidet), schmeckt aromatisch, etwas bitter, schmilzt bei 80°, riecht angenehm auf Kohlen, hat ein spec. Gew. von 1,040,

löst sich leicht in absolutem Alkohol, Aether und Oelen; Alkohol von 80% nimmt nur $\frac{1}{8}$ bis $\frac{1}{12}$ davon auf und hinterlässt ein Weichharz (Masticin). — Dient zum Räuchern und zu Lackfirnissen.

Sandarak, fließt aus der Rinde der im nördlichen Afrika einheimischen *Thuja articulata*, bildet blassgelbe dem Mastix ähnliche Körner, erweicht aber nicht im Munde, löst sich schon in 80procentigem Alkohol vollständig auf; beim Behandeln mit kaltem Alkohol von 67 Pc. bleibt $\frac{1}{8}$ seines Gewichts ungelöst (Sandaracin). — Dient zum Räuchern, zu Lackfirnissen und als Pulver zum Bestreuen des radirten Papiers, um es gegen das Durchschlagen der Tinte zu schützen (Radirpulver).

Santonin = C_9H_9O , in dem sogenannten Wurmsamen (den Blütenköpfchen der *Artemisia Contra*, *A. Santonica* und *A. glomerata*) enthalten, wird daraus durch Digestion mit kalkhaltigem Weingeist, Destillation der filtrirten Tinctur, Fällen der rückständigen Flüssigkeit mit Essigsäure und Umkrystallisiren des ausgeschiedenen Santonins aus Alkohol gewonnen. Es krystallisirt in farblosen rhombischen Säulen, ist geruchlos, schmeckt schwach bitter (in nicht ganz reinem Zustande riecht und schmeckt es nach Wurmsamen), wird am Lichte citronengelb, schmilzt in der Hitze und sublimirt unzersetzt. Kaltes Wasser löst Spuren, kochendes $\frac{1}{250}$ davon auf;*) es löst sich aber schon in 43 Th. kaltem und in 3 Th. kochendem Alkohol, in 75 Th. kaltem und in 42 Th. kochendem Aether; diese Lösungen schmecken stark bitter und reagiren neutral; auch in fetten und ätherischen Oelen, in Alkalien löst es sich auf. — Wird als Wurmmittel gebraucht.

Styrax, der Ausfluss des *Styrax officinalis*, eines im südlichen Europa (Griechenland) und Kleinasien vorkommenden Baumes, kommt im Handel äusserst selten als kleine, weissliche, in Klumpen zusammenhängende Körner, häufiger als braune, etwas klebende Kuchen vor, erweicht leicht in der Hand, riecht äusserst angenehm balsamisch, schmeckt süsslich aromatisch, reizend, etwas bitterlich, löst sich vollständig in Alkohol, enthält Benzoësäure. Eine ordinäre Sorte, *Styrax calamita*, besteht aus braunrothen trocknen Klumpen, und wird dadurch bereitet, dass man die zerstossene harzreiche Rinde des *Styrax*baumes mit *Styrax*harzlösung tränkt, presst und trocknet. — Dient als Räuchermittel.

*) Durch seine Sublimirbarkeit und durch seine (geringe) Löslichkeit in Wasser unterscheidet es sich von den übrigen Harzen, und man könnte es daher auch zu den festen ätherischen Oelen (Campherarten) rechnen.

Weichharze.

Viscin, das klebrige Weichharz der Beeren der Mistel (*Viscum album*), findet sich auch in andern Theilen dieses Gewächses, und macht den Hauptbestandtheil des Vogelleims aus. Eine ähnliche Materie enthalten noch verschiedene andere Pflanzen: der Fruchtboden und die Blüthenhülle von *Atractylis gummifera*, die Rinde von *Ilex Aquifolium*, die Wurzel von *Gentiana lutea*, der klebrige Ueberzug der Zweige von *Robinia viscosa*, der Milchsaft von *Ficus elastica*, und ohne Zweifel noch viele andere Pflanzen. Um das Viscin zu bereiten, extrahirt man am besten mit Aether, verdunstet die ätherische Lösung, und behandelt die Masse mit Wasser und Alkohol, wobei es zurückbleibt. Es ist zähe, fadenziehend, weiss, erhärtet in dünnen Lagen an der Luft, wird aber in Wasser wieder weich, löst sich nicht in Wasser, spurweise in Alkohol, leicht in Aether, ätherischen Oelen, Alkalien.

Den Vogelleim gewinnt man durch Kochen der Mistelbeeren in Wasser bis sie platzen, Zerstoßen und Abschlämmen der Häute etc. mit kaltem Wasser; der Rückstand ist Vogelleim. Die Blätter und Zweige der Mistel, oder die innere Rinde von *Ilex Aquifolium* setzt man in Fässer gepakt an temperirten Orten einer Art Gährung aus, zerstösst sie und verfährt wie oben. Der Vogelleim ist dick, zähe, grünlich, schmeckt bitter, riecht unangenehm, und enthält ausser Viscin auch Wachs, Schleim, Essigsäure. Häufig ist der Vogelleim mit Terpenthin, Pech, eingekochtem Leinöl versetzt, besteht auch wohl ganz aus diesen Materien.

Balsame.

Copaivabalsam, wird aus verschiedenen Arten der Gattung *Copaifera* in Südamerika durch in den Stamm gemachte Einschnitte gewonnen, ist hellgelb, von Consistenz eines fetten Oels oder Sirups, riecht scharf aromatisch, schmeckt anhaltend reizend, bitter, hat ein spec. Gew. von 0,96—0,99, reagirt sauer, wird an der Luft zähe und trocknet endlich ganz ein. An Wasser gibt er nur Spuren von ätherischem Oel ab, Alkohol von 80 Pc. nimmt ihn etwas schwer auf, in absolutem Alkohol, sowie in Aether und Oelen löst er sich leicht. Mit Basen verbindet er sich leicht, namentlich ist seine Verbindungsfähigkeit mit Magnesia bemerkenswerth. Er enthält über 50 Proc. Harz, das Uebrige ist ätherisches Oel. Das Harz besteht wesentlich aus einem sauren krystallinischen Körper = $C_{10}H_8O$ und einer ge-

ringen Menge braunen, schmierigen, in Steinöl unlöslichen Harzes. Das ätherische Oel, durch Destillation des Balsams mit Wasser erhalten, hat ein spec. Gewicht von 0,878, reagirt neutral, siedet bei 245—260° und besteht aus $C_{10}H_8$. — Man gebraucht den Copaivabalsam in der Medicin, zu Lackfirnissen, zum Verfertigen von Durchzeichnenpapier.

Mekkabalsam (*Opobalsamum verum*), wird aus einem strauchartigen Gewächse (*Balsamodendron gileadense*) in Arabien durch Einschneiden des Stammes gewonnen, ist gelbroth, dicklich, wird durchs Alter fest, riecht äusserst angenehm, schmeckt bitter aromatisch, schwimmt auf dem Wasser, enthält 10 Pc. ätherisches Oel.

Perubalsam (*Myrospermum peruvianum*), wird in Bolivien gewonnen; man macht in den Stamm tiefe Einschnitte, steckt in dieselben baumwollene Lappen, zündet um den Baum auf kurze Zeit Feuer an, um das Hervordringen des Balsams zu befördern, zieht nach einigen Tagen die mit dem Balsame getränkten Lappen wieder heraus, erhitzt sie in einem Kessel, entfernt die Lappen, welche man wieder in frische Einschnitte des Stammes steckt, überlässt den Balsam einige Zeit der Ruhe und giesst ihn von den abgetrennten Unreinigkeiten ab. Er hat in Konsistenz und Farbe Aehnlichkeit mit dem schwarzen Zuckersirup, riecht vanilleartig, etwas scharf, schmeckt scharf bitterlich, kratzend, sinkt in Wasser unter, reagirt sauer, löst sich vollständig in starkem Alkohol, theilweise in Aether und Oelen. Er besteht aus etwa 23 Pc. Harz, 69 Pc. ätherischem Oel, 7 Pc. Cinnamsäure; das ätherische Oel ist aber nicht frei in dem Balsame, lässt sich durch blosses Erhitzen des letztern nicht gewinnen, sondern nur dadurch, dass man den Balsam mit Kalilauge verseift, und mit Wasser versetzt, worauf es sich abscheidet. Es ist hellgelb bis röthlich, fast geruchlos, schwerer als Wasser, siedet erst bei 300°, besteht aus $C_{11}H_{16}O_2$ und hat den Namen Cinnamon bekommen; wenn man es nämlich mit Kalilauge kocht, so zerfällt es in 2 Aeq. Cinnamsäure = $2C_{11}H_{14}O_2$ und in ein leichtes, angenehm riechendes ätherisches Oel, Peruvin = $C_{11}H_{16}O_2$. — Man gebraucht den Perubalsam als Parfüm, zu Pommaden, Tincturen, Siegelack, statt Vanille zu Chocolade, Liqueur etc.

Aus den Samen desselben Gewächses soll der weisse Perubalsam gewonnen werden, welcher nur selten im Handel zu finden ist, sehr angenehm riecht und nach und nach zu einer festen Masse eintrocknet, die *Opobalsamum siccum* heisst.

Tolubalsam von *Myrospermum toluiferum* in Südamerika, ist frisch gelb, dicklich, wird nach und nach dunkler und fest, harzartig, riecht sehr angenehm. Der trockne wird gewöhnlich als Opobalsam siccum verkauft. Besteht aus Harz, ätherischem Oele und Benzoësäure. Das Harz riecht vanilleartig, löst sich in Alkalien und hat die Formel $C_{11}H_{10}O_3$. Das ätherische Oel, welches man durch Destillation des Balsams mit Wasser erhält, setzt an der Luft zuerst Benzoësäure ab, verharzt sich dann und wird ganz fest; es besteht aus drei Stoffen, Benzoësäure, Cinnamein und Tolen = $C_{10}H_8$, einer dünnen, farblosen Flüssigkeit von 0,858 spec. Gewicht, 160° Siedepunkt, riecht elemiartig, schmeckt stechend, pfefferartig. — Wird als Parfüm zu Räucherpulver etc. gebraucht.

Flüssiger Styrax, durch Einschneiden des Stammes und der Zweige von *Liquidambar styraciflua*, einem nordamerikanischen, und von *Altingia excelsa*, einem ostindischen Baume gewonnen, bildet eine dunkelbraune bis grünlichgraue, zum Theil aschgraue Masse von Consistenz des Terpenthins, riecht sehr angenehm balsamisch, ähnlich wie der trockne Styrax, schmeckt stechend gewürzhaft, reagirt sauer. Er besteht aus Harz, Cimmssäure, einem ätherischen Oele (Styrol) und einem neutralen krystallinischen Körper (Styracin). Durch Destillation des Balsams mit Wasser erhält man das ätherische Oel; es fängt bei 146° an zu sieden, nachdem aber etwa $\frac{1}{3}$ davon übergegangen sind, erhöht sich die Temperatur plötzlich bedeutend, der Inhalt der Retorte wird dick, es destillirt fast nichts mehr über, und lässt man jetzt erkalten, so erstarrt derselbe zu einem festen durchsichtigen Glase. Das Destillat ist eine farblose, leicht bewegliche, aromatische Flüssigkeit von 0,924 spec. Gewicht und besteht aus $C_{11}H_8$; die glasartige Masse hat ganz dieselbe Zusammensetzung und daher den Namen Metastyrol bekommen. — Wenn man den von der Destillation des flüssigen Styrax mit Wasser gebliebenen sauren harzigen Rückstand mit alkalischem Wasser wäscht, die harzige Masse in heissem Alkohol löst und diese Lösung verdunstet, so krystallisirt das Styracin heraus. Dasselbe bildet weisse haarförmige Krystalle, löst sich nicht in Wasser, in Aether noch leichter als in Alkohol, schmilzt bei 50° und besteht aus $C_{22}H_{16}O_4$. Durch verdünnte Alkalien zerfällt es unter Aufnahme von 1 Aeq. Wasser in Cimmssäure = $C_{11}H_8O_3$ und Styron = $C_{11}H_{16}O_2$, einen krystallinischen, neutralen, bei 83° schmelzbaren, in Wasser, Alkohol und Aether löslichen Körper. Lässt man auf Styracin con-

constrirte Alkalien einwirken, so erhält man bloss Cimmtsäure und kein Styron. — Der flüssige *Styrax* dient als Parfüm zu Räucherkerzen etc.

Terpenthin. Dieser Name bezeichnet ursprünglich nur den freiwillig oder durch gemachte Einschnitte in den Stamm erfolgenden, harzigen Ausfluss der Terebinthe (*Pistacia Terebinthus*); später dehnte man aber die Benennung auch auf die ähnlichen Exsudate der Coniferen aus. Es sind im Allgemeinen gelblichweisse, honigdicke, sehr klebrige, durchsichtige bis durchscheinende, sauer reagirende Massen von eigenthümlichem, starkem, meist unangenehmem Geruch und meist brennend aromatischem, bitterm, unangenehmem Geschmack, wesentlich aus Harz und ätherischem Oele bestehend. Sie lösen sich in Alkohol mehr oder weniger leicht, in Aether, Oelen, auch in Aetzkalilauge, letztere Lösung wird aber von überschüssigem Kali gefällt. Folgende Arten werden besonders unterschieden: 1) Amerikanischer, von *Pinus Strobus*, sehr flüssig und öereich. 2) Canadischer, von *Pinus balsamea* und *Pinus canadensis*, sehr dünnflüssig, blassgelb, von angenehmem Geruch und Geschmack. 3) Chiotischer oder Cyprischer, von *Pistacia Terebinthus*, sehr dick, trübe, grünlichgrau oder grünlichgelb, riecht schwach, beim Erwärmen stark nach Fenchel und Elemi, schmeckt aromatisch, nicht bitter oder scharf. 4) Französischer, von *Pinus maritima*, die im Handel gewöhnlichste Sorte, ist blassgelb, trübe und schliesst sich an die folgende. 5) Gemeiner, von *Pinus maritima*, auch von *P. picea*, ist dickflüssig, zähe, trübe, körnig, riecht stark nach Terpenthinöl, schmeckt bitter, brennend. Er liefert namentlich das Terpenthinöl, Colophonium, gemeine Harz, Pech. 6) Strassburger, von *Pinus picea*, auch von *P. Abies*, ist nur eine reinere Sorte des vorigen, hellgelb, durchsichtig, ziemlich flüssig, nicht unangenehm riechend. 7) Venetianischer, wird im südlichen Tyrol von *Pinus Larix* gewonnen, und wurde früher ausschliesslich nach Venedig gebracht, von wo er erst in den Handel kam, jetzt ist Triest der Hauptstapelplatz dafür. Er ist blassgelb, durchsichtig, sehr zähe, riecht angenehmer als der gemeine Terpenthin. — Den Terpenthin gebraucht man zu Firnissen, Siegellack, Kitteln, Pflastern und Salben; ferner um daraus Terpenthinöl, Colophonium etc. zu bereiten.

Zu den Balsamen müssen, ihrer Constitution gemäss, auch die Theorarten gerechnet werden. Es sind diess schwarzbraune,

dicke, flüssige, übelriechende Massen, welche durch trockne Destillation von Pflanzentheilen (Holz), thierischen Substanzen (Knochen) und Steinkohlen gewonnen werden. Eine ähnliche Substanz findet sich auch natürlich und führt den Namen Bergtheer. Demnach können wir folgende 4 Theerarten unterscheiden, Bergtheer, Holztheer, Steinkohlentheer und Thiertheer.

Bergtheer, findet sich an verschiedenen Orten, z. B. zu Lobsan in Frankreich, schwimmt auf dem Wasser und ist wesentlich eine Auflösung von Asphalt in Steinöl, enthält aber auch noch feste Kohlenwasserstoffe (Paraffin etc.). — Man gebraucht ihn, mit grobem Sande vermennt, zum Ueberziehen von Trottoirs etc., auch zur Gewinnung des Steinöls.

Holztheer, durch absteigende Destillation (Schwelen) des Holzes (Buchenholz, Fichtenholz) gewonnen, stellt, nachdem das braune saure Wasser (Holzessig) durch Abgiessen davon entfernt ist, einen tiefbraunen Sirup von starkem brenzlichem Geruch und stark saurer Reaction dar, und enthält, ausser verschiedenen Brandharzen, Wasser und Essigsäure, Kreosot, Paraffin, Bupion und noch eine Anzahl anderer Produkte in geringerer Menge, auf welche wir hier nicht näher eingehen können. Bis zur Konsistenz eines Pflasters abgedampft, hinterbleibt eine Masse, welche den Namen Schiffspech oder Schusterpech führt. — Der Holztheer dient als Wagenschmiere, zum Anstreichen von Holzwerk, Schiffen, Mauerwerk, Tauen etc., zur Darstellung des Kreosots; das schwarze Pech zum Kalfatern der Schiffe, zu Kitten, auch gebrauchen es die Schuster zur Verfertigung des Drahts aus Hanffäden (Pechdraht).

Hierher gehört auch der Birkentheer (Dagged, schwarzer Degen), welcher in nördlichen Ländern, besonders in Russland, aus der Birkenrinde durch Schwelen gewonnen wird. Er wird vorzüglich zum Einschmieren des Juftenleders (s. Leder) gebraucht.

Steinkohlentheer, Nebenprodukt bei der Darstellung des Leuchtgases aus Steinkohlen, ist schwarzbraun, dick, übelriechend, reagirt alkalisch, enthält Brandharze, Ammoniak und verschiedene andere flüchtige Basen (Anilin etc.) an Säuren gebunden, Paraffin, Naphthalin, Kreosot, verschiedene Brandöle. Durch Destillation erhält man daraus ein dunkelgelbes, übelriechendes, auf Wasser schwimmendes ätherisches Oel, Steinkohlentheeröl, das wiederum ein Gemisch der verschiedenartigsten (neutralen, sauren und basischen) Körper ist. — Der Steinkohlentheer wird ähnlich benutzt wie

der Bergtheer und Holztheer; des Steinkohlentheeröls bedient man sich zur Auflösung des Kautschuks, zur Conservirung des Bauholzes.

Thiertheer (Thieröl, Hirschhornöl), bei der trocknen Destillation thierischer, stickstoffhaltiger Theile (Knochen, Horn etc.) erhalten, ist schwarzbraun, dick, riecht von allen Theerarten am widrigsten, reagirt alkalisch, enthält Brandharze, Ammoniak und verschiedene andere flüchtige Basen, Brandöle etc. Unterwirft man den Thiertheer einer Rectification, so geht ein farbloses ätherisches Oel von 0,865 spec. Gew. über, Dippel's ätherisches Thieröl, das sich beim Stehen dunkler färbt und aus verschiedenen Materien besteht. — Den Thiertheer gebraucht man zur Vertreibung von Ratten und Mäusen; das daraus gewonnene Oel in der Medicin.

Gummiharze (Schleimharze).

Ammoniacum, der eingetrocknete Milchsaft eines in Afrika und Asien vorkommenden Doldengewächses, *Dorema armeniacum*, bildet zusammenhängende weisse Körner und bräunliche Massen, riecht eigenthümlich, schmeckt bitter-aromatisch und besteht aus 70 Pc. Harz, 18,4 Gummi, 4,4 Pflanzenleim, 7,2 Wasser und ätherischem Oel. — Arzneimittel.

Asa foetida, der eingetrocknete Milchsaft der Wurzel von *Ferula Asa foetida* in Persien, bildet weissröthliche bis bräunliche Massen von durchdringendem Knoblauchgeruch und scharfem bitterem Knoblauchgeschmack, enthält gegen 50 Pc. Harz, 20 Pc. Gummi, 4,6 Pc. ätherisches Oel. Letzteres ist schwerer als Wasser, riecht stark nach Knoblauch und ist ein Gemisch von zwei schwefelhaltigen Oelen, $C_{12}H_{11}S$ und $C_{11}H_{11}S_2$. — Arzneimittel.

Euphorbium, der eingetrocknete Milchsaft mehrerer Arten von *Euphorbia* in Afrika und auf den canarischen Inseln, bildet schmutzig gelbe, innen weisse, spröde, löcherige Stücke, riecht nicht, schmeckt aber äusserst scharf; sein Staub greift die Nase stark an. Es enthält 60 Pc. Harz (Euphorbiin = $C_{10}H_{16}O$), 14 Wachs, 5 Kautschuk, und verschiedene Kalksalze. Sein Mangel an Gummi und ätherischem Oel, schliesst es eigentlich von den übrigen Gummiharzen aus. — Wird als Reizmittel Pflastern zugesetzt.

Galbanum, der eingetrocknete Milchsaft eines in Afrika und Asien vorkommenden Doldengewächses, *Galbanum officinale*, kommt in gelblichen, spröden Körnern und in unförmlichen Massen in den

Handel, riecht unangenehm balsamisch, schmeckt ähnlich, ziemlich bitter. 100 Theile enthalten 66 Harz, 23 Gummi, 1,8 Bassorin, 3,4 ätherisches Oel. — Arzneimittel.

Gummigutt s. Seite 586.

Myrrhe, fließt aus dem Stamme eines in Arabien und Abyssinien wachsenden Baumes, *Balsamodendron Myrrha*, ist gelbbraun, wachs- bis harzglänzend, spröde, riecht balsamisch, schmeckt bitter aromatisch, enthält 45 Pc. Harz, 41 Gummi, 2,5 ätherisches Oel. — Arzneimittel und zum Räuchern.

Weihrauch (*Olibanum*), fließt aus dem Stamme der *Boswellia serrata* in Ostindien, bildet gelbliche bis bräunliche, weiss bestäubte Körner, riecht schwach aromatisch, stärker beim Erhitzen, schmeckt aromatisch, etwas scharf und bitter, enthält in 100 Theilen: 56 Harz, 31 Gummi, 5 ätherisches Oel. — Zum Räuchern.

Elastisches Harz (Kautschuk).

Diese Substanz findet sich in den meisten sogenannten Milchsäften der Pflanzen, aber in der Regel nur als untergeordneter Bestandtheil; einige Bäume jedoch, wie *Siphonia elastica* in Südamerika, *Ficus religiosa*, *Artocarpus incisa* in Ostindien enthalten in ihrem Milchsafte so bedeutende Mengen Kautschuk (über 80 Pc.) und verhältnissmäßig so wenig andere feste Materien, dass diese Milchsäfte nach dem Eintrocknen das Kautschuk in ziemlich reinem Zustande zurücklassen. Das aus dem Milchsafte künstlich geschiedene Kautschuk, sowie der eingetrocknete Milchsafte selbst sind farblos bis gelblich; das im Handel vorkommende hingegen besitzt eine bräunliche Farbe, weil die mit dem frischen Milchsafte überzogenen thönernen Formen zum Trocknen in den Rauch gehängt werden.

Das Kautschuk ist vollkommen elastisch, geruch- und geschmacklos, von 0,925 spec. Gew., in der Kälte hart, aber nicht spröde, in der Wärme sehr dehnbar, schmilzt bei 120°, bleibt, nachdem es geschmolzen, in der Kälte schmierig und trocknet nur in ganz dünnen Schichten nach sehr langer Zeit wieder ein. Noch stärker erhitzt entbindet es einen übelriechenden, entzündlichen Dampf, ein brenzliches Oel nebst andern flüssigen Kohlenwasserstoffen, destillirt über und im Rückstande bleibt Kohle. Wasser und Weingeist lösen vom Kautschuk nichts auf; alkoholfreier Aether und ätherische Oele (Terpenthinöl, Steinkohlentheeröl, das brenzliche Kautschuköl selbst), Schwe-

feilkohlenstoff, Benzin lösen 30 bis 70 Pc. davon auf, während der Rest in eine äusserst aufgequollene Masse verwandelt wird. Säuren und Alkalien wirken nicht darauf ein. Die Zusammensetzung des K. entspricht der Formel C_8H_8 . Das brenzliche Oel, welches man durch Destillation des Kautschuks zu 80 Pc. erhält, enthält zwei Oele; bei der Rectification im Wasserbade liefert es 16—20 Pc. vom Gewichte des angewandten Kautschuks sehr leichtes Oel und ein schwereres Oel bleibt zurück. Das leichte Oel ist wasserhell, von starkem nicht unangenehmem Geruch, hat ein spec. Gewicht von 0,68, siedet bei $+34^\circ$, der Siedepunkt steigt aber auf 65° , wird an der Luft dunkel, und besteht aus CH. Das schwere Oel ist im gereinigten Zustande ebenfalls wasserhell, riecht fast wie Bergamottöl, schmeckt brennend gewürzhaft, hat ein spec. Gew. von 0,84, siedet bei 171° , besteht aus C_8O , und hat den Namen Kautschin bekommen.

Die Anwendung des Kautschuks ist höchst mannigfaltig; es dient zum Auswischen der Bleistiftstriche, zur Verbindung von Glasröhren, zu Ueberschuhen, elastischen Röhren, Catheter zum chirurgischen Gebrauche, wasserdichten Zeugen, elastischen Geweben, Kitten etc. Um dem K. mehr Festigkeit zu geben, taucht man es auf einige Augenblicke in geschmolzenen Schwefel und presst es dann, wobei es 6—10 Pc. Schwefel zurückbehält. Man nennt diess Verfahren das Vulkanisiren des K.

Gutta Percha heisst eine seit einigen Jahren bekannt gewordene kautschukähnliche Masse, welche man in Ostindien durch Einschnitte in den Stamm der *Isonandra Gutta* als Milchsaft erhält, der nach dem Eintrocknen in den Handel gelangt. Es sind mehrere Pfunde schwere, trockne, harte, lederartig zähe Brote von blättrigem Gefüge, schmutzig-weisser oder röthlich-scheckiger Farbe, schwachem, an Leder erinnerndem Geruche, leichter als Wasser. Die Masse erweicht bei 43° etwas, wird bei 65° so weich, dass sie in jede beliebige Form gebracht werden kann, und nimmt beim Erkalten die frühere Härte und Steifheit wieder an; in höherer Temperatur verhält sie sich wie das gewöhnliche Kautschuk. Auch gegen Auflösungsmittel zeigt sie ein ähnliches Verhalten wie das Kautschuk, und ebenso entspricht die elementare Zusammensetzung derjenigen des letztern.

Die Gutta Percha findet zu ähnlichen Zwecken Anwendung wie das Kautschuk, die oben erwähnte Bildsamkeit und Festigkeit ver-

leiht ihr aber einen noch höhern praktischen Werth. Man fertigt daraus Riemen, Stücke, Röhren, anatomische Präparate, kurz Gegenstände aller Art. Auch wird sie, wie das K., vulkanisirt.

B. Flüchtige indifferente Stoffe.

1. Aetherische Oele und Campherarten.

Die ätherischen oder flüchtigen Oele sind vorzugsweise Produkte des Pflanzenreichs, nur wenige gehören dem Thierreiche (z. B. Ambraöl) und dem Mineralreiche (z. B. Steinöl) an. Sie finden sich im Pflanzenreiche sehr allgemein verbreitet, in manchen Pflanzen und Pflanzentheilen in ziemlich bedeutender, in andern in geringerer Menge. Sie kommen in den verschiedensten Pflanzentheilen, Wurzeln, Rinden, Blättern, Blüten, Fruchtschalen, besonders aber in den Samen, in eigene Zellen und Schläuche eingeschlossen vor, und sind die Träger des Geruches der Gewächse. Einige ätherische Oele, welche man durch Behandlung gewisser Pflanzentheile mit Wasser erhält, präexistiren aber nicht in denselben, sondern erzeugen sich erst aus eigenthümlichen Materien unter Concurrenz von Wasser, daher entbinden solche Pflanzentheile (z. B. die bittern Mandeln) erst dann einen Geruch, wenn sie mit Wasser zusammenkommen (siehe weiter unten). Endlich erhält man auch durch trockne Destillation organischer Körper, sowohl vegetabilischer als thierischer, flüchtige Oele, Brandöle, zwar noch durch Brandharze und andere Materien verunreinigt, die aber bei der Rectifikation abgeschieden werden können.

Die Gewinnung der ätherischen Oele aus den Pflanzen ist im Allgemeinen sehr einfach, und geschieht in der Regel durch Destillation mit Wasser, selten durch Pressen oder auf andere Weise. Zum Behufe der Destillation übergießt man in einer Destillirblase die zerkleinerten Substanzen mit der 8 — 10fachen Gewichtsmenge Wasser, erhitzt zum Kochen und fängt das Uebergehende in einer Florentiner Vorlage (s. Seite 64) auf, worin sich Wasser und Oel von einander scheiden und letzteres entweder auf oder unter dem Wasser sich ansammelt. Das anfangs trübe Oel wird nach mehrtägigem Stehen klar und kann dann durch Abgießen, mit Hülfe eines baumwollenen Dochtes, einer Spritze u. s. w. leicht gesammelt werden. Wenn das Oel schwer überdestillirt, so erhöhet man den Kochpunkt der Flüssigkeit dadurch, dass man in die Destillirblase eine Portion Kochsalz wirft, wie z. B. bei der Darstellung des Nelkenöls.

— In den Fällen, wo die betreffenden Pflanzentheile so reich an ätherischem Oele sind, dass sich dasselbe auspressen lässt, bedient man sich dieses Verfahrens, z. B. bei den Citronen, Orangen und ähnlichen Früchten, deren Schale man auf einem Reibeisen in einen Brei verwandelt, welcher dann ausgedrückt wird. Manche äusserst wohlriechende Blüten, z. B. die der Reseda, des Jasmins, der Hyacinthe, Lilie, Narcisse, liefern durch Destillation mit Wasser kein ätherisches Oel, sondern nur ein fade riechendes Oel, weil das in ihnen enthaltene Oel durch die Einwirkung der Hitze zerstört wird. Zieht man dergleichen Blüten aber mit Aether aus, und lässt den ätherischen Auszug bei gewöhnlicher Temperatur oder in gelindeste Wärme verdunsten, so bleibt das Aroma unverändert zurück, vermengt mit den gleichzeitig aus den Blüten aufgenommenen wachsartigen Materien. Auch bedient man sich wohl, statt des Aethers, eines reinen fetten Oeles, z. B. des Provençeröls, zum Ausziehen solcher Blüthen, und erhält dann ein durch das betreffende Aroma parfümirtes fettes Oel, wie z. B. das im Handel vorkommende Jasminöl ist.

Frisch bereitet sind die meisten ätherischen Oele farblos oder nur schwach gelblich, selten anders gefärbt, (z. B. das Chamillenöl blau); bleiben sie aber längere Zeit dem Lichte und der Luft ausgesetzt, so verändern sie unter Aufnahme von Sauerstoff meistens ihre Farbe in eine dunklere, verdicken sich, ihr ursprünglicher, starker, meist angenehmer Geruch verwandelt sich in einen widrigen, und zuletzt hinterbleibt häufig eine harzige Masse, welche häufig noch eine neugebildete Säure enthält. Der Geschmack der ätherischen Oele ist, sowie ihr Geruch, höchst verschieden, im Allgemeinen aber brennend scharf, zuweilen hinterher kühlend, süß. Die meisten sind bei gewöhnlicher Temperatur vollkommen flüssig, andere halbflüssig, wieder andere fest, und die flüssigen setzen, wenn man sie in die Kälte stellt, häufig feste Materien ab oder gesehen ganz. Die ätherischen Oele zeigen also in dieser Beziehung ein ähnliches Verhalten, wie die Fette; man hat daher den in der Kälte flüssig bleibenden Antheil der ätherischen Oele Elaeopten (von *ελαιον* und *πτηνος*: flüchtig, also flüchtigen Oelstoff), und den in der Kälte festen Antheil derselben Stearopten (flüchtiges Stearin) genannt. Die festen ätherischen Oele führen auch den Namen Campher. Das spec. Gewicht der äther. Oele ist sehr verschieden, die meisten sind leichter, eine geringere Anzahl schwerer als Wasser, doch geht das spec. Gewicht dieser letztern nicht über 1,10.

Sie lassen sich durch Annäherung einer Flamme unmittelbar entzünden und brennen mit heller, stark russender Flamme, während die fetten Oele nur mit Hilfe eines Dochtes (d. h. in Folge der durch die Hitze des brennenden Dochts aus den Fetten gebildeten brennbaren Zersetzungsprodukte) brennen. Auf Papier machen die ätherischen Oele einen Fettfleck, der aber in der Wärme wieder verschwindet. Sie lassen sich unzersetzt destilliren, ihr Siedepunkt liegt, mit weniger Ausnahme, weit über dem des Wassers (100°), durchschnittlich etwa bei 160° . Das Wasser löst von den ätherischen Oelen nur geringe Mengen auf, nimmt aber ihren Geruch und Geschmack an, und solche Auflösungen werden unter dem Namen destillirte Wasser häufig in der Medicin, auch in der Parfümerie gebraucht. Der Alkohol löst die meisten ätherischen Oele leicht auf, nur die sauerstofffreien werden meist in geringerer Menge aufgenommen; dergleichen Auflösungen sind z. B. das sog. Kölnische Wasser*). In Aether, sowie in fetten Oelen sind die äther. Oele fast in jedem Verhältnisse auflöslich, auch conc. Essigsäure ist ein gutes Lösungsmittel für viele äther. Oele. Andererseits sind die äther. Oele selbst Lösungsmittel für viele Materien, wie Harze, feste Fette, Wachs, Farbstoffe, Alkaloide, Jod etc.

Was die chemische Constitution der äther. Oele betrifft, so ist dieselbe sehr mannigfaltig. Viele bestehen nur aus Kohlenstoff und Wasserstoff (meist nach der Formel C_nH_m), andere aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff, noch andere aus Kohlenstoff, Wasserstoff, Sauerstoff und Stickstoff, wieder andere aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Schwefel mit oder ohne Stickstoff. — Viele flüssige C, H u. O enthaltende äther. Oele sind in dem Zustande, wie wir sie auf die obenangegebene Weise erhalten, veränderliche Gemische aus einem sauerstofffreien, flüssigen, flüchtigen Theile und einem darin aufgelösten sauerstoffhaltigen, festen oder flüssigen, minder flüchtigen Theile, der häufig eine Säure ist und in diesem Falle dem rohen Oele die Eigenschaft ertheilt, das Lackmuspapier zu röthen. Destillirt man solche Oele mit Kali, so geht der sauerstofffreie Theil allein über, während der sauerstoffhaltige (die Säure) vom Kali gebunden wird. —

*) Nach folgender Vorschrift erhält man ein ganz vorzügliches Kölnisches Wasser (Eau de Cologne). In 50 Loth Alkohol von 85 P.c. löse man auf: 1 Loth Bergamottöl, $\frac{1}{2}$ Loth Lavendelöl, $\frac{1}{2}$ Loth Nelkenöl, 1 Quentchen Orangenschalenöl, 1 Quentchen Ambratinotur mit Moschus, $\frac{1}{2}$ Quentchen Cimmtöl, 10 Gran Orangenblüthenöl und 10 Gran Rosenöl.

Die C, H, O und N enthaltenden äther. Oele sind Verbindungen von einem indifferenten, aus C, H und O bestehenden Oele mit Blausäure = H + C₂N, und gehören zu denjenigen, welche, wie schon oben bemerkt, sich erst durch die Einwirkung des Wassers auf gewisse, an sich geruchlose Materien erzeugen. Die hier das äther. Oel liefernde Materie ist das Amygdalin = C₁₀H₇NO₁₁, ein weißer, schuppig krystallinischer, bitterer, nicht giftiger Stoff, welcher sich besonders in der Familie der Amygdalaceen (in den Fruchtkernen des bittern Mandelbaumes, des Kirschbaumes, Kirschlorbeerbaumes, Zwetschenbaumes, Pfirsichbaumes etc.; auch in den Blättern und andern Theilen der meisten dieser Gewächse) findet und mit Alkohol ausgezogen werden kann. In Wasser löst es sich ohne Zersetzung; bringt man aber zu dieser Lösung gewisse albuminhaltige Materien z. B. Mandelmilch von süßen Mandeln, so zerfällt das Amygdalin sogleich in Zucker, in ätherisches Oel und Blausäure nach folgender Formel:



Da sich nun in den amygdalinhaltigen Pflanzentheilen die diesen Process mit bedingende albuminartige Materie (Emulsin oder Synaptas genannt) bereits befindet, so ist es erklärlich, dass dieselben, sobald sie mit Wasser in Berührung kommen, blausäurehaltiges ätherisches Oel liefern. Destillirt man diese Oele mit Kali, so bleibt die Blausäure an das Kali gebunden zurück. — Die C, H, S und N enthaltenden äther. Oele bilden die andere Klasse derjenigen Oele, welche erst durch die Einwirkung des Wassers auf gewisse, an sich geruchlose Materien entstehen. Die hier das äther. Oel liefernde Substanz ist eine Säure, und heisst Myronsäure; sie ist ein farbloser bitter schmeckender Sirup, findet sich im schwarzen Senfsamen, Meerrettig und andern Pflanzen aus der Familie der Crucifern und kann ebenfalls mit Alkohol denselben entzogen werden. Auch hier ist ausser Wasser die Gegenwart der albuminartigen Materie dieser Pflanzentheile (Myrosin genannt) erforderlich, wenn die Myronsäure ätherisches Oel liefern soll. Daher riecht die Auflösung der Myronsäure in Wasser nicht, sogleich aber, wenn man mit Wasser angestossenen weissen Senf hinzubringt. Hieraus erklärt es sich, warum der an sich geruchlose schwarze Senf sogleich scharf riecht, wenn man sein Pulver mit Wasser übergießt; die geruchlose Meerrettigwurzel riecht beim Zerreiben, weil das in den Zellen eingeschlossene Wasser hervortritt und im Verein mit der albuminartigen Materie der Wurzel auf die Myron-

säure einwirkt. Ein stöchiometrisches Bild dieser Metamorphose der Myronsäure lässt sich bis jetzt nicht geben, weil es noch an einer Analyse dieser Säure fehlt.

Die ätherischen Oele finden ausgedehnte Anwendung in der Medicin, Conditorei, Parfümerie und Liqueurfabrikation; die billigern, namentlich das Terpenthinöl, dienen auch zum Brönnen, zu Firnissen etc. Wegen ihres meist hohen Preises werden sie nicht selten verfälscht, entweder mit einem billigern ätherischen Oele oder mit einem fetten Oele oder auch mit Alkohol. Von den billigern ätherischen Oelen ist hier vor allen das Terpenthinöl hervorzuheben, welches sich aber durch den Geruch zu erkennen gibt, wenn man etwas von dem fraglichen Oele auf Papier tröpfelt und das Papier erwärmt. Bleibt in dem Papier ein Fettfleck (der aber wohl zu unterscheiden ist von dem brüunlichen Harafleck, welchen alle ätherischen Oele hinterlassen), so beweist derselbe die Anwesenheit des fetten Oels. Um den Alkohol nachzuweisen, schütte man in eine unten geschlossene 4—6 Zoll lange trockne Proberöhre ein paar Messerspitzen voll trocknes essigsäures Kali, giese auf dasselbe eine mehrere Zoll hohe Schicht des zu prüfenden Oeles, rühre mit Hülfe einer Stricknadel $\frac{1}{4}$ — $\frac{1}{2}$ Stunde lang um und stelle dann in die Ruhe. Ist das Oel frei von Alkohol, so bleibt das Salz trocken, im Gegentheile wird es schmierig oder löst sich ganz auf und bildet dann unter dem Oele eine dickliche Flüssigkeitschicht. Eine andere sichere Probe auf Alkohol ist folgende. Einige Loth des Oels erhitzte man in einer Retorte, im Wasserbade; was dabei in die Vorlage übergegangen ist, wird bei Gegenwart von Alkohol den specifischen Geruch des letztern besitzen; sollte jedoch dieser Geruch, wegen anhängenden ätherischen Oeles nicht unzweideutig hervortreten, so erhitzte man das Destillat in einer Proberöhre nach Zusatz von ein wenig essigsäurem Kali und conc. Schwefelsäure, worauf sich, wenn das Destillat Alkohol enthielt, alsbald ein angenehmer Geruch nach Essigäther entwickeln wird.

Nach der Verschiedenheit ihrer elementaren Bestandtheile lassen sich die ätherischen Oele in folgende 4 Gruppen bringen.

1. Sauerstofffreie (Kohlenwasserstoffe). Sie sind sämtlich leichter als Wasser, und bei gewöhnlicher Temperatur theils flüssig, theils fest.

2. Sauerstoffhaltige (Kohlenwasserstoffoxyde). Sie sind theils leichter, theils schwerer als Wasser; beide theils flüssig, theils fest.

3. Blausäurehaltige. Sind sämmtlich schwerer als Wasser und flüssig,

4. Schwefelhaltige. Ebenso wie Nro. 3.

Von jeder Gruppe sollen die wichtigsten angeführt werden.

Sauerstofffreie ätherische Oele (Kohlenwasserstoffe).

a. Flüssige.

Bergamottöl, aus den Fruchtschalen einer Spielart der Orange (*Citrus Aurantium*) durch Pressen gewonnen, ist blaugelb, riecht angenehm, hat ein spec. Gew. von 0,888, erstarrt etwas unter 0°, reagirt sauer von anhängender Essigsäure, und ist ein Gemisch von 2 Oelen, von denen das eine, welches die Hauptmenge ausmacht, ein Hydrat des Citronenöls ist und die Formel $3 C_{10}H_{16} + 2 HO$ hat. Durch Einleiten von salzsaurem Gas erhält man nur eine flüssige Verbindung = $6 C_{10}H_{16} + HCl + HO$.— In dem Bodensatze des käuflichen Oeles befindet sich ein stearoptenartiger Körper, der Sauerstoff enthält (Formel C_7HO) und ohne Zweifel durch die Einwirkung der Luft auf das Oel entstanden ist.

Bernsteinöl, durch trockne Destillation des Bernsteins gewonnen, ist im rohen Zustande dunkelbraun, ins Grüne ziehend, riecht stark, widrig, wird durch Schütteln mit Kohle und Rectification fast wasserhell, hat ein spec. Gew. von 0,80, reagirt sauer, wird an der Luft wieder dunkel. Mit conc. Salpetersäure bildet es unter Erhitzen und Aufblähen ein gelbes zähes Harz, welches moschusartig riecht und früher unter dem Namen künstlicher Moschus in der Medicin gebräuchlich war. Das Bernsteinöl ist ein Gemisch aus wenigstens 2 Oelen, die aber isomer und nach der Formel $C_{11}H_{18}$ zusammengesetzt sind; sie haben beide einen sehr veränderlichen Siedepunkt, von salzsaurem Gas wird das eine blau gefärbt, das andere nicht.

Borneen (flüssiger Borneo-Campher), durch Anbohren des auf Borneo und andern Sundischen Inseln wachsenden Campherbaums (*Dryobalanops Camphora*) gewonnen, lässt sich auch künstlich erhalten durch Destillation des festen Borneo-Camphers mit wasserfreier Phosphorsäure, findet sich ferner im rohen Baldrianöl; ist farblos, siedet bei 165°, und hat die Formel $C_{10}H_{16}$. Durch Destillation mit Kali bildet sich fester Borneo-Campher, und durch Behandlung mit Salpetersäure gewöhnlicher oder japanischer Campher (Laurus-Campher). Siehe auch Campher.

Citronenöl, aus den Citronenschalen durch Pressen gewon-

nen, ist hellgelb, dünnflüssig, wird durch Rectification farblos, riecht angenehm, hat ein spec. Gew. von 0,856, siedet bei 167° und besteht aus $C_{10}H_8$. Mit salzsaurem Gas bildet es eine flüssige und eine feste krystallmische Verbindung, welche beide die Formel $C_{10}H_8 + HCl$ haben. — Das in dem Oele mit der Zeit sich bildende Stearopten besteht aus C_2H_2O .

Copaivabalsamöl s. Seite 618.

Cubebenöl, durch Destillation der pfefferartigen Früchte von *Piper Cupeba* mit Wasser erhalten, ist dickflüssig, riecht aromatisch, schmeckt scharf aromatisch, hat ein spezifisches Gewicht von 0,929, siedet bei 250—260°. Das darin befindliche Stearopten krystallisirt in farblosen Rhomben, riecht schwach nach Cubeben, schmeckt kühlend campherartig, hat ein spec. Gewicht von 0,926, schmilzt bei 68°, siedet bei 150—155° und besteht aus $3 C_2H_4 + HO$. Mit salzsaurem Gase bildet es eine flüssige und eine feste Verbindung. — Das Stearopten des Cubebenöls (der Cubebencampher) ist nicht zu verwechseln mit einem andern weissen krystallinischen Stoffe der Cubeben, welcher weder Geruch noch Geschmack besitzt, die Formel $C_{34}H_{17}O_{10}$ und den Namen Cubebin erhalten hat.

Eupion, Produkt der trocknen Destillation organischer Körper, wird aus den Brenzölen durch Destillation mit Salpeter und Schwefelsäure, und wiederholte Behandlung mit Schwefelsäure, Kalilauge, um alle übrigen Beimengungen zu zerstören und zu entfernen, gewonnen. Es ist eine farblose, leicht bewegliche, geschmacklose, angenehm blumenartig riechende Flüssigkeit von 0,655 spec. Gew., siedet bei +47°, löst sich nicht in Wasser, leicht in Alkohol, Aether, Oelen, wird von Säuren nicht angegriffen und besteht aus C_8H_6 .

Orangenblüthenöl, durch Destillation mit Wasser gewonnen, ist fast farblos, verdunkelt sich aber mit der Zeit an der Luft, riecht äusserst angenehm, und besteht aus 2 Oelen, von denen sich eins leicht in Wasser löst, welche Lösung, Orangenblüthenwasser (*Aqua Naphae*), in der Medicin, Conditorei etc. viel gebraucht wird. Schüttelt man das Oel mit kaltem Alkohol, so scheidet sich ein Stearopten in weissen, geruch- und geschmacklosen Nadeln ab, welche bei + 50° schmelzen. Die elementare Zusammensetzung des Oels ist nicht ermittelt.

Orangenschalenöl, durch Pressen der Fruchtschalen gewonnen, ist dem Citronenöl ähnlich, und nur durch den Geruch unterschieden. Es hat ein spec. Gewicht von 0,835, siedet bei 180°,

besteht aus $C_{10}H_8$, und bildet mit salzsaurm Gas eine flüssige und feste Verbindung.

Pfefferöl, durch Destillation des schwarzen Pfeffers mit Wasser gewonnen, riecht und schmeckt pfefferartig, ist farblos, besteht aus $C_{10}H_8$, und gibt mit salzsaurm Gase nur eine flüssige Verbindung. Steinkohlentheeröl s. Seite 622.

Steinöl, quillt an mehreren Orten, z. B. an der Nordwestküste des Caspischen Meeres, bei Tegernsee in Bayern, bei Neufchatel, in Frankreich, Gallizien, Ungarn, etc. aus der Erde hervor. Die reinste Sorte heisst Naphtha, ist gelblich, von 0,752 spec. Gewicht. Das gewöhnliche Steinöl ist röthlich bis braun, bei auffallendem Lichte mit bläulichem Schein, hat ein spec. Gewicht von 0,83 bis 0,88, und hinterlässt beim Verdunsten ein braunes, zähes Erdharz. Es besteht aus C_8H_8 , enthält aber mehrere Oele; destillirt man es nämlich, so geht das flüchtigste bei 95° , ein zweites bei 112° und ein drittes erst bei 313° über, und der nunmehrige Rückstand in der Retorte besteht aus Paraffin nebst Harz. — Man gebraucht das Steinöl als Heilmittel, zum Brennen, das dickere als Wagenschmiere etc.

Zuweilen wird das Steinöl mit Terpenthinöl verfälscht; diess gibt sich beim Schütteln mit concentrirter Schwefelsäure zu erkennen, indem dadurch das reine Steinöl nicht erhitzt, das Terpenthinöl aber stark erhitzt wird.

Terpenthinöl, durch Destillation des gemeinen Terpenthins mit Wasser gewonnen, wobei man als Rückstand ein Harz, den sog. gekochten Terpenthin (Seite 615) erhält, ist farblos, neutral, wird aber durch Luftinfluss gelblich und von einem Gehalte an Ameisensäure sauer. Ganz rein ist es wasserhell, sehr dünnflüssig, von durchdringendem nicht angenehmem Geruch und brennend scharfem Geschmack, 0,86—0,87 spec. Gew., siedet bei 156° und besteht aus $C_{10}H_{16}$. Mit salzsaurm Gas gibt es eine flüssige und eine feste, krystallinische Verbindung = $C_{10}H_{16} + HCl$, welche letztere wegen ihrer Aehnlichkeit im Ansehen und Geruche mit dem Campher den Namen künstlicher Campher erhalten hat. — Das Terpenthinöl wird wegen seines billigen Preises von allen äther. Oelen am meisten gebraucht: zu Firnissen, in der Malerei, zum Auflösen des Kautschuks, in der Medicin, zum Brennen etc. — Unter dem Namen Camphin kommt im Handel ein ätherisches Oel vor, welches in eigens construirten Lampen als Beleuchtungsmittel gebrannt wird und nichts als gereinigtes Terpenthinöl, mitunter mit einem kleinen Bei-

sätze von Alkohol, ist. Die Reinigung des Terpenthinöls zu diesem Behufe geschieht am besten dadurch, dass man es mit 2 Pc. frischem Kalkhydrat, welches mit Wasser zu Milch angerührt ist, schüttelt, dann rectificirt, das Oel von dem mit übergegangenem Wasser abzieht, und zur Entfernung des Restes anhängenden Wassers mit ganzen Stücken ungelöschten Kalks eine Zeit lang in Berührung lässt, worauf man es abgiesst und in gut verschlossenen Flaschen aufbewahrt.

Wachholderbeeröl, durch Destillation der reifen Beeren mit Wasser bereitet, ist ziemlich farblos, dünnflüssig, hat ein spec. Gew. von 0,878, siedet bei 205°, reagirt von freier Amelsensäure sauer, besteht aus C_7H_8 und gibt mit salzsaurem Gase nur eine flüssige Verbindung. Die unreifen (grünen) Beeren geben mehr Oel als die reifen, dieses enthält aber zwei Oele, das eben beschriebene und ein flüchtigeres, welches schon bei 155° überdestillirt, ein spec. Gew. von 0,899 hat, und sich an der Luft schnell verharzt.

b. Feste.

Naphthalin = $C_{10}H_8$, Produkt der trocknen Destillation organischer Materien bei sehr hoher Temperatur, tritt daher in grosser Menge auf, wenn die Destillationsprodukte durch glühende Röhren geleitet werden. Es befindet sich in jedem Theere, besonders in dem Steinkohlentheere, entsteht auch bei der Kienrussbereitung, bei der Zersetzung des ölbildenden Gases durch Chlor, etc. Aus dem Steinkohlentheere erhält man es auf folgende Weise. Man destillirt denselben zur Hälfte, leitet durch das Destillat anhaltend Chlor, wäscht das schwarz gewordene Oel mit Wasser, destillirt es bis zur Verkohlung des Rückstandes, kühlt das Destillat bis -10° ab, presst die ausgeschiedenen Krystalle und krystallisirt sie aus Alkohol um. Zuweilen findet sich auch das Naphthalin in bedeutender Menge schon fest in den Leitungsröhren, welche von den Leuchtgasretorten zunächst ausgehen, und braucht dann bloss umkrystallisirt zu werden. Es krystallisirt in farblosen Rhomben, riecht stark empyreumatisch nach Steinkohlentheere, schmeckt brennend aromatisch, hat ein spec. Gew. von 1,048, schmilzt bei 79°, siedet bei 242°, entzündet sich schwer und brennt mit leuchtender, stark russender Flamme, löst sich leicht in Alkohol, Aether, Oelen, auch in einigen Säuren, gibt mit Säuren und Salzbildern mannichfache Zersetzungsprodukte. — Es wird als äusserliches Heilmittel gebraucht.

Paraffin = CH , entsteht bei der trocknen Destillation orga-

nischer, besonders harziger und fetter Körper, Wachs etc., findet sich daher im Theer, Thieröl, Kienruss, auch macht es einen Bestandtheil mehrerer Arten Steinöl, z. B. des von Tegernsee aus. Aus dem Wachsole kann man es leicht erhalten, wenn man dasselbe mit Alkohol von 80% kalt behandelt, und die dabei ausgeschiedenen Flitter aus kochendem Alkohol umkrystallisirt. Es bildet äusserst zarte weisse Nadeln und Blättchen, fühlt sich weich und fettig an, ist geruch- und geschmacklos, hat ein spec. Gew. von 0,870, schmilzt bei $+48,75^{\circ}$, sublimirt in höherer Temperatur, brennt schwierig für sich, löst sich wenig in kaltem Alkohol. Von Chlor, Säuren und Alkalien wird es nicht angegriffen. — Hat bis jetzt keine Anwendung gefunden.

Sauerstoffhaltige ätherische Oele (Kohlenwasserstoffoxyde).

a. Flüssige, leichter als Wasser.

Anisöl, durch Destillation des Anissamens mit Wasser gewonnen, ist gelblich, von milde gewürzhaftem Geruch und süsslich aromatischem Geschmack, hat ein spec. Gewicht von 0,98, wird schon bei $+10^{\circ}$ dicklich und krystallinisch, indem es ein Stearopten abscheidet. Es besteht im Ganzen aus $C_{11}H_{12}O_2$; das Stearopten, welches in Wasser untersinkt, und bei $+16^{\circ}$ schmilzt, hat die Formel $C_{10}H_{12}O_2$. — Wird zu Liqueuren gebraucht.

Baldrianöl, durch Destillation der Baldrianwurzel (*Valeriana officinalis*) mit Wasser erhalten, ist schwach gelblich ins Grünliche, hat ein spec. Gew. von 0,936—0,966, reagirt sauer, und ist ein veränderliches Gemisch aus verschiedenen Verbindungen. Sein Hauptbestandtheil ist ein sauerstoffhaltiges Oel, Valerol = $C_{11}H_{16}O_2$; die übrigen Bestandtheile sind: Baldriansäure, entstanden durch Oxydation des Valerols; ein sauerstofffreies Oel = $C_{10}H_{16}$, identisch mit dem Borneen (dem flüssigen Campher von Borneo); fester Borneo-Campher = $C_{10}H_{16}O$, entstanden durch Einwirkung der Feuchtigkeit auf das sauerstofffreie Oel; endlich Harz. Das Valerol krystallisirt bei einigen Graden unter Null in farblosen Prismen, reagirt neutral, riecht nicht nach Baldrian, sondern ähnlich wie Heu, verdickt und verharzt sich nach und nach an der Luft unter gleichzeitiger Bildung von Baldriansäure. — Wird in der Medicin gebraucht.

Cajeputöl, durch Destillation der Blätter und Zweige der *Melaleuca Leucadendron*, eines ostindischen Baumes, mit Wasser gewonnen, ist hellgrün, riecht und schmeckt aromatisch campherartig, hat ein spec. Gew. von 0,927, siedet bei 175° , wird durch

Rectification farblos und besteht aus $C_{10}H_{16}O$. Seine grünliche Farbe rührt häufig von einem Kupfergehalte her, dem das Oel beim Aufbewahren in kupfernen Gefäßen bekommen hat, und der beim Rectificiren zurückbleibt. Schüttelt man das kupferhaltige Oel mit einer Auflösung von Kaliumeisencyanür, so entsteht eine röthliche Färbung. — Dient als Medicament.

Calmusöl, durch Destillation des Wurzelstocks von *Acorus Calamus* mit Wasser gewonnen, ist blassgelb, wird durch Stehen dunkler, riecht und schmeckt stark gewürzhaft, hat ein spec. Gew. von 0,899, und besteht aus 2 Oelen, von denen das flüchtigere keinen Sauerstoff enthält und aus C_8H_{14} besteht. — Dient als Medicament und zu Liqueuren.

Campheröl, durch Anbohren des japanischen Campherbaumes, *Laurus Camphora*, oder auch durch Destillation des Holzes dieses Baumes mit Wasser gewonnen, ist wasserhell, riecht nach Campher und Cajeputol, hat ein spec. Gew. von 0,910, siedet über 100° und besteht aus $C_{10}H_{16}O$. An der Luft oder durch gelindes Erwärmen mit Salpetersäure geht es in gewöhnlichen Campher = $C_{10}H_{16}O$, oder $C_{10}H_{14}O$ über.

Chamillenöl, durch Destillation der Blüten der gemeinen Chamille (*Matricaria Chamomilla*) mit Wasser gewonnen, ist tief blau, dicklich, von ausgezeichnetem Geruch und Geschmack nach Chamillen, wird bei 0° fest, und besteht aus 79,8 C, 10,7 H und 9,5 O. Durch's Alter verdirbt es und wird grün. — Arzneimittel.

Fenchelöl, durch Destillation des Fenchelsamens mit Wasser gewonnen, ist gelblich, hat ein spec. Gew. von 0,999, setzt in der Kälte ein krystallinisches Stearopten ab, welches mit dem des Anisöls identisch ist. Der flüssige Antheil des Oels besteht aus einem weniger flüchtigen Theile von der Zusammensetzung des Stearoptens, und einem flüchtigern, dem Terpenthinöle polymeren. — Arzneimittel.

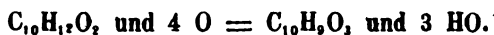
Fuselöl. Mit diesem Namen bezeichnet man mehrere, bei der geistigen Gährung auftretende ätherische Oele, welche sich erst während dieses Processes, wahrscheinlich aus dem Alkohol durch Abgabe von Wasserelementen, erzeugen, und daher auch wohl Gährungsöle (Fermentöle) genannt werden. Je nach der Abstammung und dem verschiedenem chemischen Verhalten unterscheidet man hauptsächlich 3 Arten Fuselöl.

1) Fuselöl des Weins und Franzbranntweins. Es sondert sich grossentheils mit der Weinhefe ab, und kann leicht

durch vorsichtige Destillation derselben mit Wasser gewonnen werden. Auch geht es bei der Destillation des Weins zum Theil mit in den Franzbranntwein (Cognac) über, der dadurch seinen specifischen Geruch und Geschmack erhält, und lässt sich aus diesem durch vorsichtige Destillation, Sättigung des Pflegmas mit Salz und abermalige Destillation in stärkerer Hitze bereiten. Im rohen Zustande ist es scharf, sauer, grünlich (von aufgelöstem Kupfer), wird durch Rectification über Soda farblos und neutral, riecht und schmeckt stark nach Franzbranntwein, und besteht aus einer eigenthümlichen Säure, Oenanthsäure = $C_{11}H_{13}O_2$, mit Aether, hat daher die Formel $C_4H_6O + C_{11}H_{13}O_2$ und wird auch Oenanthäther genannt. Es ist die Ursache des allen Weinen gemeinschaftlichen eigenthümlichen Geruches, aber wohl zu unterscheiden von dem sogenannten Bouquet oder der Blume des Weins, dessen Wesen bis jetzt noch nicht ermittelt werden konnte. — Die Oenanthsäure, welche man aus diesem Weinfuselöle durch Erhitzen mit Kalilauge und Zersetzen der concentrirten Lösung des önanthsauren Kalis mit einer Mineralsäure erhält, ist bei $+12,5^\circ$ eine weisse, weiche, butterartige, geruch- und geschmacklose Masse, schmilzt über $12,5^\circ$ zu einem farblosen Oele, reagirt sauer, schwimmt auf dem Wasser, löst sich nicht darin, aber leicht in Alkohol, Aether, Oelen, bildet mit Alkalien seifenartige Verbindungen, verliert beim Erhitzen erst ihr Hydratwasser (1 Aeq.) und geht dann als wasserfreie Säure über, welche weiss, fest ist und erst bei $+31^\circ$ schmilzt.

2. Fuselöl des Getreide- oder Kornbranntweins. Es scheidet sich gewöhnlich beim Verdünnen dieses Branntweins mit Wasser oder aus dem Destillationsrückstande talgartig aus, schmeckt und riecht widrig. Destillirt man es über kohlenaures Natron, so bleibt Margarinsäure nebst etwas Oenanthsäure, an Natron gebunden, im Rückstande; das Destillat ist ein hellgelbes, dünnes Oel von 0,885 spec. Gew. und 281° Siedepunkt, und stellt eine Verbindung von Oenanthäther mit einem starkriechenden, dickflüssigen Oele dar, welches aus $C_{12}H_{17}O$ besteht, und den Namen Getreideöl oder Kornöl bekommen hat. Destillirt man nämlich das hellgelbe Oel wiederholt über Kalilauge, so erhält man önanthsaures Kali, während Alkohol und zuletzt das Kornöl übergeht. Das rohe Fuselöl des Getreidebranntweins besteht also aus Margarinsäure, Oenanthsäure (beide frei), Oenanthäther und Getreideöl. Es bedingt den specifischen Geruch und Geschmack des Getreidebranntweins.

3. Fuselöl des Kartoffelbranntweins, bildet sich auch bei der Gährung der Melasse, welche man bei der Fabrikation des Zuckers aus den Runkelrüben erhält. Man gewinnt es leicht, wenn man den Rückstand von der Destillation des Kartoffelbranntweins von Neuem erhitzt; durch Behandlung mit Wasser, Schütteln des überstehenden Oeles mit Chlorcalcium und Rectification wird es gereinigt. Es ist im reinen Zustande farblos, dünnflüssig, von starkem Fuselgeruch, brennendem und kratzendem Geschmack, hat ein spec. Gew. von 0,818, erstarrt bei -18° krystallinisch, siedet bei 132° , entzündet sich schwer, und brennt mit blauer Flamme, wird an der Luft nach längerem Stehen etwas sauer (wahrscheinlich durch Bildung von Baldriansäure), besteht aus $C_{10}H_{12}O_2$ und verwandelt sich durch oxydirende Mittel in Baldriansäure und Wasser:



Seinem chemischen Verhalten nach muss es als das Hydrat eines Aethers betrachtet werden, welcher die Formel $C_{10}H_{11}O$ hat und Amyl-äther oder Amyloxyd genannt wird. Das Kartoffelfuselöl wird hiernach durch die rationelle Formel $C_{10}H_{11}O + HO$ und die Namen Amylalkohol oder Amyloxydhydrat ausgedrückt. Der spezifische Geruch und Geschmack des Kartoffelbranntweins rührt von diesem Fuselöle her. — Es dient zum Brennen, zur Bereitung der Baldriansäure und anderer Präparate.

Kümmelöl, durch Destillation des Feldkümmelsamens mit Wasser gewonnen, ist blassgelb, riecht und schmeckt durchdringend gewürzhaft nach Kümmel, hat ein spec. Gew. von 0,938, wird an der Luft bald bräunlich, siedet bei 205° , zerfällt aber dabei in mehrere Oele, von denen eins bei 193° siedet und nur sehr wenig Sauerstoff enthält, ein anderes erst bei 228° siedet und sauerstoffreicher ist. — Wird in der Medicin und zu Liqueuren benutzt.

Lavendelöl, aus den Bläthen der *Lavandula Spica* und einiger verwandten Species durch Destillation mit Wasser gewonnen, ist blassgelb, riecht angenehm, schmeckt brennend bitterlich, hat im rectificirten Zustande ein spec. Gewicht von 0,876—0,888, siedet bei 185 — 187° und besteht aus $C_{15}H_{14}O_2$. In der Kälte setzt das rohe Oel eine reichliche Menge Stearopten (Lavendelcampher) ab, das auch beim Rectificiren des rohen Oeles bis zu einem gewissen Punkte zurückbleibt und eine dem gewöhnlichen Campher gleiche Zusammensetzung $= C_{10}H_8O$ hat. — Dient als Parfüm.

Hat das Lavendelöl ein höheres spec. Gewicht als das angege-

bene, so enthält es Spiköl, welches aus der ganzen Lavendelpflanze oder auch nur aus den Stängeln und Blättern derselben destillirt wird, billiger ist und nicht so angenehm riecht als das aus den Blüten erhaltene Oel. Nicht selten wird auch das Lavendelöl mit Terpenthinöl verfälscht; diess gibt sich schon dadurch zu erkennen, dass das Oel mehr als 5 Theile Alkohol von 0,894 spec. Gew. zur Auflösung bedarf.

Organumöl (Dostenöl). Es gibt 2 Oele dieses Namens; das des gemeinen Dosten (*Origanum vulgare*) ist gelblich, von 0,867 spec. Gew., siedet bei 161° und besteht aus $C_{10}H_{10}O$. Das Oel des cretischen Dosten (*Origanum creticum* oder *smyrnacum*), auch spanisch Hopfenöl genannt, ist braun, riecht stark aromatisch, hat ein spec. Gew. von 0,946 und dient als bekanntes Hausmittel gegen Zahnschmerzen.

Pfefferminzöl, durch Destillation der Blätter oder auch der ganzen Pflanze von *Mentha piperita* mit Wasser gewonnen, ist wasserhell bis gelblich, riecht durchdringend, schmeckt brennend aromatisch, hinterher kühlend, hat ein spec. Gew. von 0,902—0,910 und setzt in der Kälte ein Stearopten an. Der flüssige Antheil hat ein spec. Gew. von 0,899, siedet bei 188—198° und besteht aus 77,8 C, 12,0 H u. 10,2 O. Das Stearopten ist weiss, krystallinisch, riecht wie das Oel, schmilzt bei +27 bis 34°, siedet bei 208—213° und hat die Formel $C_{10}H_{10}O$. — Man gebraucht das Oel in der Medicin, zur Darstellung der Pfefferminzzeltchen, zu Liqueuren.

Rosenöl, wird im Oriente durch Destillation der Blumen mehrerer Rosenarten (*Rosa centifolia*, *damascena*, *moschata* etc.) mit Wasser gewonnen, ist blassgelblich, bei gewöhnlicher Temperatur butterartig, bei niedrigerer fest, krystallinisch, riecht höchst angenehm, schmeckt milde, aromatisch, hat ein spec. Gew. von 0,832. Sein flüssiger Antheil ist sauerstoffhaltig; sein Stearopten bildet weisse Blättchen, schmilzt bei +35°, siedet bei 280—300°, und besteht aus CH. — Dient als Parfüm.

In der Regel ist es verfälscht, theils mit ähnlich riechenden billigern Oelen, wie dem des *Pelargonium odoratissimum*, theils mit fettem Oele.

Rosmarinöl, durch Destillation des *Rosmarinus officinalis* mit Wasser bereitet, ist farblos, riecht und schmeckt durchdringend aromatisch campherartig, hat ein spec. Gew. von 0,897—0,911, wird durch Rectification leichter (von 0,885), siedet dann bei 166°. Bei

freiwilligem Verdunsten setzt es ein Stearopten [(Rosmarincampher) ab, welches aus $C_{15}H_{31}O_2$ besteht, aber wahrscheinlich das Hydrat eines Kohlenwasserstoffs ist $= 9 (C_2O_2) + 2 HO$; denn wenn man es mit Schwefelsäure destillirt, so erhält man ein farbloses, lauchartig riechendes Oel von 0,867 spec. Gew., 173° Siedepunkt und der Formel C_2O_2 entsprechend. — Das Rosmarinöl wird wegen seines billigen Preises zur Darstellung von Lackfirnissen benutzt.

Spiköl siehe Lavendelöl.

Wermuthöl, durch Destillation des Wermuths (*Artemisia Absinthium*) mit Wasser erhalten, ist grün, zuweilen gelblich, wird bald bräunlich, riecht stark nach der Pflanze, schmeckt unangenehm bitterlich, hat ein spec. Gew. von 0,973, fängt bei 180° an zu sieden, der Kochpunkt erhöht sich aber, und besteht aus $C_{10}H_8O$ wie der gemeine Campher. — Arzneimittel und zu Liqueuren.

Wurmsamenöl, aus dem sog. Wurmsamen (den Blütenköpfchen der *Artemisia Contra*, *A. Santonica* u. *A. glomerata*) mit Wasser gewonnen, ist blassgelb, riecht durchdringend, widrig, schmeckt bitterlich campherartig, hat ein spec. Gew. von 0,936 und besteht aus 2 Oelen, die aber beide die Formel $C_{11}H_{11}O_2$ haben. — Arzneimittel.

b. Flüssige, schwerer als Wasser.

Cimmtöl (Cassiaöl), aus dem Cimmt und der Cimmtcassia (der innern Rinde oder dem Baste von *Laurus Cinnamomum*) durch Destillation mit Wasser bereitet, ist gelblich, wird mit der Zeit dunkler, riecht angenehm cimmtartig, schmeckt angenehm, süßlich, hinterher brennend scharf, hat ein spec. Gew. von 1,03—1,09, wird unter 0° fest und besteht aus $C_{20}H_{11}O_2$. Durch Einwirkung der Luft zersetzt es sich, es entstehen 2 Harze, ein etwas verändertes Oel $= C_{11}H_8O_2$ und Cimmtsäure $= C_{11}H_7O_3$. — Dient als Medicament, Parfüm etc.

Nelkenöl, durch Destillation der Gewürznelken (der unaufgebrochenen Blüten der *Eugenia caryophyllata*, eines molukkischen Baumes) mit Wasser gewonnen, ist frisch farblos, wird aber mit der Zeit gelb bis bräunlich, etwas dickflüssig, riecht und schmeckt durchdringend gewürzhaft nach Nelken, reagirt sauer, hat ein spec. Gew. von 1,04—1,07, siedet bei 150° . Die saure Reaction rührt von einer eigenthümlichen Säure, Nelkensäure $= C_7H_{11}O_3$ her; dieselbe ist eine farblose, öartige Flüssigkeit vom Geruch und Geschmack der

Nelken, 1,079 spec. Gew., siedet bei 243°. Hat man das Nelkenöl durch Behandlung mit Kali von der Nelkensäure befreiet, so bleibt ein flüssiger Kohlenwasserstoff = C_9O , übrig, welcher leichter als Wasser ist und bei 142° siedet. — Das Nelkenöl ist eins der gewöhnlichsten Parfüme. Gewöhnlich kommt es stark mit Alkohol verfälscht vor.

Petersilienöl, durch Destillation der Samen von *Apium Petroselinum* mit Wasser erhalten, ist dick, butterartig und besteht aus 2 Oelen, einem flüssigen und festen; beide besitzen den Geruch des Samens im hohen Grade. Durch fractionirte Destillation erhält man das flüssige Oel, welches leichter als Wasser, bei 160—170° siedet und nach der Formel C_8H_8 zusammengesetzt ist. Das Stearopten bildet weisse seidenglänzende Nadeln, schmilzt bei + 30°, hat ein spec. Gewicht von 1,015, siedet bei 300° und besteht aus $C_{11}H_{10}O_4$. — Arzneimittel.

c. Feste, leichter als Wasser.

Asarin (Haselwurzcumpher) = $C_{16}H_{11}O_4$, durch Destillation der Wurzel von *Asarum europaeum* mit Wasser erhalten, und durch Umkrystallisiren aus Alkohol gereinigt, bildet farblose, perlmutterglänzende Tafeln, riecht und schmeckt aromatisch campherartig, schmilzt bei +40°, siedet bei 280°. — In dem *Asarum europ.* befindet sich auch noch ein flüssiges ätherisches Oel, welches dem Baldrianöle ähnlich riecht und aus $C_{16}H_{15}O_2$ besteht.

Gemeiner Campher (japanischer oder *Laurus-Campher*) = $C_{10}H_{16}O$, nebst Campheröl (s. Seite 636) in dem japanischen Campherbaume (*Laurus Camphora*) enthalten, wird durch Destillation des Holzes mit Wasser gewonnen, kommt in kleinen schmutzigweissen Brocken in den Handel und wird in Europa durch Sublimation gereinigt. Er bildet feste, weisse, etwas zähe, durchscheinende, krystallinische Stücke von starkem eigenthümlichem Geruche und ähnlichem erwärmendem Geschmacke, schießt aus gesättigten geistigen Lösungen in Octaëdern an, hat ein spec. Gew. von 0,996 (bei 0° beträgt sein spec. Gew. = 1,000, und unter 0° sinkt er sogar in Wasser unter), verdunstet leicht an der Luft, schmilzt bei 175°, siedet bei 204°, brennt mit russender Flamme, löst sich in 1000 Th. Wasser, leicht in Alkohol, Aether, Oelen. — Man gebraucht den Campher in der Medicin, als Mittel gegen Motten, in der Feuerwerkerei, zur Beförderung der Auflösung des Copals in Alkohol.

Cumarin (*Tonkacampher*) = $C_{11}H_8O_2$, findet sich in den

Tonkabohnen (von *Dipterix odorata*, einem Baume in Guiana), ferner im Steinklee (*Melilotus officinalis*), Waldmeister (*Asperula odorata*), Ruchgras (*Anthoxanthum odoratum*) und wahrscheinlich noch in vielen andern Gewächsen. Destillirt man diese Vegetabilien mit Wasser, so geht das Cumarin mit über, und setzt sich auf der Oberfläche des Destillats in fester Form ab. Auch kann man es aus den Tonkabohnen durch Ausziehen derselben mit Aether, Behandeln des ätherischen Extractes mit Alkohol und Verdunsten der weingeistigen Flüssigkeit zur Krystallisation erhalten. Es bildet weisse, glänzende Nadeln, riecht angenehm gewürzhaft, schmeckt reizend erwärmend, schmilzt bei 50°. — Für sich keine Anwendung; die dasselbe enthaltenden Pflanzentheile benutzt man aber zur Parfümierung des Schnupftabaks.

d. Feste, schwerer als Wasser.

Borneo-Campher (Borneol) = $C_{10}H_{16}O$, nebst Borneen (siehe Seite 631) in dem auf Borneo und andern Sundischen Inseln vorkommenden Campherbaume (*Dryobalanops Camphora*), findet sich auch in altem Baldrianöle, und wird wie der gemeine Campher gewonnen. Er bildet kleine durchsichtige Krystalle, riecht und schmeckt wie der gewöhnliche Campher, aber zugleich auch pfefferartig, schmilzt bei 198°, siedet bei 212°. Erwärmt man ihn mit Salpetersäure, so geht er in den gemeinen Campher über.

Blausäurehaltige ätherische Oele.

Bittermandelöl, durch Destillation der zerstoßenen bitteren Mandeln mit Wasser gewonnen, ist farblos oder schwach gelblich, riecht stark, angenehm, aromatisch, zugleich nach Blausäure, schmeckt brennend, bitter. Wenn man es mit Quecksilberoxyd schüttelt oder auch mit Alkalien (am besten nebst Zusatz von Eisenchlorür) destillirt, so wird es von der Blausäure (welche 10—12 Pc. des Oel ausmacht) befreit. Es ist dann stark lichtbrechend, riecht und schmeckt fast wie das rohe Oel, hat ein spec. Gewicht von 1,043, siedet bei 180°, löst sich schon in 30 Th. Wasser und besteht aus $C_{11}H_6O_2$. Man betrachtet es als eine Verbindung des Benzoësäure-Radikals (Benzoyl) mit Wasserstoff = $C_{11}H_5O_2 + H$ und nennt es desshalb auch Benzoylwasserstoff; treten nämlich zu den Elementen desselben 2 Aeq. Sauerstoff, so hat man das Hydrat der Benzoësäure, in welche sich das Oel in der That auch an der Luft verwandelt. — Man ge-

braucht das rohe Oel als Arzneimittel, in der Parfümerie und Liqueurfabrikation. Da es den Liqueuren nur immer in sehr geringer Menge zugesetzt wird, so hat man von ihrem Genusse keine nachtheilige Wirkung hinsichtlich des Blausäuregehalts des Oeles zu befürchten.

Dem Bittermandelöle ganz ähnliche oder damit identische ätherische Oele erhält man durch Destillation der Kirschchlorbeerblätter, Pfirsichblätter, Kirschkerne, Pfirsichkerne, Zwetschenkerne, der Rinde, Blüten und Kerne der Traubenkirsche (*Prunus Padus*) und noch verschiedener anderer Pflanzen mit Wasser.

Schwefelhaltige ätherische Oele.

Asafötidaöl s. Seite 623.

Hopfenöl, durch Destillation der weiblichen Blüten des Hopfens mit Wasser erhalten, ist blassgelb, sehr dünnflüssig, angeblich leichter als Wasser, riecht betäubend nach Hopfen, schmeckt scharf. Analysirt ist es nicht. — Auch die Holunderblüten enthalten ein schwefelhaltiges äther. Oel.

Knoblauchöl, durch Destillation der Knoblauchzwiebeln (von *Allium sativum*) mit Wasser erhalten, kann auch aus mehreren Cruciferen theils rein, theils mit Senföl gemischt gewonnen werden, ist dunkelgelb, von höchst widrigem Knoblauchgeruch und besteht aus C_6H_5S , C_6H_5 , wird darin als Radikal angenommen und Allyl genannt, das Oel ist daher Allylsulphid.

Senföl, durch Destillation des schwarzen Senfs (der weisse Senf gibt kein ätherisches Oel) mit Wasser gewonnen, ist farblos bis gelblich, besitzt den scharfen, reizenden Geruch und Geschmack des Senfs im höchsten Grade, hat im rohen Zustande ein spec. Gew. von 1,038, im rectificirten ein spec. Gew. von 1,015, siedet bei 143—148°, löst sich in 50 Th. Wasser, wirkt sehr reizend auf die Haut, besteht aus $C_6H_5NS_2$. Nimmt man darin, wie im Knoblauchöle, das Radikal Allyl an, so ist das Senföl: Schwefelcyan-Allyl = $C_6H_5 + C_2NS_2$. Behandelt man es mit einfachem Schwefelkalium, so erhält man Schwefelcyankalium und Knoblauchöl.— Das Senföl und seine wässrige Lösung, das Senfwasser, werden in der Medicin als hautreizende Mittel angewandt. Es bedingt die Anwendung des Senfteiges als Reizmittel und als Würze.

2. Alkohol, alkoholhaltige und alkoholartige Materien.

Wenn man den gepressten und klar filtrirten Saft einer süßen Frucht z. B. der Weintrauben, Johannisbeeren, oder eines andern

zuckerreichen Pflanzentheils z. B. der Runkelrüben, bei gewöhnlicher Temperatur sich selbst überlässt, so fängt er bald an, sich zu trüben und Gasblasen zu entwickeln. Diess dauert eine Weile — einige Tage — fort; dann hört die Gasentwicklung allmählig auf, die trübenden Materien setzen sich zu Boden, oder ein Theil derselben bildet auf der Flüssigkeit eine schaumige Masse, und die Flüssigkeit selbst hat ihren früheren süssen Geschmack verloren, dagegen einen weingeistigen Geruch und Geschmack angenommen. Entschiedener tritt dieser neue Geruch und Geschmack hervor, wenn man die wieder klar gewordene Flüssigkeit in einen Destillirapparat bringt, und einen kleinen Theil davon abzieht; in letzterm findet man dann die geistige Materie rein und concentrirter vereinigt, während nun die rückständige Flüssigkeit einen faden, sauren u. s. w. Geschmack und keinen Geruch mehr besitzt.

Der Process, durch welchen die so eben beschriebenen Erscheinungen und Umwandlungen hervorgerufen werden, heisst die geistige oder weinige Gährung, und der Produkte dieses Processes sind wesentlich drei:

1) Eine feste Materie, welche sich aus der Flüssigkeit abscheidet und den Namen Hefe führt; wenn sie die Fähigkeit besitzt, in neuer Zuckerlösung die Gährung hervorzurufen, heisst sie auch Ferment. Ihre Entstehung verdankt sie den stickstoffhaltigen (albumin-, casein-, leguminartigen) Stoffen des Saftes.

2) Ein Gas; diess ist die uns schon bekannte Kohlensäure.

3) Ein tropfbar flüssiger Körper, der in der Flüssigkeit aufgelöst bleibt, und Alkohol oder Weingeist genannt wird. Die Kohlensäure und der Alkohol haben sich aus dem Zucker erzeugt, und zwar auf die Weise, dass derselbe, wenn er, wie z. B. in dem Runkelrübensaft, nicht schon Krümelzucker oder Fruchtzucker $= C_{12}H_{22}O_{11}$, sondern gemeiner Zucker $= C_{12}H_{22}O_{11}$ war, 1 Aeq. Wasser chemisch bindet und in 4 Aeq. Kohlensäure und 2 Aeq. Alkohol ($C_2H_5O_2$) zerfällt:



100 Theile gemeiner Zucker liefern daher unter Aufnahme von 5,26 Th. Wasser: 51,46 Th. Kohlensäure und 53,80 Th. Alkohol, oder 100 Th. wasserfreier Traubenzucker: 48,88 Th. Kohlensäure und 51,12 Th. Alkohol.

Ausser diesen wesentlichen oder Hauptprodukten treten aber bei der geistigen Gährung noch einige Nebenprodukte auf, die sogen. Gährungs- oder Fermentöle (Fuselöle s. Seite 636), jedoch

in Verhältniss zu jenen nur in sehr geringer Menge, und wie es scheint, auf Kosten einer gewissen Menge Alkohol; so dass selbst unter Mitberücksichtigung dieser Nebenprodukte die oben gegebene Erklärung über das Zerfallen des Zuckers bei der geistigen Gährung in Kohlensäure und Alkohol keine Modification erleidet.

Die Gährungsprodukte und die Materien, aus denen sie entstanden sind, lassen die Bedingungen, unter welchen die Gährung eintritt, leicht erkennen, diese Bedingungen sind also:

1) Krümeltzucker oder der damit isomere Fruchtzucker, oder Materien, welche im aufgelösten Zustande bei Gegenwart von organischen stickstoffhaltigen Substanzen die Fähigkeit besitzen, in die eine oder andere der beiden genannten Zuckerarten überzugehen. Zu diesen Materien gehört, ausser dem gemeinen Zucker, auch der Milchzucker.

2) Eine organische stickstoffhaltige Substanz, das Ferment. Ohne dieselbe geht Zuckerlösung niemals in geistige Gährung über.

3) Wasser. Die Menge desselben ist jedoch nicht gleichgültig, sondern muss wenigstens das Vierfache des vorhandenen Zuckers betragen. Ein zum Sirup oder zur Extraktstärke abgedampfter Fruchtsaft geht wegen unzureichenden Wassergehalts nicht in Gährung über, und lässt sich lange unverändert aufbewahren.

4) Eine Temperatur, welche nicht unter $+ 6^{\circ}$, aber auch nicht über $+ 30^{\circ}$ gehen darf. Fällt sie unter 6° herab, so tritt die Gährung nicht ein; steigt sie über 30° , so entsteht zwar auch Alkohol, allein derselbe oxydirt sich sofort zu Essigsäure, und ein grosser Theil des Zuckers verwandelt sich gleichzeitig in Milchsäure und andere Produkte. Am schnellsten beginnt und verläuft die geistige Gährung zwischen $+ 15$ und $+ 25^{\circ}$.

So wie man unter den Produkten der geistigen Gährung Haupt- und Nebenprodukte zu unterscheiden hat, ebenso ist diess auch der Fall mit den Bedingungen derselben. Zu den so eben angeführten Hauptbedingungen gesellen sich nämlich noch gewisse andere, die man als Nebenbedingungen bezeichnen kann, weil sie sich in der Regel von selbst, ohne unser Zuthun, ergeben, obgleich sie, genau genommen, eine nicht mindere Wichtigkeit für den Eintritt der geistigen Gährung haben. Diese weiteren Bedingungen sind:

5) Luftzutritt, wenigstens zu Anfang. Presst man süsse Früchte bei Luftabschluss, z. B. in einer mit Quecksilber gefüllten und durch Quecksilber abgesperrten Glasglocke aus, oder vermischt man eine

Zuckerlösung mit Eiweiss- oder Leguminlösung in Weinsteinlösung unter derselben Vorsichtsmaßregel, so erfolgt keine Gährung; sie tritt aber sogleich ein, wenn man einige Luftblasen hinzutreten lässt. Für den weitem Verlauf der Gährung ist die Gegenwart der Luft (des Sauerstoffs derselben) nicht mehr notwendig; der Sauerstoff spielt nur die Rolle des Erregers, indem er die Zersetzung (Fäulniss) der stickstoffhaltigen Materie einleitet, welche letztere dann von selbst fortschreitet und den Zucker in den Kreis der Metamorphosen mit hineinzieht — die in Bewegung und Umsetzung begriffene Moleküle der stickstoffhaltigen Substanz theilen den Molekülen des Zuckers Bewegung und Umsetzung mit.

6) Gegenwart einer organischen Säure. Die süßen Pflanzensäfte enthalten diese Bedingung schon in natürlichem Zustande. In reinen Zuckerlösungen, welche mit einer organischen stickstoffhaltigen Materie versetzt sind, bildet sich gleich anfangs freie Säure, meistens Milchsäure, durch Spaltung einer sehr kleinen Menge Zucker; daher reagirt eine solche Flüssigkeit, schon nachdem sie einige Zeit gestanden hat, oder zu Anfang der Gährung sauer. Stumpft man während der Gährung die Säure mit einem Alkali ab, so hört die Gährung sofort auf, und beginnt erst wieder, wenn eine neue Quantität Säure erzeugt worden ist.

Wenn nun alle obengenannten Bedingungen zum Eintritt der geistigen Gährung vorhanden sind, so gibt es doch auch wieder Materien, durch deren Gegenwart der Process entweder verzögert oder, wenn er bereits eingetreten ist, sogleich gehemmt werden kann. Diese Materien sind:

1) Weingeist. Die Menge desselben richtet sich nach der Temperatur der gährenden Flüssigkeit; je niedriger dieselbe ist, um so weniger Weingeist reicht hin, die Gährung aufzuheben. Durch diese Wirkung des Weingeists erklärt es sich, warum manche Weine, nachdem sie ausgegohren haben, noch süß schmecken, noch freien Zucker enthalten. Der Weingeist fällt nämlich die stickstoffhaltige Materie und macht sie dadurch zu weiterer Umbildung unfähig. Bei gewissen süßen Weinen kann aber auch das nicht völlige Verzehrseyn des Zuckers daher rühren, dass die in dem Moste enthaltene stickstoffhaltige Materie ihren Verwandlungsprocess eher vollständig durchlaufen hatte als der Zucker; es fehlte also hier an dem zum Zerfallen des Restes Zucker nöthigen Gährungsstoffe oder Erreger.

2) Aetherische Oele. Sie wirken, wie der Weingeist, als Fäulnisswidrige Mittel. Das Kreosot verhält sich ebenso.

3) Unorganische Säuren.

4) Alkalien, wie schon oben angedeutet wurde.

5) Eine grosse Anzahl unorganischer Salze, namentlich von Quacksilber, Kupfer, und noch verschiedene andere Materien.

Besitzt eine unter günstigen Umständen ausgegohrene Flüssigkeit noch einen süssen Geschmack, so kann der eine der beiden sub 1) angeführten Fälle die Ursache davon seyn, d. h. entweder hatte sich so viel Weingeist erzeugt, dass das noch vorhandene Ferment in seiner weitem Wirkung gehemmt wurde, oder das Ferment war aufgezehrt, noch ehe es aller Zucker war.

Schmeckt eine gegohrene Flüssigkeit nicht mehr süss, ist also kein Zucker mehr vorhanden, so kann das Ferment entweder gerade ausgereicht haben zur Zersetzung des Zuckers, oder es kann im Ueberschusse vorhanden seyn, indem die Flüssigkeit ursprünglich eine zur Zersetzung des in ihr befindlichen Zuckers mehr als hinreichende Menge stickstoffhaltiger Materie, enthielt. In beiden Fällen setzt sich eine leichte, flockige, graue oder gelbliche Materie, die Hefe, ab; aber in dem ersten Falle ist dieser Absatz nicht im Stande, in neuer Zuckerlösung die Gährung hervorzurufen (zersetzte Hefe), während im zweiten sie diese Kraft noch besitzt und daher Ferment (Gährungserreger) genannt wird.

Kehren wir nun zur nähern Betrachtung der bisher noch nicht abgehandelten Produkte, der Hefe und dem Alkohol zurück.

Hefe.

Wie erwähnt, heisst so die aus den gelösten stickstoffhaltigen Materien gährender Flüssigkeiten im Verlaufe der Gährung entstehende unlösliche Substanz, und in so fern sie die Fähigkeit besitzt, eine Zuckerlösung in Gährung zu versetzen, wird sie auch Ferment genannt. Den Typus dieser Klasse von Körpern bildet die Bierhefe, auf welche sich die folgenden Angaben zunächst beziehen. Je nachdem sich die Hefe auf der Oberfläche der Flüssigkeit oder am Boden des Gefässes ansammelt, nennt man sie Oberhefe oder Unterhefe. Beide unterscheiden sich von einander weniger in ihrer Struktur und chemischen Beschaffenheit, als in ihrer Bildungsweise und ihrem Verhalten. Die Oberhefe entsteht, wenn die Gährung in Gefässen mit enger Oeffnung und bei einer Tem-

peratur von mindestens $+ 12^{\circ}$ bis $+ 30^{\circ}$, also stürmischer, stattfindet (Obergährung); sie ist faulender oxydirter Kleber, und stellt zugleich das kräftigste Ferment dar. In Zuckerkösungen bewirkt sie in der Regel wieder eine stürmische Gährung. Die Unterhefe bildet sich, wenn die Gährung in weiten offenen Gefäßen bei nicht über $+ 7$ bis 10° , also langsamer, erfolgt (Untergährung); sie ist verwesender oxydirter Kleber, welcher allen Sauerstoff der Luft annimmt und sich vollständig zu Boden setzt. Obergährung kann dadurch nicht hervorgerufen werden. In der Bäckerei sind Oberhefe und Unterhefe gleich brauchbar.

Die Bierhefe ist im frischen Zustande ein schmutzig graugelbliches Gemenge von Wasser und Kügelchen, welche zu den niedrigsten Pflanzenorganismen gehören. Ihr Geschmack ist bitter, Geruch eigenthümlich, Reaction sauer; alles diess kommt aber auf Rechnung von fremdartigen (aus der Gerste und dem Hopfen aufgenommenen) Materien. Die Kügelchen sind mehr oder weniger rundlich, haben etwa $\frac{1}{100}$ Millimeter im Durchmesser, und bestehen aus einer Hülle und einem dunkeln Kern. Werden sie mit Wasser, Alkohol und Aether gewaschen und dann getrocknet, so erscheinen sie als ein weisses, geruch- und geschmackloses Mehl. Verdünnte Kalilauge, sowie Essigsäure ziehen daraus eine stickstoff- und schwefelhaltige proteïnartige Substanz aus, welche den Kern der Hüllen ausmacht, und im Rückstande bleibt die Zellmembrane von der Zusammensetzung der Cellulose $= C_{12}H_{10}O_{10}$. Die proteïnartige Substanz beträgt $\frac{3}{10}$ bis $\frac{5}{10}$, der Zellstoff $\frac{2}{10}$ bis $\frac{5}{10}$ vom Gewicht der trocknen Hefe. Beim Verbrennen der Hefe bleibt eine weisse Asche, welche aus phosphorsaurem Kali, — Kalk und — Magnesia besteht. Bei der Gährung, welche mittelst Hefe hervorgebracht wird, nimmt nur der Zelleninhalt thätigen Antheil, die Hüllen bleiben unverändert zurück und stellen das dar, was wir oben zersetzte Hefe genannt haben. Was aus dem Zelleninhalte im Verlaufe der Gährung wird, ist bis jetzt so gut wie unbekannt; nur so viel weiss man, dass aus einem Theile seiner Bestandtheile Ammoniak gebildet wird, welches sich, verbunden mit den vorhandenen organischen Säuren, in gegohrenen Flüssigkeiten stets findet. — Ebenso wenig ist bekannt, wie die Hefe entsteht.

Ueberlässt man die Hefe sich selbst, so geht sie in faulige, stinkende Produkte über. Trocknet man sie bei 100° , oder kocht man sie mit Wasser, oder bringt man sie mit den obengenannten

Hemmungsmitteln der Gährung (Weingeist, ätherische Oele etc.) in Berahrung, so wird ihre gahrungserregende Kraft aufgehoben. Dagegen erhält sie sich lange, wenn man sie durch Auspressen von der Flüssigkeit möglichst befreit und bei niedriger Temperatur mässig austrocknet (Presshefe).

Künstliche Hefe. Wenn die natürliche, d. h. bei Gelegenheit der geistigen Gährung des Biers etc. gewonnene Hefe nicht zu Gebote steht, so kann man sich auch auf anderm Wege ein Gahrungsmittel, sog. künstliche Hefe bereiten. Von den unzähligen Vorschriften dazu wähle ich nur folgende aus. Man rührt Weizenmehl mit Wasser zum Teige an, und lässt denselben an einem gleichmässig warmen Orte stehen; am 6. bis 7. Tage tritt ein deutlicher Weingeruch ein und die Masse bildet jetzt ein äusserst kräftiges Ferment. — Eine künstliche trockne Hefe erhält man durch Abkochung von 1 Unze Hopfen mit Wasser zu 18 Unzen Colatur, Versetzen dieser mit 6 Unzen guter Hefe und 1 $\frac{1}{2}$ Pfund oder so viel Roggenmehl, als zur Consistenz eines dicken Breies nöthig ist, Aussetzen der Masse in gelinde Wärme bis sie gehörig gegangen ist, und rasches Trocknen.

a. Alkohol (Weingeist, Spiritus, Aethylalkohol, Aethyl-oxydhydrat). C_2H_5O , oder $C_2H_5O + HO = 575$. (In 100 Theilen: 52,17 C, 13,05 H und 34,78 O).

Wenn man eine Flüssigkeit, welche die geistige Gährung durchlaufen hat, der Destillation unterwirft, und dieselbe so lange fortsetzt, bis etwa die Hälfte oder zwei Drittheile davon übergegangen sind, so hat man in dem Destillate das tropfbarflüssige Gahrungsmittel des Zuckers, nur noch vermischt mit einer grossen Menge Wasser und mit einer sehr geringen Menge Fuselöl. Schüttelt man das Destillat mit frisch gegluheten und gröblich zerstoessenen Holzkohlen, so saugen diese das Fuselöl ein, und die von den Kohlen abgegossene Flüssigkeit ist jetzt nur noch von ihrem Wassergehalt zu befreien. Dieses gelingt bis zu einem gewissen Grade durch wiederholte Rectification, wobei das Destillat immer wasserärmer und alkoholreicher wird. Hat man auf diese Weise den Wassergehalt des Alkohols bis auf 10 Pc. vermindert, so hilft das blosses Destilliren nicht mehr, um ihm noch Wasser zu entziehen, sondern man muss ihn nun mit Körpern in Berahrung bringen, welche sehr begerig nach Wasser sind und dasselbe selbst in der Hitze nur schwie-

rig abgeben. Solche Körper sind gebrannter Kalk, entwässertes kohlen-saures Kali, Chlorcalcium, schwefelsaures Kupferoxyd etc. Gewöhnlich wendet man das entwässerte Chlorcalcium an, weil es nicht allein seinem Zwecke sehr gut entspricht, sondern auch billig ist und dem Alkohol nichts Fremdartiges mittheilt. Man übergiesst dasselbe im gröblich gepulverten Zustande mit seinem doppelten Gewichte Alkohol von 10 Pc. Wassergehalt, rührt gut um, lässt ein paar Stunden stehen, und destillirt hierauf bei gelinder Hitze zwei Drittheile des Alkohols ab.

Der wasserfreie oder absolute Alkohol ist eine farblose, dünne Flüssigkeit von stark geistigem Geruche, sehr brennendem Geschmacke, hat ein spec. Gew. von 0,793, verdunstet leicht an der Luft, siedet bei 78°, entzündet sich leicht bei Annäherung einer Flamme und brennt mit blassblauer, nicht russender Flamme; mischt sich in jedem Verhältniss mit Wasser, Aether und vielen andern Flüssigkeiten, löst die ätherischen Oele, die meisten Harze, die organischen Säuren und Basen, die Bitterstoffe, viele Salze auf.

Seine Anwendung ist sehr beschränkt; weit wichtiger dagegen sind die verschiedenen Mischungen des Alkohols mit Wasser, welche wir in dem folgenden Artikel besprechen wollen.

Der Branntwein.

Er ist eine Mischung aus Alkohol und Wasser in verschiedenen Verhältnissen nebst geringen Antheilen flüchtiger Nebenprodukte der Gährung (Fuselöle etc.). Man stellt ihn aus Getreide, Kartoffeln, Weintrauben, Zuckerrohr, Reis dar, und diese Produkte weichen, abgesehen von dem wechselnden Gehalte an Alkohol, nur in so fern von einander ab, als sie verschiedene Arten von den flüchtigen Nebenprodukten enthalten.

a. Getreidebranntwein. Die Getreidekörner enthalten keinen Zucker, dagegen ausser einem stickstoffhaltigen Körper, dem Kleber, viel Stärkmehl (40—70 Pc.), welches durch mehrere Mittel in Zucker übergeführt werden kann (s. Seite 546). Eins dieser Mittel, die Diastase (s. Seite 553), erzeugt sich aus dem Kleber des Getreides selbst, wenn man dasselbe keimen lässt oder, wie der technische Ausdruck sagt, in Malz umwandelt.

Zur Darstellung des Malzes bedient man sich nur der Gerste und des Weizens, am meisten jedoch der ersteren, nicht nur, weil sie billiger ist, sondern auch, weil sie am gleichmässigsten keimt

und das daraus erhaltene Malz eine ungleich grössere Kraft zur Zuckerbildung besitzt. Man übergiesst das Getreide in einem Kübel mit so viel Wasser, dass es einige Zoll hoch damit bedeckt bleibt, und lässt 2—4 Tage oder so lange stehen, bis die Körner sich zwischen den Fingern leicht zusammendrücken und biegen lassen und keinen festen Kern mehr haben. Man zapft nun das Wasser ab, bringt die feuchten Körner auf einen glatten und reinlichen Boden und bildet daraus Haufen von 12—16 Zoll Höhe. Die Haufen erwärmen sich bald, dünsten stark aus und nach einigen Tagen beginnt die Keimung; damit dieselbe gleichförmig erfolge und die Temperatur nicht zu sehr steige, werden die Haufen fleissig umgeschaufelt und immer flacher, bis zu 3—4 Zoll Höhe gemacht. Ist die Keimung soweit vorgeschritten, dass die aus dem Korn kommenden Würzelchen $\frac{1}{4}$ der Länge des Kornes erreicht haben (beim Weizen lässt man sie nur so lang werden, als das Korn selbst ist), so unterbricht man diesen Vegetationsprocess dadurch, dass man die Haufen ganz dünn ausbreitet, wodurch die Körner abgekühlt werden und trocknen. Vollendet man das Trocknen bei gewöhnlicher Temperatur, so heisst das Produkt Luft- oder Welkmalz; gewöhnlich aber beschleunigt man das Trocknen bei erhöhter Temperatur auf siebartig durchlöchernten Flächen von Eisenblech oder gebranntem Thon, den Malzdarren, und erhält dadurch das Darrmalz. Die Würzelchen, welche durch das Trocknen sehr spröde geworden sind, brechen nun leicht ab und werden durch Treten oder mit Hilfe von Putzmühlen, und Absieben entfernt. 100 Pfund Gerste geben durchschnittlich 80 Pfund Malz, aber das Volum ist vermehrt, so dass 100 Scheffel Gerste 108 Scheffel Malz liefern.

Bei der Keimung der Getreidekörner hat sich aus einem Theile des Stärkmehls Dextrin und Zucker, aus dem Kleber Diastase erzeugt; der grössere Theil des Stärkmehls ist übrigens unverändert geblieben. Geschieht das Trocknen bei starker Wärme, so nimmt das Malz eine gelbe bis braungelbe Farbe an und enthält ausserdem noch lösliches Gummi von geröstetem Stärkmehl. Das Malz besitzt einen süsslichen, mehr oder weniger aromatischen Geschmack, schwimmt auf dem Wasser, und löst sich zerstampft in Wasser von 70° allmählig bis auf die Hüllen auf, indem bei dieser Temperatur die Diastase auch das noch unveränderte Stärkmehl in Gummi und Zucker überführt.

Die Diastase des Malzes ist im Stande, eine noch weit grössere

Menge Stärkmehl in Zucker zu verwandeln, als das Malz selbst enthält. Man nimmt daher bei der Branntweinbrennerei aus Getreide nicht bloss Malz, sondern setzt demselben noch sein doppeltes bis dreifaches Gewicht ungemalztes Getreide — gewöhnlich Roggen — hinzu. Die Körner beider werden gröblich gemahlen (geschrotet), mit etwa dem vierfachen Quantum Wasser von $+60^{\circ}$ angerührt (eingemeischt), anhaltend durchgearbeitet und von Zeit zu Zeit mit kleineren Mengen heissen Wassers versetzt, damit die angegebene Temperatur möglichst gleichförmig dieselbe bleibt. Nach etwa 2 Stunden ist die Zuckerbildung ziemlich beendigt, und die Meische zur Gährung geeignet, aber noch zu dick und zu heiss, um eine regelmässige Gährung durchmachen zu können. Man bringt sie daher zuerst auf eine grosse Fläche zum Abkühlen (Kühlschiff), und setzt ihr dann noch so viel Wasser zu, dass ihre Temperatur auf $+20-26^{\circ}$ herabsinkt. Die soweit abgekühlte und verdünnte Meische wird in grosse Kufen abgelassen und mit der nöthigen Menge frischer Bierhefe oder auch Branntweihefe versetzt. Nach 1—3 Stunden beginnt die Gährung und ist in 3—4 Tagen beendigt. Das Ende derselben erkennt man daran, dass die Gasentwicklung aufhört, die Hüllsen sich senken, und ein in den obern Theil des Gefässes gehaltenes Licht nicht mehr verköst.

Die gegohrene Meische, welche an flüchtigen Produkten ausser Alkohol auch Fuselöl (S. 636) und etwas Essigsäure (entstanden durch Oxydation eines kleinen Theils Alkohol in Folge der hohen Gährungstemperatur) enthält, geht bei längerer Aufbewahrung in weitere Entmischungsprocesse über; um diess zu verhindern, bringt man sie sogleich in einen Destillirapparat, und trennt die flüchtigen Produkte von den nicht flüchtigen. Das dabei Uebergehende heisst Lutter, das Zurückbleibende Schlempe; letztere dient als Viehfutter. Destillirt man den, 10 bis 20 Volumproc. Alkohol enthaltenden Lutter neuerdings, so erhält man ein an Weingeist reicheres Destillat, welches zugleich weniger Fuselöl und Essigsäure enthält, und, wenn die Destillation über Holzäsche oder Kalk geschah, frei von Essigsäure ist. Dieses zweite Destillat heisst Branntwein, hat 35 bis 50 Volumproc. Alkohol und lässt sich durch wiederholte Rectification bis auf einen Alkoholgehalt von 80—90 Proc. bringen. In neuerer Zeit ist man in den Spiritusfabriken durch zweckmässiger Apparate und durch Dampfheizung dahin gelangt, sogleich durch eine einzige Destillation aus der Meische oder doch wenigstens

aus dem Branntwein 80- bis 90grädigen Alkohol zu erhalten. Man verbindet nämlich mehrere Destillirblasen durch Röhren miteinander, bringt das zu Destillirende in eine derselben, erhitzt und lässt die Dämpfe in die zweite, leere, von dieser in die dritte etc. Blase streichen, während diese zweite, dritte etc. Blase nicht oder nur schwach abgekühlt werden. Da die Alkoholdämpfe flüchtiger sind als die Wasserdämpfe, also nicht so leicht wieder den tropfbar flüssigen Zustand annehmen wie diese, so wird man in der dritten Blase einen stärkern Weingeist finden als in der zweiten, in der vierten einen stärkern als in der dritten u. s. w.

Um den Branntwein fuselfrei zu machen, digerirt man ihn am zweckmässigsten mit 3—5 Pc. frisch geglüheteter, grob zerstoßener Holzkohle bei gewöhnlicher Temperatur 1—2 Tage lang, zapft ihn dann ab und unterwirft ihn der Rectification. Den in den Kohlen zurückgebliebenen Branntwein kann man durch Abdestilliren unter Zusatz von Wasser wieder gewinnen. Der zum Entfuseln bestimmte Weingeist darf höchstens 60 Volumproc. Alkohol enthalten; stärkerer Weingeist verliert durch die Behandlung mit Kohle sein Fuselöl nicht oder nur unvollständig; man kann sogar einer zum Entfuseln verwendeten Kohle ihren Gehalt an Fuselöl durch starken Weingeist wieder entziehen.

Ob ein Weingeist Fuselöl enthält, erkennt man durch den Geruch, und zwar am sichersten auf die Weise, dass man ihn mit seinem gleichen Volum Wasser vermischt; der Geruch des Alkohols tritt dann zurück, dagegen der des Fuselöls stärker hervor, und noch entschiedener, wenn man die Mischung einige Zeit der Wärme ausgesetzt hat, wobei der grössere Theil des Alkohols verflüchtigt ist. — Anhängende Essigsäure ertheilt dem Weingeist eine saure Reaction; Spuren dieser Säure ermittelt man, wenn man ihn mit einigen Tropfen einer Auflösung von kohlenurem Kali versetzt, bis fast zur Trockne verdunstet, und auf den Rückstand concentrirte Schwefelsäure tröpfelt; die Essigsäure wird dadurch ausgetrieben und gibt sich durch den Geruch kund. — Branntweine, welche, um ihren Geschmack brennender zu machen, über scharfe Pflanzenstoffe (Pfeffer, Bertramwurzel, Paradieskörner etc.) destillirt sind, erkennt man auf folgende Weise. Man befeuchtet die eine Mundlippe mit reinem Branntwein, die andere mit dem verdächtigen; ist dieser wirklich auf die angegebene Weise verfälscht, so hinterlässt er nach dem Verdunsten ein brennendes Gefühl.

Am wichtigsten ist die Prüfung des Branntweins auf seinen Gehalt an Alkohol, denn nur dieser allein bestimmt seinen Handelswerth. Der Branntwein ist um so reicher an Alkohol, je geringer sein spec. Gewicht, und umgekehrt. Da aber das spec. Gewicht keinen unmittelbaren Aufschluss über die absolute Stärke der Flüssigkeit gibt, so drückt man den Alkoholgehalt derselben in Procenten aus. Hier hat man aber zu unterscheiden zwischen Volumprocenten und Gewichtsprocenten; da nämlich der Alkohol leichter ist als das Wasser, so begreift man, dass z. B. von 100 Raumtheilen eines Branntweins von 0,933 spec. Gew., der 50 Raumtheile Wasser und 50 Raumtheile Alkohol enthält, die 50 Raumtheile Alkohol nicht so viel an absolutem Gewicht betragen, wie die 50 Raumtheile Wasser; die 50 Raumtheile Alkohol werden nur 43, dagegen die 50 Raumtheile Wasser 57 Gewichtstheilen entsprechen; oder: 100 Pfund Branntwein von 0,933 spec. Gew. enthalten 57 Pfund Wasser und 43 Pfund Alkohol, die 43 Pfund Alkohol nehmen aber einen ebenso grossen Raum ein wie die 57 Pfund Wasser, folglich enthält dieser Branntwein in 100 Volum: 50 Vol. Wasser und 50 Vol. Alkohol. Um den Alkoholgehalt schnell zu finden, hat man besondere Instrumente, Alkoholometer oder Branntweinwagen, construirt, welche in den Branntwein eingesenkt werden und Skalen enthalten, auf denen man an dem Punkte, bis zu welchem das Instrument eintaucht, sogleich ablesen kann, wie viel Alkohol in Volum- oder Gewichtsprocenten der Branntwein enthält und welches spec. Gewicht diesem Procentgehalt entspricht. Der Alkoholometer von Tralles gibt den Alkoholgehalt in Volum-, der von Richter den Alkoholgehalt in Gewichtsprocenten an; beide gründen ihre Angaben auf eine Temperatur von $+15^{\circ}\text{C}$, welche also bei der Prüfung eingehalten werden muss, denn der Rauminhalt einer Flüssigkeit verringert sich und ihr spec. Gewicht vergrössert sich bei niedriger Temperatur, und umgekehrt vergrössert sich der Rauminhalt und verringert sich das spec. Gewicht bei höherer Temperatur.

Nach diesen Erläuterungen ergibt sich der Gebrauch der beiden nachfolgenden Tabellen von selbst.

Tabelle I.
 über den Gehalt des Weingeistes an absolutem Alkohol in Volum-
 Prozenten bei $+ 15^{\circ}$ C.

Alkoholgehalt	Spec. Gew.	Alkoholgehalt	Spec. Gew.	Alkoholgehalt	Spec. Gew.	Alkoholgehalt	Spec. Gew.
0	0,999	26	0,968	51	0,931	76	0,873
1	0,997	27	0,967	52	0,929	77	0,871
2	0,996	28	0,966	53	0,927	78	0,868
3	0,994	29	0,965	54	0,925	79	0,865
4	0,993	30	0,964	55	0,923	80	0,863
5	0,992	31	0,963	56	0,921	81	0,860
6	0,990	32	0,962	57	0,919	82	0,857
7	0,989	33	0,960	58	0,917	83	0,854
8	0,988	34	0,959	59	0,915	84	0,851
9	0,986	35	0,958	60	0,912	85	0,848
10	0,985	36	0,957	61	0,910	86	0,845
11	0,984	37	0,955	62	0,908	87	0,842
12	0,983	38	0,954	63	0,906	88	0,839
13	0,982	39	0,952	64	0,903	89	0,836
14	0,981	40	0,951	65	0,901	90	0,833
15	0,980	41	0,949	66	0,898	91	0,829
16	0,979	42	0,947	67	0,896	92	0,826
17	0,978	43	0,946	68	0,894	93	0,823
18	0,977	44	0,944	69	0,891	94	0,819
19	0,976	45	0,942	70	0,889	95	0,815
20	0,975	46	0,940	71	0,886	96	0,811
21	0,974	47	0,939	72	0,884	97	0,807
22	0,973	48	0,937	73	0,881	98	0,803
23	0,972	49	0,935	74	0,879	99	0,798
24	0,971	50	0,933	75	0,876	100	0,793
25	0,970						

Tabelle II.
über den Gehalt des Weingeistes an absolutem Alkohol in Gewichts-
Procenten bei + 15° C.

Alkoholgehalt	Spec. Gew.	Alkoholgehalt	Spec. Gew.	Alkoholgehalt	Spec. Gew.	Alkoholgehalt	Spec. Gew.
0	1,000	26	0,965	51	0,915	76	0,857
1	0,999	27	0,963	52	0,912	77	0,855
2	0,998	28	0,962	53	0,910	78	0,853
3	0,997	29	0,960	54	0,908	79	0,851
4	0,995	30	0,958	55	0,906	80	0,848
5	0,994	31	0,957	56	0,905	81	0,846
6	0,992	32	0,955	57	0,902	82	0,843
7	0,991	33	0,953	58	0,900	83	0,840
8	0,990	34	0,951	59	0,898	84	0,838
9	0,989	35	0,949	60	0,896	85	0,835
10	0,988	36	0,947	61	0,893	86	0,832
11	0,987	37	0,945	62	0,891	87	0,830
12	0,986	38	0,943	63	0,889	88	0,827
13	0,984	39	0,941	64	0,886	89	0,825
14	0,982	40	0,939	65	0,883	90	0,822
15	0,981	41	0,937	66	0,881	91	0,820
16	0,979	42	0,935	67	0,879	92	0,817
17	0,978	43	0,933	68	0,875	93	0,815
18	0,977	44	0,930	69	0,874	94	0,812
19	0,975	45	0,928	70	0,872	95	0,809
20	0,974	46	0,926	71	0,870	96	0,807
21	0,973	47	0,924	72	0,867	97	0,804
22	0,972	48	0,922	73	0,865	98	0,801
23	0,970	49	0,920	74	0,863	99	0,798
24	0,968	50	0,917	75	0,860	100	0,796
25	0,967						

Ausser diesen beiden am meisten gebrauchten Alkoholometern gibt es noch verschiedene andere, z. B. von Cartier, auf die wir aber hier nicht eingehen können.

Da der Siedepunkt einer Mischung von Alkohol und Wasser sich umgekehrt wie ihr Alkoholgehalt verhält, so lässt sich hierauf ebenfalls eine Ermittlung der Stärke des Weingeistes gründen, allerdings weniger genau und umständlicher. Um aber doch einige Anhaltspunkte für eine solche Prüfung zu geben, theilen wir die folgende Tabelle von Gröning mit

Alkoholgehalt der siedenden Flüssigkeit in Volumproc.	Siedepunkt derselben
92	77,2° C.
90	75,5
85	77,8
80	78,1
75	78,7
70	79,1
65	80
50	81,2
40	82,5
35	83,7
30	85
25	86,2
20	87,5
18	88,7
15	90
12	91,2
10	92,5
7	93,7
5	95
3	96,2
2	97,5
1	98,7
0	100

Es versteht sich, dass hierbei der Siedepunkt im ersten Momente seines Eintritts beobachtet werden muss, denn mit dem Fortschritte des

Kochens steigt der Thermometer (weil die rückständige Flüssigkeit immer alkoholärmer, also wasserreicher wird), bis er endlich, wenn aller Alkohol entwichen ist, bei 100° stehen bleibt.

Bemerkenswerth ist noch die Zusammenziehung (Raumverminderung), welche bei der Mischung von Alkohol mit Wasser stattfindet, und worüber die folgende Tabelle einige Beobachtungen enthält.

Volumprocente Alkohol in der Mischung.	Zusammen- ziehung.	Volumprocente Alkohol in der Mischung.	Zusammen- ziehung.
100	0,00	50	2,74
95	1,18	45	3,64
90	1,94	40	3,44
85	2,47	35	3,14
80	2,87	30	2,72
75	3,19	25	2,24
70	3,44	20	1,72
65	3,61	15	1,20
60	3,73	10	0,72
55	3,77	5	0,31

Diese Zahlen sind so zu verstehen, dass z. B. 95 Vol. absoluter Alkohol und 5 Vol. Wasser, nachdem sie vermischt worden, nicht mehr 100 Vol., sondern 100 *minus* 1,18 = 98,92 Vol. darstellen, u. s. w. Wie man sieht, ist die Zusammenziehung am grössten, wenn 55 Vol. absoluter Alkohol und 45 Vol. Wasser gemischt werden; das Gemisch beträgt dann nur 96,23 Vol.

Nach dem verschiedenen Alkoholgehalt unterscheidet man gewöhnlich folgende Weingeistarten:

	Spec. Gewicht.	Alkohol in Volumproc.	Alkohol in Gewichtsproc.
Branntwein	0,939	47	40
Rectificirter Weingeist . .	0,896	67	60
Höchstrectificirter Weingeist.	0,848	85	80
Alkoholisirter Weingeist . .	0,822	93	90

Es muss jedoch hierbei bemerkt werden, dass diese spec. Gew. und Procentgehalte nur Durchschnittszahlen sind; die genannten Sorten enthalten mitunter etwas mehr oder etwas weniger Alkohol.

β. Kartoffelbranntwein. Wie in den Getreidekörnern, findet sich auch in den Kartoffeln kein fertig gebildeter Zucker, sondern nur in Zucker überführbares Stärkmehl, aber, wegen ihres beträchtlichen Wassergehalts, weit weniger davon, nämlich durchschnittlich 15 Proc. (s. Seite 543). Die Umwandlung des Stärkmehls geschieht hier ebenfalls durch Diastase. Zu diesem Behufe setzt man den mittelst Dampf gahrgekochten, zwischen eisernen oder steinernen Walzen zerquetschten Kartoffeln 4 — 6 Proc. geschrotenes Gerstenmalz hinzu, und verfährt mit dem Einmischen, und den übrigen Operationen gerade so, wie bei der Bereitung des Getreidebranntweins.

Der Kartoffelbranntwein unterscheidet sich von dem Getreidebranntwein durch einen unangenehmern Geruch und Geschmack, was beides von dem in ihm enthaltenen eigenthümlichen Fuselöle (siehe Seite 638) herrührt, welches aber durch Schütteln mit Kohle vollständig entfernt werden kann.

γ. Weinbranntwein (Franzbranntwein, Cognac) wird durch Destillation des Weins (s. weiter unten) in Frankreich gewonnen. Er besitzt einen angenehmen Geruch und Geschmack, verdankt beides einem geringen Gehalte an Weinfuselöl (Oenantäther, siehe Seite 637) und enthält 40 und mehr Proc. Alkohol. Seine gelbliche Farbe rührt von der Versendung in eichenen Fässern her, aus denen er etwas Farbestoff zieht, und aus der gleichen Ursache enthält er auch eine geringe Menge Gerbestoff. Häufig wird er aus andern Branntweinen nachgekünstelt und durch gebrannten Zucker gefärbt.

δ. Zuckerbranntwein (Rum). Er kommt aus Ost- und Westindien, und wird daselbst aus der Melasse (den sirupartigen Abgängen bei der Bereitung des Rohzuckers aus dem Zuckerrohr) durch Gährung und Destillation gewonnen. Er riecht und schmeckt eigenthümlich balsamisch und ätherisch von einem kleinen Gehalte an Buttersäureäther, welcher sich gleichzeitig mit dem Alkohol bei der Gährung erzeugt hat. Seine Alkoholmenge beträgt über 40 Proc. Die gelbe bis braungelbe Farbe verdankt er den Fässern.— Gegenwärtig fabricirt man bei uns viel künstlichen Rum aus starkem Branntwein und Buttersäureäther, und Färbung des Gemisches mit gebranntem Zucker.

ε. Reisbranntwein (Arrak) wird in Ostindien aus Reis,

angeblich auch aus dem süßen Saft einiger Palmen bereitet, ist dem Rum ähnlich, aber feiner und milder. Ueber sein eigenthümliches Aroma weiss man nichts Näheres. — Wird ebenfalls häufig nachgekünstelt.

Wir gehen jetzt zu einigen weingeisthaltigen Fabrikaten über, welche nach der Gährung nicht destillirt, sondern als solche verbraucht werden. Diese sind der Wein und das Bier.

Der Wein.

Je nachdem derselbe aus Weintrauben oder aus andern Früchten (Obst etc.) gewonnen wird, unterscheidet man Traubenwein und Obstwein (Apfelwein etc.)

a. Traubenwein. Die Weinbeeren werden, entweder nach Absonderung von den Stielen (Kämmen) oder mit denselben, zerdrückt, und der ausgetretene Saft (Most) entweder mit den Hülsen und Stielen oder nach Entfernung derselben durch Pressen (Kelttern), der Gährung in offenen Fässern überlassen. Der stets trübe Most enthält aufgelöst: Zucker, Gummi, Pektin, stickstoffhaltige Materien (Eiweiss und Pflanzenleim), Weinstein, Aepfelsäure, Weinstein-säure, Citronensäure, Gerbesäure (eisengrünende), unorganische Salze; suspendirt: die unlöslichen Verbindungen, welche beim Vermischen der gerbesäurehaltigen Flüssigkeit der Hülsen und Käme mit dem stickstoffhaltigen Substanzen enthaltenden Saft des Beerenzellgewebes entstehen, fette und wachsartige Stoffe, weinsteinsäuren Kalk, Stärkekügelchen, gallertartige Stoffe und deren Kalkverbindungen, Zellenhüllen etc. — Waren die Beeren vor dem Zerkleinern von den gerbestoffreichen Kämmen getrennt, so enthält der Most nur wenig Gerbesäure, die in diesem Falle von den Hülsen herrührt und mit einem Theile der stickstoffhaltigen Materien grösstentheils oder ganz präcipitirt wird. Sondert man den Most durch Pressen von den Hülsen, so erhält man auch aus blauen Beeren weissen oder fast weissen Wein, denn der Farbestoff der blauen Beeren findet sich nicht in dem Saft der Beeren selbst, sondern nur in den Hülsen und ist in Wasser wenig oder gar nicht löslich. Lässt man aber den Most mit den blauen Hülsen gähren, so löst der sich bildende Weingeist den Farbestoff auf, theilt ihn auf diese Weise der ganzen Flüssigkeit mit, und man erhält rothen Wein. Die Gegenwart der Hülsen bei der Gährung vergrössert auch den Gerbestoffgehalt der Flüssigkeit und

diess findet in noch höherem Grade statt, wenn der gährenden Masse auch noch die Kämme beigemischt bleiben. Daher sind rothe Weine stets sehr gerbestoffhaltig.

Die Gärung des Mosts geschieht am besten in Kellern bei 10 bis 12°; sie tritt ziemlich lebhaft ein und ist in 5—12 Tagen beendet, aber dabei noch nicht aller Zucker und alles Ferment zersetzt, weil der bereits entstandene Alkohol bei der in den Winter hinein immer mehr abnehmenden Temperatur dem fernern Gährungsprocesse hindernd entgegen tritt. Nachdem der Wein sich klar abgesetzt hat, zieht man ihn von dem Bodensatze, welcher ein Gemenge von Hefe, weinsteinsaurem Kalk, Weinstein etc. ist, auf geschwefelte Fässer ab (das Schwefeln der Fässer darf natürlich nur bei weissen Weinen geschehen), in denen nun mit dem Eintritte des Sommers — mit der steigenden Temperatur — eine neue Gärung, die sogen. Nachgärung eintritt. Hierbei bildet sich abermals ein beträchtlicher Absatz von ähnlicher Beschaffenheit wie der erste. Ist auch diese Gärung verlaufen, so zeigt der Wein nur dann noch einen süßen Geschmack, einen Zuckergehalt, wenn es an dem zur völligen Umsetzung desselben nöthigen Ferment fehlt, oder wenn durch den vergrösserten Weingeistgehalt das Ferment unwirksam, unlöslich gemacht wird, welche Fälle namentlich bei den Weinen südlicher Himmelsstriche vorkommen.

Fasst man den jungen Wein nach der ersten Gärung in starke Flaschen, und hält sie während der Nachgärung wohlverschlossen, so spannt sich die entwickelte Kohlensäure im freien Raume der Flasche beträchtlich an, und wird deshalb vom Weine selbst in so reichlicher Masse absorbiert, dass sie beim Oeffnen der Flasche stürmisch entweicht. Solche Fabrikate heissen Schaumwein oder Champagner. Um den bei der Nachgärung gebildeten Hefenabsatz aus den Flaschen zu entfernen, überlässt man sie in umgekehrter Stellung einige Zeit der Ruhe, öffnet dann vorsichtig den Kork, füllt den entstandenen leeren Raum sogleich mit klarem Wein oder auch mit Zuckersirup (wenn nämlich der Wein zu wenig Zucker enthält, um dem Champagner einen süßen Geschmack zu ertheilen) an, verschliesst die Flaschen und verbindet den Kork mit Draht.

Ein jeder Wein reagirt sauer und besteht aus Wasser, Alkohol, Oenanthsäureäther (dem Weinfuselöle siehe Seite 637), unzerlegtem Zucker (mitunter ist derselbe gänzlich zerstört), Gummi, Extraktiv-

stoff, Farbestoff, (bei rothen Weinen auch Gerbestoff), freier Essigsäure (durch Oxydation eines Theils Alkohol erzeugt), Weinstein-säure, weinsteinsäuren Salzen, auch geringen Antheilen von phosphor-säuren, schwefelsäuren Salzen und Chloriden mit den Basen Kali, Natron, Kalk und Magnesia; seine Eigenschaften werden durch die Verhältnisse dieser Bestandtheile bedingt. Der Geschmack insbesondere wird zwar, als allgemeiner Weingeschmack, von dem Gehalte an Alkohol und Oenanthsäureäther (von welchem auch der Geruch abhängt; doch muss dieses allen Weinen gemeinsame riechende Prinzip wohl unterschieden werden von der sogen. Blume oder dem Bouquet, Aroma des Weines, dessen Natur noch unbekannt, vielleicht in einem Gehalte an Weinsteinsäureäther liegt, weil die bouquetreichen Rheinweine auch zugleich viel Weinsteinsäure enthalten) bedingt, aber er wird durch die freie Säure bei den weissen, durch Gerbestoff bei den rothen Weinen, durch freien überwiegenden Zuckergehalt, sowie vielleicht durch manche eigenthümliche Stoffe, mannigfach modificirt. Der Alkoholgehalt hängt zunächst von dem Zuckergehalte des Mostes und dann von der mehr oder minder vollständigen Gährung ab; er wechselt von 7—18 Proc. und darüber, aber es ist nicht die Quantität des Alkohols, welche allein die Güte und den Werth eines Weines bestimmt, denn die besten Rheinweine enthalten nicht über 13 Proc. Um den Alkoholgehalt der Weine kennen zu lernen, destillirt man die Hälfte davon ab, rectificirt das Destillat über kohlensaures Kali und prüft die Flüssigkeit mit dem Alkoholometer.

Wenn durch ungünstige Witterungsverhältnisse die Ausbildung des Zuckers in den Trauben nicht gehörig stattgefunden hat, so setzt man dem Moste häufig eine gewisse Menge Stärkezucker hinzu, ein Verfahren, welches keineswegs betrügerisch, sondern vielmehr rationell genannt werden muss. Dagegen kann man eher einen Zusatz von Alkohol zum fertigen Weine als Verfälschung bezeichnen; die Nachweisung einer solchen Verfälschung ist indessen nur dann möglich, wenn entweder mehr Alkohol zugesetzt wurde, als einem Weine der fraglichen Lage entspricht, oder mit dem Alkohol etwas Fremdartiges in den Wein kam, z. B. Kartoffelfuselöl. — Um die oft in bedeutender Menge vorhandenen freien Säuren des Weines abzustumpfen, bedient man sich öfters des Kalks oder Kalis, was sich schwierig ermitteln lässt, weil diese Basen bereits in den Weinen vorkommen. Früher geschah diess leider (und geschieht zuweilen noch) mit Bleiglätte, wodurch der Wein zum Gifte wird; glücklicher-

welche haben wir aber in dem Schwefelwasserstoff ein ausgezeichnetes Mittel, den leisesten Bleigehalt des Weines durch eine auf Zusatz dieses Reagens eintretende Schwärzung zu erkennen. — Die Farbe der rothen Weine wird nicht selten durch andere rothe Pflanzenfarben, wie Campecheholz, Fernambukholz, Sandelholz, Holunderbeeren, Heidelbeeren, Klatschrosen etc. verstärkt, auch macht man nicht unbedeutende Quantitäten weissen Weins mit Hilfe dieser Pigmente zu rothem Wein. Die Ausmittelung einer solchen Kunstlei ist besonders dann schwer, wenn mehrere solcher Farbstoffe zu einem Weine gebracht worden sind, doch können folgende Anhaltspunkte, das Verhalten dieser Farbstoffe zu Bleizucker und zu Alkalien betreffend, mitunter recht guten Aufschluss geben. Aechter Rothwein wird durch Bleizucker grünlichgrün, der mit Heidelbeeren, Campecheholz oder Holunderbeeren gefärbte indigoblau, der mit Fernambuk und Sandel gefärbte roth, der mit Klatschrosen gefärbte dunkelblaugrün niedergeschlagen. Aechter Rothwein wird durch Kalkwasser gelblichbraun gefällt; der mit Campecheholz gefärbte rothbraun gefärbt, der mit Holunder- oder Heidelbeeren gefärbte grün gefärbt, der mit Klatschrosen gefärbte violett gefärbt. — Um weissen Weinen, welche durch rothe Farbstoffe in rothe umgewandelt sind, den zusammenziehenden Geschmack echter Rothweine zu geben, wird öfters Alaun zugesetzt. Die Ausmittelung desselben kann nicht durch Prüfung des Weins auf die Bestandtheile des Alauns geschehen, denn jeder Wein enthält Kali, Schwefelsäure, häufig auch Alaunerde; man verfährt vielmehr wie folgt. Man verdunstet den Wein bis auf $\frac{1}{4}$ seines Volums und überschiebt ihn in einem wohl verschliessbaren Glase mit Alkohol; an den Wänden bilden sich dann Krystalle, die man von dem übrigen, binnen 24 Stunden entstandenen Niederschlage trennt, mit wenig kaltem Wasser abwäscht und auf die Merkmale des Alauns prüft. — Durch öfteres Schwefeln des Weins mit arsenhaltigem Schwefel kann der Wein selbst arsenhaltig werden, in welchem Falle durch Einleiten von Schwefelwasserstoff ein citronengelber Niederschlag entsteht, der sich in Ammoniak vollständig auflöst und sich in der Hitze vollständig verflüchtigt.

β. Obstwein. Hierher gehört namentlich der Aepfelwein oder Cider, welcher in manchen Gegenden in bedeutenden Mengen aus den bessern Aepfel- und Birnensorten bereitet und statt Wein oder Bier getrunken wird. Er unterscheidet sich von dem Traubenwein dadurch, dass er keinen Weinstein, sondern viel milchsäuren

Kalk und freie Milchsäure, keinen Oenanthäther, mehr eisengrünenden Gerbestoff als der Traubenwein, und höchstens 4 Pc. Alkohol enthält. Die Milchsäure und der milchsaure Kalk sind ohne Zweifel Zersetzungsprodukte der Aepfelsäure und des äpfelsauren Kalks des Obstmostes; denn in dem Aepfelweine findet sich nur noch wenig Aepfelsäure vor. Das Destillat des Aepfelweins riecht wie frische Aepfel. — Auch aus Johannisbeeren und ähnlichen Früchten stellt man weinartige Getränke dar; um sie stärker und süsser zu machen, versetzt man die Säfte vor der Gährung mit Zucker.

Das Bier.

Das Bier ist ein heiss bereiteter, dann mit Hopfen gekochter und hierauf in Gährung versetzter Malzauszug. Das geschrotene Malz (von Gerste oder Weizen, s. Seite 650) wird, wie bei der Branntweinfabrikation, zuerst eingemeischt, aber ohne Zusatz von ungemaltem Getreide. Man verfährt dabei nicht überall auf gleiche Weise, und es lassen sich im Wesentlichen zwei Methoden unterscheiden, die Aufguss- und die Kochmethode.

Die Aufgussmethode, vorzüglich im nördlichen Deutschland und in England üblich, erlaubt zwar eine sehr vollständige Erschöpfung des Malzes, verzögert aber die Gewinnung des Auszugs, und setzt diesen leicht einer Säuerung aus. Sie besteht darin, dass man das Malzschrot in einem Bottich, der unten eine Schicht Stroh, und darüber einen zweiten durchlöcherten Boden enthält, mit Wasser von 40—60° einteigt, zu einer gleichförmigen breiigen Masse verarbeitete, und nach 1—1½ Stunden fast siedendes Wasser zusetzt, bis die Masse, welche fortwährend tüchtig durchgearbeitet wird, eine Temperatur von 62—72° erreicht hat. Sie bleibt alsdann bedeckt stehen. Nach einiger Zeit ist die vorher dickliche, trübe und fadenschmeckende Masse dünnflüssig, klar und süss geworden. Man öffnet nun den unten am Gefässe befindlichen Hahn, lässt den Malzauszug, die Würze, ab, gibt in den Meischbottich eine neue Portion Wasser von etwa 90°, arbeitet wiederum durch, lässt einige Zeit stehen und zapft abermals ab. Je nach Umständen werden beide Aufgüsse vereinigt oder gesondert verwendet.

Die Kochmethode, vorzüglich in Bayern üblich, gewährt den Vortheil einer raschen Gewinnung der Würze und einer weniger leichten Säuerung derselben. Man bringt in den Meischbottich die Hälfte der zum Einmeischen bestimmten Wassermenge oder etwas

mehr, alsdann das Malzschrott, rührt gut um und lässt 4—6 Stunden stehen. Während dieser Zeit erhitzt man in dem Braukessel die andere Hälfte des erforderlichen Wassers zum Sieden, und bringt von demselben so viel zu dem eingeteigten Malzschrot, dass die Temperatur auf 37—39° steigt, wobei die Masse fortwährend gut umgerührt wird. Hierauf schöpft man den dickern Theil der Meische, etwa $\frac{1}{3}$ des Ganzen, in den Kessel, lässt ihn $\frac{1}{2}$ —1 Stunde kochen, und gibt ihn dann wieder zurück. Die Temperatur der ganzen Masse steigt hiedurch auf 56°. Dieselbe Operation wird nun zuerst nochmals mit dem dickern, zuletzt mit dem dünnern Theile der Meische wiederholt, wodurch der Inhalt des Bottichs zuletzt eine Temperatur von 77—80° annimmt. Der bedeckte Bottich wird jetzt noch 1—1 $\frac{1}{2}$ Stunden der Ruhe überlassen, alsdann die Würze abgelassen. — Den Rückstand in dem Bottich wäscht man noch zweimal nach; die erste Waschflüssigkeit dient zu Nachbier, Branntwein oder Essig, die zweite als Viehfutter oder ebenfalls zu Branntwein.

Die erhaltene Würze schmeckt angenehm süß, etwas aromatisch, und ist eine, Pflanzenleim, Eiweiss, Spuren fetten Oeles und Salze enthaltene Dextrin- und Zuckerlösung; Dextrin und Zucker sind die Produkte der Einwirkung der Diastase des Malzes auf das Stärkmehl, ein kleiner Theil des erzeugten Zuckers hat sich gleichzeitig in Milchsäure verwandelt, jedoch weniger bei dem zweiten Verfahren (wegen der angewandten höhern Temperatur und des raschen Verlaufs der Arbeit) als bei dem ersten. Die nach dem bayerischen Verfahren bereitete Würze ist ärmer an stickstoffhaltigen Materien, klarer, weil das gerinnende Eiweiss die gekochten Theile geklärt hat, und reicher an Dextrin, weil die Auflösung des Stärkmehls zum Theil in der Siedhitze erfolgt und die Diastase in der Meische nicht mehr hinreicht, das Dextrin in Zucker überzuführen, indem die in den gekochten Meischportionen enthaltenen Quantitäten ihre Wirksamkeit verlieren.

Die Würze wird jetzt, und zwar, um weitere Säuerung zu vermeiden, so schnell als möglich zum Sieden erhitzt und darin erhalten. Dieses Kochen hat erstens den Zweck, alles Gerinnbare abzuscheiden, ferner den, durch Wasserverdunstung die gehörige Concentration herzustellen. Die Concentration einer Würze, d. h. ihr Gehalt an aufgelösten Substanzen (welche man unter dem Namen Malzextrakt zusammenfasst), lässt sich aus ihrem spec. Gewichte leicht ermitteln, denn ein Malzauszug zeigt bei einem gleichen pro-

centischen Gehalte an gelösten Theilen dieselbe Dichtigkeit wie eine Zuckerlösung.

Tabelle

über das spezifische Gewicht und den procentischen Gehalt eines Malzauszugs an trockner Substanz bei $+15^{\circ}\text{C}$.

Spec. Gewicht.	Trockne Substanz in 100 Theilen.	Spec. Gewicht.	Trockne Substanz in 100 Theilen.
1,0040	1	1,0657	16
1,0080	2	1,0700	17
1,0120	3	1,0744	18
1,0160	4	1,0788	19
1,0200	5	1,0832	20
1,0240	6	1,0877	21
1,0281	7	1,0922	22
1,0322	8	1,0967	23
1,0363	9	1,1013	24
1,0404	10	1,1059	25
1,0446	11	1,1106	26
1,0488	12	1,1153	27
1,0530	13	1,1200	28
1,0572	14	1,1247	29
1,0614	15	1,1295	30

Der grössern Bequemlichkeit wegen bedient man sich zur Ermittlung der Stärke der Würze eines Aräometers, der sogenannten Bierwage, die indessen nicht so genaue Resultate gibt, wie die nachfolgende Tabelle zeigt.

Grade der Bierwage.	Spec. Gewicht.	Trockne Substanz in 100 Theilen.
1	1,01	2,17
2	1,02	4,45
3	1,03	7,06
4	1,04	9,58

Grade der Bierwage.	Spec. Gewicht.	Trockne Substanz in 100 Theilen.
5	1,05	11,97
6	1,06	14,32
7	1,07	16,48
8	1,08	18,78
9	1,09	21,03
10	1,10	23,13
11	1,11	25,31
12	1,12	27,31
13	1,13	29,51
14	1,14	31,73
15	1,15	33,88
16	1,16	35,95
17	1,17	37,94

Für leichte Biere soll die Würze 10—12 Proc., für mittelstarke 12—15 und für starke 15—18 Proc. Malzextrakt haben.

Ungefähr eine Stunde, ehe die Würze die erforderliche Concentration erreicht hat, setzt man derselben den Hopfen zu. Auf 100 Pfund Malz kommen $\frac{1}{4}$ bis 3 Pfund Hopfen; in Bayern nimmt man 2 Pfund. Weissbiere, die süß schmecken und schnell vertrunken werden sollen, erhalten wenig oder gar keinen Hopfenzusatz. Die kochende Würze zieht aus dem Lupulin des Hopfens (s. Seite 564) ätherisches Oel, Bitterstoff, Harz und Gerbestoff und aus den Blättern der Zapfen eine weitere Menge Gerbestoff. Der Gerbestoff fällt aus der Würze eine Portion Dextrin und Kleber (Eiweiss nebst Pflanzenleim) in unlöslichen Flocken, und befreit dieselbe auf diese Weise von einem übermässigen Gehalte an diesen Substanzen; es darf nämlich namentlich vom Kleber nur so viel in der Würze gelöst bleiben, als zur Hefenbildung erforderlich ist, widrigenfalls der nicht in Hefe übergegangene Kleber seine Wirkung bei Luftzutritt auf dem durch die Gährung erzeugten Alkohol wirft und ihn in Essigsäure umwandelt. Man ersieht hieraus die Wichtigkeit des Hopfenzusatzes für die Haltbarkeit des Bieres. Von den ausgezogenen Bestandtheilen des Hopfens bleiben, nachdem der Gerbestoff in der angegebenen Weise gefällt ist, nur noch das ätherische Oel,

der Bitterstoff und das Harz aufgelöst; das ätherische Oel verflüchtigt sich aber während des Kochens grösstentheils oder ganz, nicht so die beiden andern Körper, von denen jedoch das Harz nur ein untergeordneter ist, während der Bitterstoff dem Biere seinen eigenthümlichen, angenehmen bitteren Geschmack verleiht. Durch den Hopfen wird auch die Bildung von Fuselöl bei der Gährung verhindert, daher sind die gehopften Biere frei von Fusel.

Sobald der Hopfen gehörig ausgezogen ist, und die Würze den geeigneten Dichtigkeitsgrad erreicht hat und klar geworden ist, wird das Kochen unterbrochen, die Würze abgezapft und zur Entfernung des Hopfens durch einen mit Stroh ausgelegten Kork oder durch ein Blechsieb gegossen, und auf flache aus starken Bohlen zusammengefügte Kufen (Kühlschiffe) gebracht, in denen sie nur 2 — 4 Zoll hoch steht, um möglichst rasch zu erkalten. Während des Erkalten setzen sich die beim Kochen mit dem Hopfen erzeugten Verbindungen des Gerbestoffs mit Kleber und Dextrin ab.

Nach dem Abkühlen wird die Würze durch Zusatz von Hefe in Gährung versetzt. Die Temperatur, bis zu welcher man die Würze abkühlt, ist aber verschieden je nach der Temperatur des Gährlokals und der Gährungsart, welcher man das Bier unterwerfen will. Die Erfahrung hat folgende Temperaturgrade als die geeignetsten kennen gelehrt.

Temperatur des Gährlokals.

Temperatur der Würze
bei

	Untergährung	Obergährung.
6 — 7°	12°	15°
7 — 8°	11°	14°
8 — 9°	10°	13°
9 — 10°	9°	12°
11 — 12°	7 — 8°	10 — 11°

Wenn es nun gleich von der Temperatur hauptsächlich abhängt, ob die Würze unter heftiger Kohlensäureentwicklung und unter Abscheidung der unlöslich werdenden Substanzen auf der Oberfläche, oder ob sie unter langsamer Kohlensäureentwicklung und unter Abscheidung der ausgeschiedenen Substanzen auf dem Boden gährt, d. h. ob sie Ober- oder ob sie Untergährung erleidet, so spielt dabei doch auch die Art der Hefe, welche man zur Einleitung der Gährung zusetzt, eine wichtige Rolle; denn die Oberhefe veranlasst, wenn die Temperaturverhältnisse es irgend zulassen, immer

wieder Obergährung, die Unterhufe Untergährung. In Bayern wird allgemein Unterhufe angewandt, und die Gährung bei möglichst niedriger Temperatur bewerkstelligt, wesshalb auch stets nur Untergährung erfolgt, welche der Haltbarkeit des Bieres sehr förderlich ist. Auf einen Sud Bierwürze von 8 (bayer.) Scheffeln Malz rechnet man 8—12 Maass Hefe, die man erst mit einer kleinern Menge Würze in Gährung versetzt und dann der übrigen Masse der Würze zusetzt.

Die erste oder Hauptgährung lässt man stets in offenen Kufen verlaufen; sie dauert bei der Obergährung 48 Stunden, bei der Untergährung 6—8 Tage. Man zieht alsdann das junge Bier, nach Entfernung des auf der Oberfläche befindlichen Schaums, vom Bodensatze ab auf Fässer, die unverspundet liegen bleiben, und in denen nach 24 Stunden die Nachgährung beginnt. Die dabei erzeugte Hefe wird mit etwas Bier aus dem Spundloche ausgestossen, und deshalb muss von Zeit zu Zeit mit Bier aufgefüllt werden. Wenn keine Hefe mehr ausfließt (das Bier ruhig geworden ist), schlägt man die Spunde zu und lässt die Fässer bis zum Verbrache liegen, oder zieht es später noch einmal auf Lagerfässer ab.

Das Bier ist nun fertig und zum Getränk geeignet, aber seine Nachgährung keineswegs beendigt, sondern diese setzt sich, wenn gleich äusserst langsam, fort, und gerade hierin liegt die wesentlichste Bedingung guten Bieres. Sie muss den in Fässern lagernden Bieren die durch die Dauben verdunstende Kohlensäure unaufhörlich ersetzen; denn geschähe diess nicht, so würde das Bier allmählig seine Kohlensäure verlieren und schal werden. Sie ist es, welche veranlasst, dass auf Flaschen abgezogenes Bier so stark schäumt, denn hier kann ja die sich fortwährend entwickelnde Kohlensäure nicht entweichen. Bei zu jungem Biere, welches in Flaschen eingeschlossen wird, entwickelt sich begreiflicher Weise noch mehr Kohlensäure, daher solche Flaschen häufig springen.

Aus dem Vorgetragenen ergibt sich, dass das Bier eine noch in sehr langsamer Gährung begriffene wässrige Flüssigkeit darstellt, welche ausser Alkohol, Dextrin, Aroma des Darrmalzes, Bitterstoff, Spuren von Hopfenöl, fetten Materien, Salzen und etwas freier Säure (Essigsäure und Milchsäure), stets auch noch Zucker und stickstoffhaltige, in ganz langsamer Umsetzung befindliche Bestandtheile enthält und mit Kohlensäure gesättigt ist. Das Schäumen desselben rührt von dem Entweichen der Kohlensäure her; sein Gehalt an freier Milchsäure verursacht, dass es auch nach dem Abdampfen noch

sauer reagirt. Die Salze sind vorzüglich die phosphorsäuren Alkalien des Getreides. Die stickstoffhaltigen Materien betragen nur äusserst wenig; 100 Liter guten Bieres geben nämlich 26,4 Gran Stickstoff, und es enthalten hiernach 738 Theile Bier nicht mehr Kleberbestandtheile als 1 Theil (frisches) Schwarzbrot. Oder: 100 hayer. Maass Bier enthalten kaum 30 Gran Stickstoff = 200 Gran Kleber, und ebenso viel Kleber findet sich schon in 10 Loth Schwarzbrot; folglich hat, hinsichtlich der stickstoffhaltigen Materien, 1 Loth Brot denselben Werth, als 10 Maass Bier. Das Bier ist daher nicht wie das Brot, Fleisch, ausschliesslich im Stande, das Leben zu unterhalten, sondern nur ein einseitiges Nahrungsmittel, welches das Material zur Respiration, aber nicht zur Fleischbildung liefert. Uebermässiger Biergenuss, d. h. Zuführung einer grössern Menge Bierbestandtheile, als zur Respiration erforderlich ist, in den Organismus, disponirt zur Fettbildung, daher Personen, welche viel Bier trinken, und sich nicht stark bewegen oder nicht stark arbeiten, leicht korpolent werden.

Die Farbe des Biers ist sehr verschieden und wechselt von blassgelb bis braungelb; an dieser Verschiedenheit hat nicht bloss die Concentration des Biers, sondern auch die Beschaffenheit des Malzes Theil. Die Haltbarkeit des Bieres währt nur so lange, als die langsame Nachgährung stattfindet und die verdunstende Kohlensäure durch neue erzeugte ersetzt wird. Dabei muss aber das Bier zugleich auch vor dem Luftzutritte möglichst verschlossen seyn, denn sonst geht der Alkohol durch die Einwirkung der Sauerstoff absorbirenden sonstigen Bestandtheile des Biers (hauptsächlich der stickstoffhaltigen) bald in Essigsäure über, und das Bier nimmt einen sauren Geschmack an.

Obergähriges und untergähriges Bier unterscheiden sich vorzüglich in folgenden Punkten:

1. Das obergährige ist reicher an Alkohol, weil sich in Folge der niedrigeren Temperatur während der Gährung weniger Alkohol verflüchtigt und säuert.

2. Das untergährige schmeckt unter sonst gleichen Umständen bitterer; bei der Obergährung wird nämlich mit der Oberhefe mehr Bitterstoff des Hopfens aus der Würze entfernt (daher auch die Oberhefe bitterer schmeckt als die Unterhefe).

Die quantitative Zusammensetzung des Biers seinen wesentlichen

Bestandtheilen (Alkohol, Extrakt*), Kohlensture und Wasser) nach ist sehr verschieden, wie folgende Analysen einiger Biere zeigen:

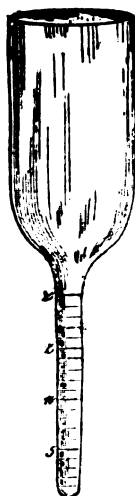
	Englische Biere (Will)		Bayerische Biere (Kaiser)			Bayerische Biere (Fuchs)		Jesner Bier (Carl)	Prager Braunbier (Balling)
	Boston Ale	Pale Ale	Bookbier	Salvatorbier.	Gewöhnliches Münchener Bier				
Alkohol	6,622	5,570	4,02	4,20	3,20	3,20	3,018	3,558	
Extrakt	14,967	4,621	7,22	8,05	5,90	5,90	6,189	5,900	
Kohlensäure	0,039	0,067	0,16	0,18	0,15	0,15	?	?	
Wasser	78,372	89,742	88,60	87,57	90,75	90,75	90,793	91,442	
	100,000	100,000	100,00	100,00	100,00	100,00	100,000	100,000	

*) Die Summe aller nicht flüchtigen Bestandtheile des Biers.

Die Prüfung des Biers auf seine wesentlichen Bestandtheile geschieht am besten und einfachsten nach der Methode von Fuchs mittelst Kochsalz; sie beruht hauptsächlich auf der Eigenschaft dieses Salzes, sich bei jeder Temperatur zwischen 0° und +100° in einer gleichgrossen Menge reinen Wassers aufzulösen. 100 Theile Wasser nehmen nämlich 36 Theile Kochsalz auf. Beim Auflösen des Kochsalzes im Biere wirkt nur das Wasser auflösend, die Kohlensäure entweicht und wird durch den Verlust bestimmt; das aufgelöste Kochsalz zeigt den Wassergehalt an, und zieht man diesen nebst der Kohlensäure von der in Arbeit genommenen Biermenge ab, so bleiben Extrakt und Alkohol übrig. Um das Gewicht des Extrakts zu erfahren, kocht man eine neue Quantität Bier, zur Verjagung des Alkohols und der Kohlensäure, und bestimmt in dem Rückstande die Wassermenge mittelst Kochsalz. Zieht man nun die Extraktmenge von dem Gesamtgewicht des Extrakts und Alkohols ab, so bekommt man die Menge des Alkohols, aber, wie direkte Versuche gelehrt haben, nicht als wasserfreien sondern als Weingeist von 45 Gewichts-Procenten. Man hat also dann noch aus diesem Weingeist den absoluten Alkohol zu berechnen, und seinen Wassergehalt der bereits gefundenen Wassermenge hinzuzuaddiren. — Das zur Prüfung dienende Kochsalz muss chemisch rein, gut ausgetrocknet und fein gepulvert seyn. Man nimmt immer etwas mehr Kochsalz, als sich muthmaasslich auflösen würde, bestimmt die Menge des nicht gelösten durch Messen, und erfährt durch Abziehen derselben von der des angewandten Salzes, wie viel sich gelöst hat. Zum Messen des nicht gelösten Salzes dient der Hallymeter, ein $1\frac{1}{3}$ Zoll weiter und (incl. der Verengung) $4\frac{1}{2}$ Zoll langer Glaszylinder, der sich nach unten kegelförmig zuspitzt und hier eine enge, 3 Zoll lange, unten geschlossene und in eine Anzahl von Graden getheilte Röhre ausläuft (s. d. beistehende Figur.) Jeder Grad dieser engen Röhre wird von 1 Gran gepulvertem und von gesättigter Kochsalzlösung durchdrungenem Kochsalz ausgefüllt*).

Ein Beispiel wird das Gesagte noch deutlicher machen.

*) Diess Instrument liefert der Mechaniker Greiner in München.



1) In einen Setzkolben, welcher etwa 4 Unzen Wasser fasst, werden 1000 Gran des zu prüfenden Biers gewogen, hierauf 330 Gran gepulvertes Kochsalz hinzugefügt, der Kolben $\frac{1}{4}$ Stunde lang durch horizontales Schwenken in Bewegung erhalten und dann wieder auf die Wage gesetzt. Was jetzt sein Inhalt weniger wiegt, als 1330 Gran, das ist die entwichene Kohlensäure. Angenommen, der Gewichtsverlust beträgt 1,8 Gran, so enthält das Bier in 1000 Gran 1,8 Gran Kohlensäure.

2) Man leert den ganzen Inhalt des Kolbens in den Hallymeter aus, bringt durch Klopfen das ungelöst gebliebene Salz in die enge Röhre und sieht nach, wie viele Grade es in derselben einnimmt. Gesetzt, der mit dem Kochsalzpulver erfüllte Raum beträgt 17 Grade, so sind 313 Gran Kochsalz aufgelöst worden, und diese entsprechen nach der Proportion

$$360 : 1000 = 313 : x$$

869,4 Gran Wasser. — Zieht man 869,4 + 1,8 von 1000 ab, so bleiben 128,8 Gran für Extrakt und Weingeist.

3) Man wägt neue 1000 Gran Bier in den Kolben und kocht so lange, bis etwas mehr als die Hälfte verdampft ist. Die rückständige Flüssigkeit, deren Gewicht man durch Wiederaufsetzen des Kolbens auf die Wage erfährt, wird mit so viel Wasser verdünnt, dass sie 500 Gran beträgt, hierauf mit 165 Gran Kochsalz versetzt, und der Inhalt des Kolbens nach $\frac{1}{4}$ stündigem Schütteln in den zuvor gereinigten und ausgetrockneten Hallymeter gebracht. Das nicht gelöste Kochsalz nimmt z. B. $4\frac{1}{2}$ Grade ein, folglich haben sich $160\frac{1}{2}$ Gran aufgelöst und diese entsprechen auch der Proportion

$$360 : 1000 = 160,5 : x$$

445,5 Gran Wasser. Diese von 500 abgezogen, bleiben 54,5 Gran für das Extrakt.

4) Man zieht die in 3) erhaltene Extraktmenge = 54,5 Gran von der in 2) erhaltenen Gesamtmenge des Extrakts und Weingeists = 128,8 Gran ab, und berechnet aus dem Reste = 74,3 den absoluten Alkohol nach der Proportion

$$100 : 45 = 74,3 : x,$$

wodurch die Zahl 33,4 herauskommt. Von den 74,3 Gran bleiben dann noch 40,9 Gran übrig, welche Wasser sind und der in

2) gefundenen Wassermenge = 860,4 Gran hinzuaddirt werden müssen.

Es bestehen demnach 1000 Gran des untersuchten Biers aus

Alkohol	33,4
Extrakt	54,5
Kohlensäure . . .	1,8
Wasser	910,3
	<hr/>
	1000,0

Verfälschungen des Bieres sind nicht selten. Um an Hopfen zu sparen, bedient man sich verschiedener anderer, billigerer Bitterstoffe, z. B. des Bitterkleees, Tausendgüldenkrauts, Wermuths, der Quassiarinde, der Gentianwurzel etc., angeblich nach der Krähenaugen; der sichere Nachweis darüber ist indessen sehr schwierig oder unmöglich. Ebenso wenig lässt sich leicht ermitteln, ob ein Bier, um es berauschender zu machen, mit Koksalkörnern, Ponsch, Bilsen, Belladonna etc. versetzt ist; man müsste denn die nachtheilige Wirkung desselben auf den Organismus in Rechnung ziehen. Indirect liefert die oben beschriebene hallymetrische Probe das beste Mittel zur Beurtheilung der Tarifrätsigkeit des Bieres. — Zusätze von Potasche, Kreide um saures gewordenes Bier noch zum Verkaufe geeignet zu machen, entsprechen den davon gehegten Erwartungen in so ferne nicht, als das Bier dadurch einen widrigen Salzgeschmack annimmt, Prüfung des eingedampften und eingesicherten Biers auf Alkali und Kalk kann hier nicht Platz greifen, da diese Basen schon im normalen Bier enthalten sind; indessen finden sich dieselben wesentlich darin an Phosphorsäure gebunden, die Asche des normalen Biers braust daher nicht oder fast nicht mit Säuren, während die Asche des sauer gewordenen mit Alkalien abgestumpften Biers mit Säuren stark aufbraust.

An die geistigen Getränke Wein und Bier schliesst sich ein sehr wichtiges Nahrungsmittel, welches zwar keinen Weingeist enthält, aber doch durch den Process der geistigen Gährung geniessbar und verdaulich gemacht wird.

Es ist diess

das Brot.

Zur Darstellung des Brotes wird zuerst das Getreidemehl (jedoch nicht alles auf einmal), unter Hinzufügung von Kochsalz, mit warmem Wasser angemacht, wobei sich durch die Einwirkung des Klebers ein kleiner Theil Stärkemehl in Dextrin und Zucker umwandelt.

Das dann zugesetzte Ferment versetzt den gebildeten Zucker in die geistige Gährung. Als Ferment bedient man sich beim Roggen- und Schwarzbrot des Sauerteigs (welcher nichts anders als in Essig- und Milchsäuregährung übergegangener Teig von der vorigen Brotbereitung ist), beim Weizen- oder Weissbrot der Bierhefe; auf 100 Th. Mehl rechnet man etwa 4 Th. Sauerteig oder 2 Th. Hefe. Nach etwa 6—8 stündigem Stehen in der Wärme, wenn der Teig zu einem bedeutenden Volum aufgetrieben, die geistige Gährung und Kohlensäureentwicklung also im vollen Gange ist, wird der Rest des Mehls zugesetzt, die Masse anhaltend geknetet, und abermals einige Stunden lang an einen warmen Ort gestellt. Nachdem der Teig gehörig aufgegangen ist, wird er ausgewirkt, d. h. in Laibe geformt, noch einige Zeit der Gährung überlassen, wobei die Laibe an Umfang beträchtlich zunehmen, dann aussen mit Wasser bestrichen und in den Backofen geschoben. Hier wird durch eine Hitze von 200 — 250° die geistige Gährung unterdrückt, die in dem Teige eingeschlossene Kohlensäure nebst dem Alkohol ausgetrieben und dadurch die Porosität und Lockerheit des Gebäckes erzielt. Die chemischen Veränderungen, welche das Brot im Backofen erleidet, sind nicht beträchtlich; auf der Oberfläche erleidet das Stärkmehl durch die Einwirkung der Hitze eine Art Röstung und verwandelt sich in Stärkgummi, welches die Kruste (Rinde) bildet, das Aufspringen des Brotes verhindert, und indem sich eine kleine Menge davon in dem aus dem Brote tretenden Wasser auflöst, die nach dem Verdunsten des Wassers auf der Oberfläche zurückbleibt, dem Brote ein gefälliges glänzendes Ansehen ertheilt. Im Innern des Brotes (in der Krume) findet bloss eine Kleisterbildung und theilweise Austrocknung statt. Man lässt das Brot so lange im Ofen, bis sich eine Kruste von geeigneter Farbe und Festigkeit und eine Krume von lockerer, poröser Beschaffenheit gebildet hat, wozu bei grössern Broten etwa $\frac{1}{2}$, bei Semmeln $\frac{1}{4}$ Stunde Zeit erforderlich ist.

Da das Brot während des Verweilens im Backofen durch das Entweichen von Wasser (Alkohol und Kohlensäure) einen Gewichtsverlust erleidet, das Gewicht des Brotes aber durch die Behörde vorgeschrieben ist, so muss man so viel mehr Teig nehmen. Auf jedes Pfund Teig rechnet man bei Schwarzbrot 5 Loth, bei Weissbrot 4 Loth Teig, welche mehr genommen werden müssen. 3 Pfund Mehl von 14—15 Procent Wassergehalt liefern durchschnittlich 4 Pf. Brot.

Um die kleine Menge Stärkmehl, welche zum Zwecke der Auf-

lockerung des Brotes in der Form von Alkohol und Kohlensäure entweicht und ein paar Procent vom Gewichte des Mehles beträgt, nicht zu verlieren, hat man versucht, die Gährung zu umgehen und dem Teige Substanzen zuzusetzen, welche Kohlensäure entwickeln. Diese Zusätze sind: kohlensaures Natron und Salzsäure, (wodurch zugleich das nöthige Kochsalz entsteht), kohlensaures Ammonik für sich oder mit Alaun oder Weinsteinssäure; doch haben sie sich bis jetzt nicht bewährt, da die Kohlensäureentwicklung zu plötzlich stattfindet und ein solches Brot nicht den angenehmen Geschmack des gewöhnlichen besitzt. Der Alaunzusatz dürfte überdiess in sanitätpolizeilicher Beziehung unzulässig seyn. Bei feinem Gebäcken ist indessen ein kleiner Zusatz von kohlensaurem Ammoniak zur Hefe dem Aufgehen sehr förderlich und ohne allen Nachtheil für die Gesundheit, weil es vollständig wieder entweicht. Bei Honigkuchen setzt man gewöhnlich ein wenig Potasche hinzu, was ebenfalls nicht bedenklich ist. — Zusätze kleiner Mengen von Alaun oder Kupfervitriol machen erfahrungsgemäss das Brot weisser und lockerer, müssen aber als gefährlich verworfen und als Betrügereien betrachtet werden, zumal sie nur bei zum Theile verdorbenem Mehle in Anwendung kommen, welches ohne diese Zusätze nur ein derbes graues Brot liefern würde. Der in solchem Mehle veränderte Kleber verbindet sich nämlich mit den Basen jener Salze zu einer unlöslichen Verbindung, wodurch der Teig zähe und weiss wird, und die Eigenschaft erhält, eine grössere Menge Wasser zu binden.

Das nach dem oben beschriebenen, allgemein üblichen Verfahren dargestellte Brot bildet in seiner Krume ein viele leere Zwischenräume enthaltendes, und daher lockeres Gemenge von kleisterartig aufgequollenem Stärkmehl mit geronnenem Eiweiss, Kleber, Dextrin, Zucker, freier Essigsäure, Milchsäure und Salzen; seine Kruste enthält verhältnissmässig mehr Stärkgummi und einen besondern Bitterstoff, der den Namen Assamar erhalten hat. Der darin befindliche Wassergehalt ist noch sehr beträchtlich und beträgt 40—50 Proc.

Eine Verfälschung des Brots mit Kupfervitriol entdeckt man durch eine Auflösung von Kaliumeisencyanür, von der in diesem Falle die Brotkrume röthlich gefärbt wird. Oder man äschert das Brot ein, zieht die Asche mit Salpetersäure aus und setzt das Reagens zu dem Auszuge. Enthält die Brotasche Alaunerde, so wird die saure Lösung derselben nach dem Kochen mit Kali ein Filtrat geben, welches durch Salmiak sich trübt. Giftige Samen, welche beim Einernten

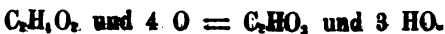
des Getreides zufällig in dasselbe gekommen sind, wie Mutterkorn, Taumelkolch, Korarade, gehen natürlich auch in das Brot über, und können dasselbe zum Gifte machen. Das Mutterkorn und die Korarade ertheilen dem Mehle und daraus bereiteten Brote eine sehr dunkle Farbe und einen eckelhaften Geschmack. Taumelkolch schmeckt sehr bitter, und mithin auch das davon enthaltende Brot, (Ueber Mehlsurrogate beim Brotbacken: Hülsenfrüchte, Kartoffeln, Oelkuchen etc.).

b. Amylalkohol. Siehe Seite 638.

c. Methylalkohol(Holzgeist, Methyloxydhydrat). C_2H_6O , oder $C_2H_2O + HO = 400$. (In 100 Theilen: 37,5 C, 12,5 H und 50,0 O).

Diese Verbindung entsteht, wie schon Seite 482 erwähnt wurde, neben einer Anzahl anderer Produkte bei der trocknen Destillation organischer stickstofffreier Körper, namentlich des Holzes; befindet sich daher im rohen Holzessig und wird zunächst durch Destillation dieses Essigs für sich, so lange noch etwas Geistiges übergeht, dann durch Retification des Destillats über Kalk erhalten. Der so gewonnene Holzgeist enthält aber in diesem Zustande noch Wasser, Aceton und verschiedene andere brennbare Flüssigkeiten; um ihn hiervon vollständig zu befreien, bringt man ihn mit überschüssigem Chlorcalcium in eine Retorte, erhitzt so lange im Wasserbade, als noch etwas übergeht (der Holzgeist bleibt dabei vollständig zurück), giesst dann zu dem Rückstande in der Retorte ein dem angewandten Holzgeiste gleiches Volum Wasser und destillirt wieder. Das jetzt Destillirende (wasserhaltiger reiner Holzgeist) wird über gebrannten Kalk rectificirt.

Der reine Holzgeist ist eine farblose Flüssigkeit von eigenartigem aromatischem, dem Essigäther und Alkohol ähnlichem Geruche, brennendem Geschmacke, 0,785 spec. Gewicht, brennt mit bläulicher Flamme, mischt sich mit Wasser, Weingeist und Aether in jedem Verhältniss, reagirt neutral, siedet bei $+ 66,5^\circ$, wirkt als Lösungsmittel ähnlich wie Alkohol; und besitzt auch mehrere andere, dem Alkohol analoge Eigenschaften, so z. B. verwandelt er sich, unter denselben Umständen wie dieser in Essigsäure und wie der Amylalkohol in Baldriansäure, unter Aufnahme von 4 Aeq. Sauerstoff in Ameisensäure und Wasser



Anwendung findet derselbe bis jetzt noch nicht.

3: Aetherarten.

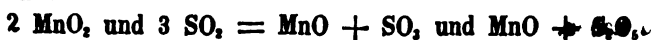
Hierunter begreift man eine Gruppe von Produkten, welche durch die Einwirkung starker Säuren, namentlich der Schwefelsäure, auf die Alkohole in der Weise entstehen, dass den letztern 1 Aeq. Wasser entzogen wird. Man betrachtet daher auch die Alkohole als Verbindungen von Aether mit Wasser, als Aetherhydrate, und die Aether selbst, gemäss ihrem Verhalten zu Säuren, gegen welche sie die Rolle einer Basis spielen, als die Oxyde zusammengesetzter Radikale. Hiernach ist also

der Aether des Weinalkohols: Aethyloxyd,
 „ „ „ Amylalkohols: Amyloxyd,
 „ „ „ Methylalkohols: Methyloxyd.

a. Aether des Weinalkohols (Schwefeläther, Fitiolnaphtha, Aethyloxyd). $C_4H_8O = 462,5$ (In 100 Theilen: 64,9 C, 12,5 H und 21,6 O).

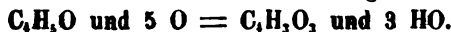
Mischt man starken Weingeist mit conc. Schwefelsäure, so erhält man eine Flüssigkeit, welche nach dem Verdünnen mit Wasser, auf Zusatz von Baryt bei weitem nicht alle Schwefelsäure durch Niederschlagung verliert; ein grosser Theil dieser Säure ist nämlich mit Baryt und einem organischen Körper eine leicht lösliche Verbindung eingegangen, die in farblosen Krystallen anschießt, wenn man die Flüssigkeit von dem erzeugten schwefelsauren Baryt abfiltrirt und eindampft. Dieses neue Salz hat die Formel $BaO + SO_3, C_4H_8O + SO_3$, und wird schwefelweinsaurer oder ätherschwefelsaurer Baryt genannt. Versetzt man seine wässrige Lösung so lange mit verdünnter Schwefelsäure, bis aller Baryt herausgefällt ist, filtrirt den schwefelsauren Baryt ab und verdunstet das Filtrat unter der Luftpumpe, so hinterbleibt eine farblose, dickflüssige, sehr sauer schmeckende Verbindung von der Zusammensetzung $C_4H_8O + 2SO_3 + HO$, welche den Namen Schwefelweinsäure, Aetherschwefelsäure oder saures schwefelsaures Aethyloxyd erhalten hat. Ihre bemerkenswertheste Eigenschaft besteht darin, dass sie beim Erhitzen zum Kochen (bei etwa 140°) wesentlich in Aether und wasserhaltige Schwefelsäure zerfällt; der in Freiheit gesetzte Aether verflüchtet sich in dieser Temperatur vollständig und lässt die Schwefelsäure zurück. Bei längerem und starkem Kochen treten indessen auch noch andere Zersetzungsprodukte auf; ein kleiner Theil Schwefelweinsäure zerfällt nämlich dabei in einen öligen Körper (Weinöl = C_4H_8), übelriechendes Gas, schwefelige Säure und eine feste schwarze Materie.

Offenbar ist es diese Schwefelweinsäure, welche sich beim Vermischen von Alkohol und Schwefelsäure erzeugt und die vollständige Fällbarkeit des Gemisches durch Baryt verhindert hat. Ihr Verhalten in der Hitze ist ferner die Ursache, warum bei der Destillation des Gemisches Aether übergeht. Die Bereitung des Aethers beruht mithin auf der vorhergehenden Bildung von saurem schwefelsaurem Aethoxyd beim Zusammentritt von Weingeist und Aether, und auf der Zersetzung des sauren schwefelsauren Aethoxyds in seine wahren Bestandtheile beim Kochen. Bringt man zu der Flüssigkeit, welche durch Erhitzen zersetzt worden ist und den Aether verloren hat, also zu der rückständigen Schwefelsäure neuedings Alkohol, so muss abermals Schwefelweinsäure entstehen, diese beim Kochen wiederum zersetzt werden, in ähnlicher Weise der Process bei jedesmaligem neuem Alkoholzusatz sich wiederholen, und hierauf gründet sich das praktische Verfahren des Nachtröpfellassens von Weingeist in die kochende Mischung von Alkohol und Schwefelsäure. Man bringt nämlich eine Mischung von 9 Theilen conc. Schwefelsäure und 5 Theilen Alkohol von 0,822 spec. Gew. (90 Gewichtsprocenten absolutem Alkohol) in eine tubulirte Retorte, kettet eine tubulirte Vorlage an, deren nach unten gerichteter Tubulus mittelst einer Bleiröhre mit einer grössern Flasche in Verbindung gesetzt wird, führt durch den Tubulus der Retorte eine andere Bleiröhre, welche von einem mit Alkohol gefüllten Behälter ausgeht, bis dicht an die Oberfläche der Mischung, erhitzt letztere im Sandbade zum Kochen, lässt in dem Masse, als die Menge des Retorteninhalts sich vermindert, Alkohol nachfliessen (das Nachfliessen wird durch einen in der Bleiröhre angebrachten Hahn regulirt) und kühlt die Vorlage sorgfältig ab. Wenn auf diese Weise 72 Theile Alkohol in die Mischung gelaufen sind, wird die Arbeit beendigt. Das Destillat, welches ausser Aether und Wasser auch noch eine gewisse Menge Alkohol, ferner meist schwefelige Säure, Schwefelsäure, zuweilen auch Weinöl enthält, schüttelt man mit gepulvertem Braunstein und Kalkhydrat, bis jede Spur von saurer Reaction verschwunden ist. Der Kalk dient zur Sättigung der freien Schwefelsäure; der Braunstein verwandelt die schwefelige Säure in Schwefelsäure und Unterschwefelsäure, und verbindet sich gleichzeitig mit dem neu gebildeten Säuren:



Endlich wird die Flüssigkeit der Rectification unterworfen; hierbei geht der flüchtigere Aether (nebst etwas Weingeist und Wasser) zuerst über, dann folgt Weingeist mit wenig Aether und hierauf bloss wässriger Weingeist. Um den Aether von dem noch anhängenden Weingeist und Wasser vollständig zu befreien, wird er mit seinem gleichen Volum Wasser geschüttelt, abgegossen und über wasserfreies Chlorcalcium destillirt. — Die von der Aetherbereitung übrig gebliebene Schwefelsäure, welche stark nach schwefeliger Säure riecht und schwarze kohlige Massen enthält, kann noch zu verschiedenen andern Zwecken benutzt werden, z. B. zur Darstellung von Eisenvitriol, Zinkvitriol, zur Entwicklung von Schwefelwasserstoffgas, nachdem man sie mit Wasser verdünnt, aufgekocht und filtrirt hat.

Der Aether ist eine wasserhelle, sehr dünne und bewegliche, sehr flüchtige Flüssigkeit von angenehmem durchdringendem Geruche und kühlend geistigem Geschmacke. Er reagirt neutral, ist höchst entzündlich, bricht wegen seiner grossen Flüchtigkeit schon bei Annäherung eines Lichts in Flamme aus und macht desshalb die grösste Vorsicht zur Verhütung von Unglücksfällen nöthig; die Flamme des brennenden Aethers leuchtet stark und setzt Russ ab. Der weingeist- und wasserfreie (absolute) Aether hat ein spec. Gewicht von 0,720 und siedet bei $+85,6^{\circ}$; das spec. Gew. des gewöhnlichen Aethers beträgt 0,730—0,750. In Wasser löst er sich zu $\frac{1}{10}$, in Weingeist in jedem Verhältniss. Er ist ein Auflösungsmittel für alle fetten und ätherischen Oele, viele Harze, Kautschuk, Phosphor, Schwefel, einige Salze etc. Bleibt er längere Zeit in Flaschen, welche nur wenig davon enthalten, stehen, so oxydirt er sich durch den Sauerstoff der anwesenden Luft und verwandelt sich in Essigsäure und Wasser:



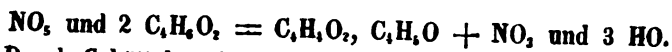
Man bedient sich des Aethers in der Medicin, zur Erzeugung von Kälte durch sein schnelles Verdunsten, als Lösungsmittel für Copal, Kautschuk, Schiessbaumwolle etc. Auch lässt man mit Luft gemischte Aetherdämpfe einathmen, um bei chirurgischen Operationen die Patienten in eine gegen Schmerz abstumpfende Betäubung zu versetzen; doch ist der Aether zu diesem Zweck in neuester Zeit durch das Chloroform (s. weiter unten) verdrängt worden.

Durch Vermischen von 1 Th. Aether und 3 Th. Weingeist von 0,840 spec. Gew. erhält man den Aetherweingeist oder die Hoffmann'schen Tropfen, welche ein spec. Gewicht von 0,825—0,830 haben.

Ebenso wie der Schwefelsäure, könnte man sich auch der Phosphorsäure, der Arsensäure zur Darstellung des Aethers bedienen, wenn ihr höherer Preis nicht daran hinderte; denn diese beiden Säuren bilden beim Zusammentreffen mit Alkohol gleichfalls ätherhaltige Verbindungen, Aethersäuren (Phosphorweinsäure, Arsenweinsäure), welche beim Kochen in Säure und Aether zerfallen. Lässt man aber flüchtigere Säuren, wie z. B. Salpetersäure, Essigsäure auf Alkohol einwirken, so zerlegen sich die dabei entstehenden Aethersäuren beim Kochen nicht, sondern destilliren unverändert über, sind auch im gereinigten Zustande keine sauren, sondern neutrale Verbindungen der Säure mit dem Aether, und heissen zusammengesetzte Aetherarten.

Der Essigäther oder das essigsäure Aethyloxyd = $C_2H_4O + C_2H_3O$, wird am besten durch Destillation von 1 Theil trockenem essigsäurem Natron, $\frac{1}{2}$ Th. Wasser, 1 Th. Schwefelsäure und 1 Th. Alkohol, Schütteln des Destillats mit Kalk, und Rectification desselben erhalten. Der Essigäther ist eine wasserhelle Flüssigkeit von eigenthümlichem, sehr angenehmem starkem Geruche und Geschmacke, reagirt neutral, hat ein spec. Gew. von 0,89, siedet bei $+74^\circ$, löst sich in jedem Verhältniss in Weingeist, in 8 Th. Wasser. — Man verwendet ihn in der Medicin, zu Räucheressenzen und andern Parfüms.

Der Salpeteräther ist salpeterigsaures Aethyloxyd = $C_2H_4O + NO_2$. Bei seiner Darstellung aus Salpetersäure und Alkohol, gibt die Säure 2 Aeq. Sauerstoff an 1 Aeq. Alkohol ab und bildet Aldehyd = C_2H_3O , und Wasser, während die entstandene salpeterige Säure mit dem Aether eines zweiten Aeq. Alkohol zusammentritt:

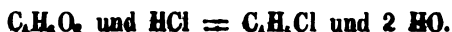


Durch Schütteln mit verdünnter Kalilauge entfernt man die anhängende freie Salpetersäure und den Aldehyd, worauf der oben schwimmende Salpeteräther rectificirt wird. — Derselbe ist eine strohgelbe Flüssigkeit von starkem ätherischem und angenehmem, den Borsdorfer Aepfeln ähnlichem Geruche und ähnlichem süßlichem Geschmacke, neutraler Reaction. Sein spec. Gewicht beträgt 0,886. Er ist äusserst flüchtig, flüchtiger als der Schwefeläther, und kocht schon bei $+21^\circ$. Mit Weingeist mischt er sich in jedem Verhältniss, Wasser nimmt nur $\frac{1}{10}$ davon auf. Unzersetzt lässt er sich nicht lange aufbewahren; namentlich nimmt er in Berührung mit der

Luft äusserst schnell saure Reaction an, wobei Salpetersäure und noch andere Produkte auftreten. — Für sich findet er keine Anwendung; aber mit Weingeist und Aldehyd vermischt als Salpeterätherweingeist (den man durch Destillation von Alkohol mit verdünnter Salpetersäure und Rectification über Kalk erhält), ist er ein wichtiges Arzneimittel.

Von den zahlreichen übrigen zusammengesetzten Aetherarten (Verbindungen des Aethylexyds mit Säuren), z. B. Ameisenäther, Baldrianäther, Benzoeäther etc. erwähne ich, wegen seiner technischen Verwendung zum künstlichen Rum, nur noch des Buttersäureäthers = $C_4H_8O + C_2H_4O_2$, welcher durch Destillation von 1 Th. Buttersäure, 1 Th. Alkohol und $\frac{1}{2}$ Th. Schwefelsäure, und Rectification des entsäuerten Destillats erhalten wird. Es ist eine farblose, klartige Flüssigkeit von durchdringendem Geruch, leichter als Wasser.

Die Wasserstoffsäuren äussern auf den Alkohol eine andere Wirkung als die Sauerstoffsäuren; sie entziehen nämlich dem Aether desselben den Sauerstoff, bilden Wasser und geben ihre Salzbilder dafür an den Aether ab. Die Chlorwasserstoffsäure z. B. liefert folgende Produkte:



Die mit der Chlorwasserstoffsäure entstehende Aetherart = C_2H_5Cl heisst Aethylchlorid, auch leichter Salzäther (zum Unterschiede von dem sog. schweren Salzäther oder Aetherinchlorid = C_4H_9Cl , der sich bei der Einwirkung des Chlors auf Alkohol und ölbildendes Gas erzeugt und ein höheres spec. Gew. als das Wasser besitzt). Um ihn zu bereiten, leitet man gasförmige Chlorwasserstoffsäure in eine erwärmte Mischung von Alkohol und conc. Schwefelsäure, wobei er sich verflüchtigt, befreit ihn durch lauwarmes Wasser von der beigemischten Salzsäure und verdichtet ihn in einer Kältemischung. Es ist eine farblose, äusserst flüchtige, neutrale Flüssigkeit von durchdringend ätherischem, etwas knoblauchartigem Geruche, 0,874 spec. Gewicht, siedet schon bei $+12^\circ$, entzündet sich leicht und brennt mit leuchtender, grünlich gesäuerter Flamme. In Wasser löst er sich nur zu $\frac{1}{100}$, in Alkohol in jedem Verhältniss. Chlorgas entzieht dem Aethylchlorid nach und nach allen Wasserstoff, so dass zuletzt der feste Kohlenwasserstoff = C_2Cl_2 entsteht.

Dem Aethylchlorid analoge Verbindungen sind:

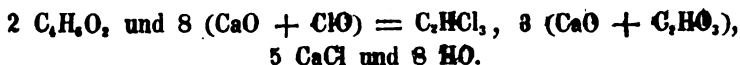


das Aethyljodid = C_2H_5J .

„ Aethylsulphid = C_2H_5S .

Eine andere, den Aetherarten ähnliche Verbindung, welche durch Einwirkung unterchlorigsaurer Alkalien auf Alkohol entsteht, ist das

Chloroform (Formylchlorid) = C_2HCl_3 . Man erhält es durch vorsichtiges Erhitzen von 10 Th. Chlorkalk, 20 Th. Wasser und 1 Th. 90procentigem Alkohol, und Rectificiren des Destillats. Hierbei treten gleichzeitig ameisensaurer Kalk, Chlorcalcium und Wasser auf:



Das Chloroform ist eine wasserhelle, ölarartige, neutrale Flüssigkeit von ätherischem, angenehmem, an Reinettenäpfel erinnerndem Geruche und ätherischem, zuckerartigem Geschmacke, hat ein spec. Gew. von 1,49, siedet bei 61° , lässt sich entzünden und brennt mit grünesäumter Flamme, löst sich nur wenig in Wasser, in jedem Verhältniss in Alkohol.— Man lässt es Personen, welche sich chirurgischen Operationen unterwerfen wollen, einathmen, um sie in eine Art von Betäubung zu versetzen und dadurch für den Schmerz unempfindlich zu machen.

b. Amylätber (Amyloxyd). $C_{10}H_{18}O = 987,5$.

(In 100 Theilen: 75,9 C, 13,9 H, und 10,2 O).

Dieser Aether entsteht durch Destillation des Amylalkohols (Kartoffelwässers) mit conc. Schwefelsäure, und ist eine farblose, angenehm riechende, bei 111° siedende Flüssigkeit von 0,779 spec. Gewicht.

c. Methylätber (Methyloxyd). $C_2H_6O = 287,5$.

(In 100 Theilen: 52,17 C, 13,05 H und 34,78 O).

Man erhält ihn durch Destillation des Methylalkohols (Holzgeists) mit conc. Schwefelsäure. Es ist ein farbloses Gas von angenehmem Aethergeruch, brennt mit blassblauer Flamme, wird bei -16° noch nicht flüssig, hat ein spec. Gewicht von 1,600, löst sich im Wasser (37 Vol. in 1 Vol. Wasser) welches davon einen Aethergeruch und beissenden Geschmack annimmt, noch leichter in Alkohol.

Die übrigen Verbindungen des Amyls und Methyls schliessen sich ganz an die des Aethyls.

II. Stickstoffhaltige indifferente Stoffe.

1. Amygdalin. Siehe Seite 629.

2. Asparagin. $C_4H_8N_2O_6 + 2 HO = 1875,0$.

(In 100 Theilen: 82,00 C, 5,34 H, 18,66 N, 82,00 O und 12,00 HO).

Dieser Stoff, welcher zuerst in den Spargelsprossen gefunden wurde, kommt in noch vielen andern Gewächsen fertig gebildet vor, so in der Althäwurzel, Süssholzwurzel, Schwarzwurzel, in den jungen Schössen der Wicken, Erbsen, Bohnen, Linsen, Georginen, scheint überhaupt ziemlich verbreitet zu seyn. Man erhält ihn durch Behandeln dieser Pflanzenstoffe mit kaltem Wasser, Verdunsten des Auszugs zum Sirup, mehrwöchentliches Hinstellen und Reinigung der ausgeschiedenen Krystalle durch nochmaliges Auflösen etc.

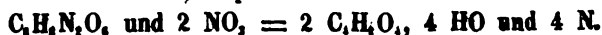
Das Asparagin bildet wasserhelle, harte gerade rhombische Säulen und Pyramiden, ist geruchlos, schmeckt kühlend fade, verliert bei 120° sein Wasser, schmilzt in höherer Temperatur unter starker Ammoniak-Entwicklung und verbrennt vollständig. Es löst sich in 40 Th. kaltem und in 4 Th. kochendem Wasser, auch in wässrigem Weingeist, nicht in absolutem Alkohol, Aether und Oelen. In gährenden Flüssigkeiten verwandelt es sich unter Aufnahme von noch 2 Aeq. Wasser, zunächst in äpfelsaures Ammoniumoxyd:



dessen Säure dann weiter in Bernsteinsäure, Essigsäure, Kohlensäure und Wasser zerfällt:



Salpeterige Säure zersetzt das Asparagin schon bei gewöhnlicher Temperatur in Stickstoff, Aepfelsäure und Wasser.



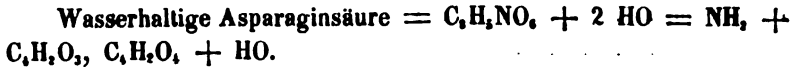
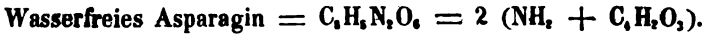
Kocht man das Asparagin mit Alkalien oder Säuren, so zerfällt es in Ammoniak und eine neue Säure, Asparaginsäure = $C_4H_4NO_6 + 2 HO$.



Diese Säure schmeckt schwach säuerlich, löst sich erst in 128 Th. kaltem Wasser, leichter in heissem, nicht in absolutem Alkohol. Gegen salpeterige Säure verhält sie sich wie das Asparagin, d. h. sie zerfällt damit in Aepfelsäure, Wasser und Stickstoff:



Das ganze Verhalten des Asparagins zeigt, dass diese Substanz (im wasserfreien Zustande) das Amid des äpfelsauren Ammoniumoxyds ist; und ebenso kann die wasserhaltige Asparaginsäure als das saure Amid der Aepfelsäure betrachtet werden.



Anwendung haben diese Stoffe bis jetzt nicht gefunden.

3. Hefe. Siehe Seite 647.

4. Indigo. Siehe Seite 577.

5. Protein-Substanzen.

Im Pflanzenreiche und in noch überwiegenderer Menge im Thierreiche findet sich theils gelöst theils ungelöst, eine Anzahl amorpher, nicht flüchtiger, geruch- und geschmackloser, stickstoffhaltiger, indifferenten Substanzen, welche sowohl in ihrer Zusammensetzung wie auch in ihrem Verhalten eine grosse Analogie besitzen. Sie bilden die Hauptmasse des thierischen Körpers, fehlen aber auch nie in den Pflanzen, werden vielmehr ursprünglich in letztern erzeugt und erst von hieraus durch die Nahrung in den Thierkörper eingeführt, wo man sie wenig oder gar nicht verändert wieder findet. Es ist diess das Albumin, Fibrin, Casein, Legumin etc.; sie stehen in einem ähnlichen Verhältnisse zu einander wie die Cellulose, das Stärkmehl, Gummi, der Zucker etc., denn so wie diese stickstofffreien im Pflanzenreiche vorwiegenden Materien sämmtlich fast gleich zusammengesetzt sind, und in einander übergehen können, ebenso ist es mit jenen stickstoffhaltigen, im Thierreiche vorwiegenden Materien der Fall. Die ebengenannten stickstofffreien Materien enthalten gleichsam als gemeinschaftliches Radikal die Cellulose $= \text{C}_{11}\text{H}_{16}\text{O}_{10}$; dieselbe Zusammensetzung hat das Stärkmehl, während Gummi und Zucker nur 1 Aeq. Wasser mehr enthalten. Der Chemiker Mulder hat nun zu zeigen gesucht, dass auch jenen stickstoffhaltigen Materien ein gemeinschaftliches Radikal zu Grunde liege, welches in den verschiedenen

stickstoffhaltigen Materien mit verschiedenen Mengen Schwefel und z. Th. auch Phosphor in der Form von Amidem (als Sulphamid = SNH_2 , Phosphamid = PNH_2) verbunden sey. Er nennt dieses Radikal Protein (von $\alpha\omega\tau\epsilon\upsilon\epsilon\upsilon\delta$: den ersten Platz einnehmen), weil es der wichtigste Bestandtheil, die Grundmaterie, der Urstoff des thierischen Organismus, d. h. seiner plastischen Theile ist. Seine Zusammensetzung drückt er durch die Formel $\text{C}_{55}\text{H}_{71}\text{N}_7\text{O}_{10}$ aus; im freien Zustande enthält es noch 4,55 Pc. oder 2 Aeq. Wasser, und seine procentische Zusammensetzung ist hiernach:

	$\text{C}_{55}\text{H}_{71}\text{N}_7\text{O}_{10}$	$\text{C}_{55}\text{H}_{71}\text{N}_7\text{O}_{10} + 2\text{HO}$
Kohlenstoff	57,29	54,68
Wasserstoff	6,64	6,83
Stickstoff	14,85	14,18
Sauerstoff	21,22	24,31
	<hr/> 100,00	<hr/> 100,00

Das Protein wird bereitet, indem man Albumin, Casein, Fibrin oder die denselben correspondirenden Bestandtheile der Thiere, wie die Hornsubstanz etc., in Kalilauge auflöst, die Lösung so lange kocht, bis auf Zusatz einer Säure Schwefelwasserstoff entwickelt wird, hierauf vorsichtig mit Essigsäure neutralisirt, und den gelatinösen Niederschlag mit Wasser wäscht. Frisch gefällt ist es eine hell durchscheinende, graue flockige Masse, die beim Trocknen hart und spröde wird, geruch- und geschmacklos, zieht an der Luft Wasser an, schmilzt in der Hitze, liefert ammoniakalische und andere Produkte, und hinterlässt eine schwer, aber vollständig verbrennliche Kohle; sinkt in Wasser unter, schwillt auf und nimmt das frühere gallertartige Ansehen wieder an, löst sich nicht in Wasser, Alkohol, Aether, Oelen. Durch anhaltendes Kochen mit Wasser wird es partiell gelöst, aber auch zugleich in seinen Eigenschaften verändert. Essigsäure, Weinsäure, Citronensäure, Aepfelsäure und Phosphorsäure lösen es leicht, auch verdünnte Mineralsäuren; conc. Säuren fallen aus dieser Lösung eine darin unlösliche Verbindung des Proteins mit der Säure. Aus den sauren Lösungen wird das Protein durch Kaliumeiscyanür, Kaliumeiscyanid, Gerbesäure, die meisten Metallsalze, sowie durch Neutralisation mit einem Alkali gefällt. Verdünnte Schwefelsäure färbt das Protein beim Kochen purpurroth. Conc. Salzsäure löst es mit indigoblauer Farbe auf; beim Kochen wird die Lösung schwarz. Conc. Salpetersäure färbt das Protein gelb, unter Bildung eines säureähnlichen, unlöslichen, geschmacklosen Körpers (Xanthoproteinsäure = $\text{C}_{54}\text{H}_{70}\text{N}_7\text{O}_{12} + 2\text{HO}$). Auch mit Jod nimmt es eine gelbe

Farbe an Salpetersaures Quecksilberoxyd, welches salpeterige Säure enthält, bewirkt damit beim Erwärmen eine rothe Färbung. Mit Zucker und Schwefelsäure färbt es sich schön purpurviolett. Durch trockne Destillation, oxydierende Agentien (starke Säuren und Alkalien), sowie durch Fäulniss entstehen aus dem Protein eine Menge von Zersetzungsprodukten, worunter Ammoniak, Essigsäure, Ameisensäure, Buttersäure, Baldriansäure, Capronsäure, Metaetonsäure, Benzoesäure, Bittermandelöl, stickstoffhaltige, flüchtige ölartige Körper, kristallinische stickstoffhaltige Verbindungen (Leucin = $C_{11}H_{11}NO_4$, Tyrosin = $C_{11}H_{11}NO_3$).

Neuere Untersuchungen zeigten, dass das nach obigem Verfahren dargestellte Protein noch über 1 Proc. Schwefel enthält, von dem es bis jetzt nicht befreit werden konnte. Dieser Rückhalt von Schwefel ist nach Mulder in dem Protein nicht mehr als Sulphanid, sondern als unterschwefelige Säure vorhanden, und er drückt nun die Zusammensetzung des freien Proteins durch die Formel $5C_2H_5N_2O_{10} + S_2O_6 + 10HO$ aus. Wenn nun auch zugegeben werden muss, dass schwefelfreies Protein noch unbekannt ist, so bleibt doch das gegenseitige Verhältniss der Elemente C, H, N und O in diesem schwefelhaltigen Körper ganz dasselbe, als wenn er schwefelfrei wäre, und die Proteintheorie, welche in Folge jenes nachgewiesenen Schwefelgehalts bereits von einigen Chemikern als nicht gehörig begründet angesehen wird, kann darum recht wohl beibehalten bleiben. Das Protein befindet sich in demselben Falle, wie viele andere organischen Radikale, welche bis jetzt nicht isolirt sind und demungeachtet als bestehend angesehen werden.

Die Protein-Substanzen verhalten sich der Hauptsache nach gerade so wie das (schwefelhaltige) Protein; in ihrer Zusammensetzung unterscheiden sie sich davon wesentlich nur durch einen zuweilen grössern Gehalt von Schwefel, manche enthalten auch Phosphor, alle aber noch gewisse unorganische Salze, vorzüglich phosphorsauren Kalk, hinterlassen daher beim Verbrennen Asche, deren Menge bis zu 10 Pc. beträgt. Die wichtigsten dieser Materien wollen wir jetzt etwas näher betrachten.

a. Albumin (Eiweissstoff). $20(C_2H_4N_2O_6) + 8SNH_2 + PNH_2 + 20HO = 98900,0$. (In 100 Theilen: 54,2 C, 6,9 H, 15,7 N, 22,2 O, 1,6 S und 0,4 P.)

Das Albumin ist unter den Protein-Substanzen am verbreitetsten;

es findet sich in allen Säften der Pflanzen und Thiere aufgelöst, ob auch im ungelösten Zustande, ist ungewiss, weil man bis jetzt kein Mittel kennt, das geronnene Albumin vom Fibrin etc. hinreichend genau zu unterscheiden. Die lösliche Form des Albumins wird in den Pflanzensäften durch freie Säure, in den thierischen Säften durch freies Alkali bedingt. Werden diese Säfte bis zum Kochen oder auch schon bis zu 75° erhitzt, so verliert das Albumin seine Löslichkeit und scheidet sich als schmutzigweisse flockige Massen aus, wobei gleichzeitig der in solchen Säften stets vorhandene phosphorsaure Kalk mit dem Albumin in Verbindung tritt. Aus Pflanzensäften auf diese Weise gefällt, sieht es von eingehülltem Blattgrün häufig grün aus. Am reichlichsten enthalten das Albumin die Vogeleier, daher beim Kochen derselben die ganze Masse zu einem festen Körper erstarrt.

Durch Behandeln der geronnenen Masse mit Wasser, Weingeist, Aether und salzsäurehaltigem Wasser, von den anhängenden, darin löslichen Substanzen befreiet, ist das Albumin nach dem Trocknen eine gelblich- oder grauweisse, durchscheinende Masse, welche in kochendem Wasser aufquillt ohne sich zu lösen, aber mit Wasser in verschlossenen Gefässen bis zu 120° erhitzt, sich wieder auflöst und nun eine Flüssigkeit bildet, welche beim Erhitzen an der Luft das Albumin wieder flockig fallen lässt. Aus diesem Verhalten der Albuminlösung scheint hervorzugehen, dass die Gerinnung (Coagulation) derselben, d. h. der Uebergang der löslichen Modification in die unlösliche von dem Zutritt der Luft abhängt; doch kennt man den Antheil, welchen die Luft an dieser Umwandlung nimmt, nicht. (Siehe auch: Eier.) Gegen Reagentien etc. verhält sich die Albuminlösung gerade so wie die des Proteins.

Der wesentlichste Charakter des Albumins liegt in der Gerinnbarkeit seiner Lösung beim Kochen.

Das Albumin des Eigelbs unterscheidet sich von dem gewöhnlichen Albumin dadurch, dass seine Auflösung durch Blei- und Kupfersalze nicht gefällt wird; auch enthält es keinen Phosphor und nur 0,42 Pc. Schwefel. Es hat den Namen Vitellin bekommen.

Eine andere Modification des Albumins ist das Globulin oder Krystallin, welches im Blute mit dem Hämatin (Blutroth) die Blutkörperchen bildet und sich auch in den Zellen der Krystalllinse des Auges findet. Es ist ebenfalls frei von Phosphor, sein Schwefelgehalt beträgt 1,134—1,227 Pc. Vom gewöhnlichen Albumin unter-

scheidet es sich dadurch, dass seine saure oder alkalische Lösung durch genaue Neutralisation gefällt wird.

b. Fibrin (Thierfaserstoff). Formel unbekannt. (In 100 Theilen: 52,7 C, 6,9 H, 15,4 N, 23,5 O, 1,2 S und 0,3 P.)

Das Fibrin ist gleichfalls sehr verbreitet im organischen Reiche, und zwar im gelösten und ungelösten Zustande, die lösliche Form geht aber sogleich in die unlösliche über, sowie sie dem Organismus entzogen ist. Presst man z. B. eine frische Pflanze aus, lässt den Saft einige Zeit ruhig stehen, und untersucht das am Boden des Gefäßes abgelagerte grüne Satzmehl, so trifft man darin unter andern einen Körper, der alle Eigenschaften des Fibrins besitzt. In sehr reichlicher Menge findet es sich und zwar ungelöst im Kleber der Getreidearten; um es daraus zu erhalten, knetet man Weizenmehl in Leinwand gebunden unter Wasser, bis alle Stärke entfernt ist, und kocht den rückständigen Kleber mit Alkohol aus, der den beigemengten Pflanzenleim und das Mucin auflöst. Der nicht gelöste Antheil ist Fibrin (einige Chemiker halten diesen nicht gelösten Antheil für coagulirtes Albumin). — Im Thierreiche enthält vorzüglich das Blut, dann der Chylus und die Lymphe aufgelöstes Fibrin, während die unlösliche Modification die Hauptmasse der Muskelfaser bildet.

Am bequemsten und reinsten erhält man das Fibrin aus dem Blute; dasselbe wird unmittelbar nach dem Austritte aus dem Körper gequirlt, um das Fibrin während seines Uebergangs aus dem löslichen in den unlöslichen Zustand sogleich von den Blutkügelchen und dem Blutwasser zu trennen. Hierauf knetet man das Fibrin unter Wasser so lange aus, bis es nicht mehr roth ist, und erschöpft es endlich mit salzsäurehaltigem Wasser, Alkohol und Aether.

Noch feucht ist das Fibrin schmutzig weiss, elastisch, fadenförmig, nach dem Trocknen gelblichweiss, fest, durchscheinend. In Wasser quillt es wieder auf, löst sich auch nach längerem Stehen darin auf, und diese Lösung verhält sich nun wie eine Albuminlösung. Es besitzt übrigens die allgemeinen Eigenschaften der Protein-Substanzen; von allen übrigen organischen Materien unterscheidet es sich dadurch, dass es in dem Augenblicke, wo es dem Organismus entzogen wird, in den unlöslichen Zustand übergeht.

Fibroin. $C_{33}H_{31}N_4O_{17}$, = 6062,5. (In 100 Theilen: 48,61 C, 6,50 H, 17,34 N und 27,55 O)

ist eine Modification des Fibrins, welche sich in der Seide, den

Herbstfäden und im Badeschwamme findet; im letztern mit Jod, Schwefel und Phosphor verbunden. Zur Darstellung des Fibroins kocht man Seide oder Herbstfäden mit Wasser zur Entfernung des Leims, dann mit Essigsäure zur Entfernung des Albumins, wäscht mit Wasser und trocknet.

Das Fibroin ist weiss, glänzend, zerreiblich, in Wasser, Alkohol, Aether, Essigsäure und Ammoniak unlöslich; es löst sich erst in starker Kalilauge, und fällt beim Verdünnen dieser Lösung unverändert wieder heraus.

c. Casein (Käsestoff). Formel unbekannt. (In 100 Theilen: 53,8 C, 7,1 H, 15,6 N, 22,6 O und 0,9 S).

Mit Sicherheit ist dieser Stoff bis jetzt nur in der Milch der Säugethiere nachgewiesen worden; früher hielt man den folgenden Körper (das Legumin) für identisch mit dem Käsestoff, er unterscheidet sich aber in mehrern Punkten bestimmt von dem Legumin.

Das Casein ist in der Milch durch Hülfe von Alkali aufgelöst. Man erhält es rein, wenn man abgerahmte Milch auf 60° erwärmt, mit ein wenig Essigsäure versetzt, das Coagulum auspresst, mit Wasser wiederholt auswäscht, dann mit Weingeist und zuletzt mit Aether auskocht.

Es bildet eine dem Albumin ähnliche, gummiartige, geschmacklose Masse, löst sich in Wasser kaum, in Alkohol gar nicht, sehr leicht aber in Wasser, welches auch nur eine geringe Menge Alkali enthält. Erhitzt man eine mit schwach alkalischem Wasser bereitete Caseinlösung rasch zum Kochen, so trübt sie sich nicht; dampft man sie aber bei freiem Luftzutritt langsam ab, so bildet sich an der Oberfläche eine Haut von unlöslich gewordenem Casein, die nach dem Wegziehen sich immer wieder durch eine neue ersetzt. Mineralsäuren fallen das Casein; der Niederschlag löst sich in viel Wasser und Alkohol, auch beim Neutralisiren mit einem Alkali. Der durch organische Säuren in Caseinlösungen erzeugte Niederschlag verschwindet durch überschüssige Säure wieder. Besonders charakteristisch für das Casein ist sein Verhalten zu Kälbermagenn; wird seine Lösung damit bei 30—40° digerirt, so coagulirt sie gerade so wie durch Säuren.

Das Dickwerden der Milch beim Stehen beruht auf der Fällung des Caseins durch die neu entstandene Milchsäure.

d. **Legumin.** Formel unbekannt. (In 100 Theilen: 54,5 C, 7,4 H, 14,8 N, 22,9 O und 0,4 S).

Es findet sich in grosser Menge (zu 20—30 Pc.) in den Samen der Hülsenfrüchte (Leguminosen), doch auch in verschiedenen ölgebenden Samen, z. B. den Mandeln.

Um es darzustellen, zieht man z. B. Erbsen mit warmem Wasser aus, fällt den Auszug mit Essigsäure, wäscht den Niederschlag mit etwas kaltem Wasser, behandelt ihn mit Alkohol und Aether, löst ihn wieder in Kalilauge, fällt mit Essigsäure und wäscht abermals mit Wasser, Alkohol und Aether.

Das Legumin ist ein weisses, einen Stich in's Gelbe zeigendes Pulver, löst sich in kaltem wie in heissem Wasser, die Lösung zieht, wie die des Caseins, Häute und das Legumin geht dabei in den unlöslichen Zustand über. Essigsäure fällt das Legumin und löst, im Ueberschuss zugesetzt, dasselbe nicht wieder auf; ebenso verhält sich Schwefelsäure, während Oxalsäure, Weinstein säure, Citronensäure und Aepfelsäure die Leguminlösung gar nicht fällen. Wie das Casein bildet das Legumin mit den alkalischen Erden, reinen Erden und schweren Metalloxyden unlösliche Verbindungen. Die Kalkverbindung z. B. bildet sich stets, wenn Legumin oder ein dasselbe enthaltender Pflanzentheil mit Wasser zusammenkommt, welches kohlen sauren Kalk durch freie Kohlensäure aufgelöst enthält, und diess ist der Grund, warum Hülsenfrüchte mit solchem Wasser (vielen Brunnenwässern) nicht weich gekocht werden können. Man kann aber durch Zusatz von einigen Messerspitzen voll Potasche (welche den Kalk fällt) dergleichen Wässern diese übele Eigenschaft nehmen.

e. Kleber.

Sowie das Legumin, neben Stärkmehl, der stickstoffhaltige Bestandtheil der Samen der Hülsenfrüchte, so ist der Kleber neben Stärkmehl der stickstoffhaltige Bestandtheil der Getreidekörner; der Kleber enthält aber mehr Schwefel (0,97 bis 1,15 Pc.) und ist kein einfacher Körper, sondern ein Gemenge von wenigstens dreien, Fibrin, Glutin (Pflanzenleim) und Mucin, wozu noch eine gewisse Menge Gummi kommt.

Am besten erhält man den Kleber durch Kneten von Weizenmehl, welches in ein Säckchen von Leinwand eingeschlossen ist, unter Wasser, so lange dieses noch milchig wird (Stärkmehl aufnimmt). In diesem Zustande bildet er eine schmutzigweisse, sehr zähe kle-

brige, elastische, geschmacklose Masse; getrocknet erscheint er graugelb, hornartig, spröde, erweicht in kaltem Wasser, löst sich ein wenig darin, die Lösung coagulirt bei $+62^{\circ}$. Durch Kochen mit Wasser wird der Kleber hart und unlöslich. Lässt man den Kleber mit Wasser übergossen längere Zeit stehen, so löst er sich wie das Fibrin, und diese Lösung coagulirt ebenfalls beim Kochen.

Kocht man den Kleber mit starkem Weingeist aus, so bleibt der grössere Theil desselben ungelöst; dieser unlösliche Antheil ist schwefel- und phosphorhaltig und stimmt mit dem Fibrin (nach Einigen mit dem coagulirten Albumin) überein. Er wurde früher Zymon oder Pflanzeneiweiss genannt.

Die Alkohollösung des Klebers enthält zwei Stoffe. Der eine davon, Glutin oder Pflanzenleim, setzt sich beim Erkalten der Lösung oder auf Zusatz von Wasser als weisses körniges Pulver ab, welches zu einem gelben klebrigen Firnis eintrocknet und in 100 Theilen aus 54,8 C, 7,0 H, 15,7 N, 21,9 O und 0,6 S besteht. — Was nach Abscheidung des Glutins noch aufgelöst bleibt und durch Verdunsten der Flüssigkeit erhalten wird, hat den Namen Mucin bekommen. Es löst sich etwas in Wasser, ist stickstoffhaltig, aber nicht näher untersucht. — Glutin und Mucin zusammen führten früher den Namen Gliadin.

In neuester Zeit wird der bei der Stärkebereitung gewonnene Kleber, mit seinem doppelten Gewichte Mehl vermischt, gekörnt und getrocknet, als eine vorzüglich nährende Substanz verwendet.

Anhangsweise mögen hier noch folgende stickstoffhaltige Materialien des Pflanzenreichs Platz finden, welche einer genauern Untersuchung bedürfen.

Emulsin (Synaptas), derjenige stickstoffhaltige Bestandtheil der bittern und süssen Mandeln, welcher die Fähigkeit besitzt, bei Gegenwart von Wasser das Amygdalin zu zersetzen und daraus blausäurehaltiges Bittermandelöl zu erzeugen, wird folgendermassen bereitet. Man presst gröblich gestossene süsse Mandeln zur Entfernung des grössten Antheils fetten Oeles, rührt den Presskuchen mit kaltem Wasser an, kolirt nach einigen Stunden, filtrirt die Flüssigkeit, fällt daraus das Albumin und Legumin mit Essigsäure, das Gummi durch essigsäures Bleioxyd, dann das überschüssig zugesetzte Bleioxyd mit Schwefelwasserstoff, beseitigt den überschüssigen Schwefel-

wasserstoff mittelst der Luftpumpe, und vermischt die klare Flüssigkeit mit Alkohol, der das Emulsin fällt, den vorhandenen Zucker aber aufgelöst lässt. Der Niederschlag wird mit Alkohol gewaschen und im Vacuo getrocknet.

Das Emulsin ist gelbweiss, bald brüchig und glänzend wie Kleber, bald undurchsichtig und schwammig, spröde, sehr löslich in kaltem Wasser, die Lösung zersetzt sich bald an der Luft, gerinnt bei $+60^{\circ}$, besitzt aber noch bei 80° die Fähigkeit, das Amygdalin zu zersetzen, wirkt jedoch nicht wie die Diastase (S. 553) auf Stärkekleister. Seine Zusammensetzung ist unbekannt.

Myrosin, derjenige stickstoffhaltige Bestandtheil des schwarzen und weissen Senfsamens, welcher durch Einwirkung auf die Myronsäure des schwarzen Senfs bei Gegenwart von Wasser das ätherische Senföl erzeugt, wird aus dem weissen Senf durch Behandeln mit kaltem Wasser und Fällen der eingemengten Lösung mit Alkohol erhalten. Das ihm noch anhängende Albumin konnte bis jetzt nicht entfernt werden. Es ist dem Emulsin sehr ähnlich; mit Wasser gibt es eine schleimige Lösung, welche bei $+60^{\circ}$, sowie auch durch Säuren coagulirt. Analysirt ist es ebenfalls noch nicht.

Pollenin, der Hauptbestandtheil des Blütenstaubs (*Pollen*), bleibt beim Behandeln des Blütenstaubs mit Wasser, Weingeist, Aether, verdünnten Säuren und Alkalien ungelöst zurück. Ein zartes, leichtes, geschmackloses Pulver, fault, mit Wasser befeuchtet, unter Entwicklung von Ammoniak, löst sich in kalter Salpetersäure, gibt damit gekocht: Blausäure, Oxalsäure, Ammoniak und eine talgartige Materie. Es ist höchst wahrscheinlich in dem Zustande, wie es bis jetzt erhalten wurde, noch ein sehr complexer Körper, und dürfte vielleicht ganz rein identisch mit der Cellulose seyn.

Zweite Abtheilung.

Thierchemie.

Erster Abschnitt.

Die Secrete.

A. Flüssige Secrete.

1. Blut.

Diess ist die allen Wirbelthieren und auch einigen wenigen wirbellosen eigenthümliche rothe, undurchsichtige, dickliche, schwach klebrige Flüssigkeit von schwachem eigenthümlichem Geruche und fadem, salzigem Geschmacke, welche sich in besondern Kanälen (Adern) des Organismus in beständiger Circulation befindet. Es hat bei allen höher entwickelten Thieren im Wesentlichen dieselben Eigenschaften und dieselbe Zusammensetzung. Unter starker Vergrößerung betrachtet, besteht es aus platten rundlichen, beim Menschen $0,0025 - 0,0032''$ im Durchmesser haltenden Körperchen (Blutkügelchen) von etwas dunklerer Farbe, welche aus einer Hülle, einem Kerne und einem flüssigen Inhalte bestehen, und in einer fast wasserhellen oder schwach gelblich gefärbten Flüssigkeit (dem Serum) schwimmen. Daraus folgt, dass im kreisenden Blute alle Bestandtheile desselben, mit Ausnahme der Blutkörperchen — wozu noch geringe Mengen suspendirten Fettes kommen — aufgelöst sind.

Wird das Blut dem Organismus entzogen, so gerinnt es und trennt sich in der Ruhe in einen lockern rothen Kuchen (Blutkuchen) und in eine helle Flüssigkeit, das Blutwasser (Serum); die Gerinnung selbst beruhet auf dem Uebergange des Fibrins (S. 689) aus dem löslichen Zustande in den unlöslichen, wobei das-

selbe die Blutkörperchen mit sich reißt und einschliesst. Wenn man aber das Blut gleich, nachdem es aus der Ader gelassen, in fortwährender Bewegung erhält (mit einem Stocke peitscht), so fällt das Fibrin in zähen, kompakten weissen Massen heraus und die Blutkörperchen bleiben in dem Serum suspendirt, daher dann das Serum die rothe Farbe des Blutes hat. Aus dieser Flüssigkeit lassen sich die Blutkörperchen weder durch ruhiges Stehen, noch durch Filtriren trennen, wohl aber, wenn man sie mit einer grossen Menge einer concentrirten Lösung von schwefelsaurem Natron vermischt; die rothen Kügelchen bleiben dann beim Filtriren vollständig zurück. So wie man aber zu dem Inhalte des Filters reines Wasser bringt, lösen sich die Blutkörperchen bis auf einen äusserst geringen Rest von Hüllen und kleinen Kernen, welche letztere mit dem geronnenen Fibrin übereinstimmen, auf; die Lösung ist blutroth und enthält nebst dem rothen Farbestoff des Bluts, dem Hämatin (S. 575) eine lösliche Modification des Albumins, das Globulin (S. 688). Erhitzt man die rothe Lösung zum Kochen, und setzt 1 oder ein paar Tropfen Essigsäure hinzu, so coagulirt sie, und das Globulin fällt nebst dem Hämatin in braunrothen Flocken nieder, welche etwa 95 Pc. Globulin und 5 Pc. Hämatin enthalten.

Das Blutwasser oder Serum reagirt deutlich alkalisch von basisch-phosphorsaurem und kohlensaurem Natron und ist im wesentlichen eine wässrige Auflösung von Albumin, Extraktivstoffen und verschiedenen Salzen (besonders phosphorsaurem, kohlensaurem und salzsaurem Natron); seinem Albumingehalte verdankt es die Eigenschaft, beim Erhitzen zu coaguliren. Ausserdem enthält das Serum geringe Mengen von Fett suspendirt; dieses Fett ist ein Gemisch von Cholesterin, Margarin, Elain und Serolin. Das Serolin, welches man durch Ausziehen des getrockneten Serums mit Aether, Abdampfen des Auszugs und Schütteln des Abdampfrückstandes mit kaltem Alkohol (zur Entfernung der übrigen Fette) erhält, ist fest, weiss, nicht krystallinisch, schmilzt bei $+ 35^{\circ}$, löst sich wenig in kaltem Alkohol und wird durch Aetkali nicht verseift.

Aus dem Angeführten ergibt sich von selbst, was der Blutkuchen ist; er stellt ein Gemenge von geronnenem Fibrin und Blutkörperchen, durchtränkt von Serum, dar. Unter gewissen Umständen, namentlich aber in verschiedenen Krankheiten ist die Oberfläche des Blutkuchens bis auf wechselnde Tiefe nicht roth, sondern graulich-oder auch wohl gelblich-weiss; diese nicht rothe Schicht, Speckhaut

oder Entzündungshaut, entsteht dadurch, dass die Gerinnung des Fibrins erst dann erfolgt, wenn sich die Blutkörperchen vermöge ihrer Eigenschwere bereits bis auf eine gewisse Tiefe der Flüssigkeitsstule gesenkt haben, sie ist daher eigentlich nichts als Fibrin, jedoch, wie die damit angestellten Analysen andeuten, ein höheres Oxyd des Proteins.

Das Gerinnen des Blutes kann durch verschiedene chemische Agentien verhindert oder doch wenigstens verlangsamt werden. Vermischt man z. B. frisches Blut mit einer concentrirten Lösung von schwefelsaurem Natron, so bleibt das Fibrin aufgelöst und die Blutkörperchen setzen sich rasch ab. Aehnlich dem Glaubersalz verhalten sich der Salpeter, das Kochsalz, Chlorkalium, essigsäure Kali, der Borax, kohlensäure und ätzende Alkalien.

Alkohol, Mineralsäuren, Metallsalze, Gerbesäure verwandeln das frische Blut in einen dicklichen Brei, und zwar in Folge der Einwirkung dieser Substanzen auf die Proteinsubstanzen des Blutes.

Chlorgas entfärbt das Blut und verwandelt es in einen grünlich-gelben schmierigen Brei. Verschiedene andere Gase verändern die Farbe des Bluts; so färbt Sauerstoffgas und atmosphärische Luft dasselbe heller roth, kohlensaures und schwefeligsaures Gas dagegen dunkler. Es ist diess theils in physikalischen Veränderungen, d. h. Formveränderung der Blutkörperchen, theils auch wohl in chemischer Einwirkung begründet.

Von besonderer Wichtigkeit in physiologischer Beziehung ist der Einfluss des Sauerstoffs auf das Blut und seine Farbe. Bekanntlich theilt man die Blutadern in solche, welche das Blut vom Herzen, dem Centralpunkt der Blutcirculation, ausführen, und in solche, welche es zu dem Herzen zurückführen. Jene heissen Schlagadern, oder Arterien, diese nennt man Blutadern oder Venen. Das Blut der Arterien ist hellroth, das der Venen dunkelroth. Beide Arten Blut enthalten eine gewisse Menge Gas, welches ein Gemisch von Stickstoff, Sauerstoff und Kohlensäure ist. Im arteriellen Blute finden sich etwa 11 Volumproc. Gas, und diese bestehen in 100 Vol. aus etwa 10 Vol. Stickstoff, 25 Vol. Sauerstoff und 65 Vol. Kohlensäure. Im venösen Blute finden sich etwa 7 Volumproc. Gas, und diese bestehen in 100 Vol. aus etwa 15 Vol. Stickstoff, 15 Vol. Sauerstoff und 70 Vol. Kohlensäure. Das arterielle Blut ist demnach sauerstoffreicher als das venöse und dieser Umstand mittelbar oder unmittelbar die alleinige Ursache der Farbenverschiedenheit beider Blutarten. Denn

wird venöses Blut längere Zeit mit Sauerstoffgas geschüttelt, so nimmt dasselbe eine hellrothe Farbe an, und behandelt man das hellrothe Blut auf gleiche Weise mit Kohlensäuregas, so wird es wieder dunkel.

Die Umwandlung des venösen Bluts in arterielles wird in den Lungen durch den Athmungsprocess bewirkt, indem sich die eingeathmete Luft von der Lufröhre aus in die einzelnen Lungenkanälchen vertheilt, durch Diffusion an die daneben verlaufenden Capillargefässe Sauerstoff abgibt und Kohlensäure dafür aufnimmt. Die ausgeathmete Luft hat demgemäss nicht mehr die Zusammensetzung wie die eingeathmete, sie enthält etwa 4 Volumproc. Kohlensäure mehr, etwa 4,5 Volumprocente Sauerstoff weniger, und ist für ihre der Wärme der innern Theile des thierischen Körpers nahe gleiche Temperatur ($+ 37^{\circ}$) mit Wasserdampf gesättigt. Beim Einathmen nimmt das Thier Sauerstoff auf, beim Ausathmen gibt es Kohlensäure und Wasser, d. i. die Oxydations- oder Verbrennungsprodukte von Kohlenstoff und Wasserstoff ab. In chemischer Beziehung gleicht daher der Athmungsprocess einem Verbrennungsprocesse. Dieser Verbrennungsprocess ist aber für den thierischen Organismus höchst wichtig; er ist die Quelle der thierischen Wärme, welche in dem Innern des menschlichen Körpers etwa $+ 37^{\circ}$ beträgt. (S. 105).

Das Blut steht aber nicht bloss mit dem Athmen und der Erzeugung der thierischen Wärme in einem innigen Zusammenhange, sondern auch mit der Ernährung. Wie jeder aufgenommene Stoff, der dem Körper dienlich ist, in dasselbe übergeht, so bildet es auch gleichsam die Mutterlauge, aus welcher alle Ausscheidungen stammen. Vergrössert sich irgend ein thierisches Gebilde, so werden ihm die dazu nöthigen Stoffe vom Blute geliefert, und alle tropfbar- und elastisch-flüssigen Aussonderungen (Harn, Schweiss, ausgeathmete Luft) enthielt das Blut vorher theils in derselben Form, theils in einer andern.

Das quantitative Verhältniss der flüssigen und festen Bestandtheile des normalen Blutes vom Menschen und den Säugethieren ist durchschnittlich folgendes:

Wasser	78,300
Fibrin	0,260
Albumin	6,500

Globulin	}	Blutkörperchen . . .	13,130
Hämatin			
Cholesterin	}	0,300
Margarin			
Serolin			
Elain			0,180
Extraktstoffe			0,350
Alkalisalze			0,800
Erdsalze und Eisenoxyd			0,180
			100,000

Aus dieser Uebersicht geht hervor, dass die organische Substanz des Blutes nicht sehr von der des Proteins abweichen kann. In der That gab auch eingetrocknetes Ochsenblut bei der Elementaranalyse folgende Zahlen:

Kohlenstoff	51,95
Wasserstoff	7,16
Stickstoff	17,17
Sauerstoff	19,30
Asche	4,42
100,00	

Die Asche des Blutes enthält über 50 Pc. Chlornatrium, 20 bis 30 Pc. dreibasisch-phosphorsaures Natron, etwa 15 Pc. kohlen-saures Natron (z. Th. schon als solches im Blute vorhanden), etwa 10 Pc. Eisenoxyd und phosphorsaures Eisenoxyd, 4 — 5 Pc. Chlorkalium, 3 — 4 Pc. schwefelsaures Natron, 3 — 4 Pc. phosphorsaurer Kalk und $\frac{1}{2}$ Pc. phosphorsaure Magnesia.

Bei verschiedenen pathologischen Zuständen finden sich im Blute zuweilen noch folgende Stoffe, jedoch meist nur in sehr geringer Menge: Harnstoff, Harnsäure, Gallensäuren, Gallenfarbstoff, Zucker, Milchsäure, Ammoniak.

2. Speichel.

Die dickliche, schaumige Flüssigkeit, welche von eigenen Drüsen der Mundhöhle abgesondert wird und wesentlich zur Verdauung beiträgt, ist farblos, etwas ins Bläulichweisse spielend, geschmacklos (bei Fleischfressern schärfer und salziger), von 1,004 — 1,006 spec. Gew.,

reagirt schwach alkalisch, trennt sich in der Ruhe in 2 Schichten, von denen die obere aus einer klaren farblosen, schleimigen Flüssigkeit besteht, während die untere eine weisse undurchsichtige Materie im aufgeschlämmten Zustande enthält. Vertheilt man ihn in Wasser, so entsteht ein weisser Niederschlag, der sich beim Umrühren als ein zusammenhängender Schleim, worin viel Knochenerde und Epithelien*) der Mundschleimhaut; die wässrige Auflösung enthält: Speichelstoff, Extraktivstoffe, Chlornatrium, phosphorsaures Natron, Schwefelcyankalium, milchsaures Natron. Das Schwefelcyankalium ertheilt dem Speichel die Eigenschaft, sich durch Eisenoxydsalze blutroth zu färben. Gekochtes Stärkmehl wird, mit Speichel versetzt, bei 30—40° bald in Zucker umgewandelt. 100 Theile menschlicher Speichel enthalten durchschnittlich

Wasser	99,29
Schleim und Epithelien	0,14
Speichelstoff	0,29
Sonstige Extraktivstoffe	0,06
Schwefelcyankalium	0,01
Sonstige Salze	0,21
	<hr/>
	100,00

In der Asche des Speichels findet sich auch schwefels. Natron.

Der Speichelstoff (Ptyalin) wird gewonnen, wenn man den eingetrockneten Speichel mit absolutem Alkohol auszieht, den unlöslichen Rückstand mit ein wenig Essigsäure versetzt, um die alkalische Reaktion abzustumpfen, wieder eintrocknet und mit Alkohol extrahirt. Der so ausgezogene Rückstand besteht aus Schleim nebst Epithelien und dem die Hauptmasse desselben ausmachenden Speichelstoff. Letzterer löst sich in Wasser zu einer klaren schleimigen Flüssigkeit auf, während das Uebrige als eine weisse, trübe, durch Essigsäure und Mineralsäuren gerinnbare, in Alkalien lösliche, viel Knochenerde enthaltende Masse zurückbleibt. Die Lösung des Speichelstoffes bleibt beim Erhitzen klar, wird von Gerbesäure, Quecksilberchlorid, Alkalien, Bleiessig und Mineralsäuren nicht getrübt, was ihn von andern thierischen Stoffen wesentlich unterscheidet. Bei der trocknen Destillation liefert er ammoniakalische Produkte. Die oben

*) Unter Epithelium versteht man die Oberhaut der Schleimhäute und anderer innerer Organe.

erwähnte zuckerbildende Kraft des Speichels gehört dem Speichelstoff an, wesshalb man denselben auch thierische Diastase nennt.

Durch Verdunstung des Speichels im Munde setzt sich an den Zähnen der sogenannte Weinstein ab, welcher aus 79 Pc. Knochenerde und 21 Pc. thierischer Materie besteht.

Speichelsteine sind Concretionen, welche sich in den Speicheldrüsen bilden. Die des Menschen enthalten im Allgemeinen überwiegend phosphors. Kalk, die der kräuterfressenden Säugethiere vorwaltend kohlen sauren Kalk.

3. Bauchspeichel (Pankreatische Flüssigkeit).

Die Flüssigkeit der Bauchspeicheldrüse (Pankreas), welche man früher als ein Analogon des Mundspeichels betrachtete, stimmt vielmehr fast vollständig mit dem Blutwasser überein. Sie ist klar, farblos etwas fadenziehend, hat ein spec. Gew. von 1,008, reagirt alkalisch, wird beim Erhitzen trübe, gibt mit Essigsäure einen weissen Niederschlag, der sich in überschüssiger Säure löst. Auf Stärkekleister wirkt diese Flüssigkeit noch energischer zuckerbildend als der Mundspeichel.

100 Theile Bauchspeichel enthalten :

Wasser	98,64
Extractivstoffe	0,32
Fett	0,03
Salze	1,01
	100,00

Die Salze sind phosphorsaures Natron, Chlornatrium, Chlorkalium, phosphors. Kalk.

4. Magensaft.

Ein klare, farblose Flüssigkeit von sauerlich-salzigem Geschmack, stark saurer Reaktion, eigenthümlichem Geruch, 1,001 — 1,010 spec. Gewicht, wird in der Siedhitze nicht getrübt, verliert aber dadurch seine verdauende Kraft, erleidet durch Kaliumeisencyanür, Alaun, Kupfervitriol, Eisenchlorid, Mineralsäuren keine Trübung; Alkalien geben schwache Trübungen von Kalksalzen, Quecksilberchlorid erzeugt einen Niederschlag, der einen Theil des Verdauungsprincips (Pepsin) enthält; salpetersaures Silberoxyd fällt Chlorsilber nebst

organischer Materie; Bleisalze fällen Chlorblei nebst dem grössern Theil des Pepsins.

100 Theile Magensaft enthalten noch Blondlot:

Wasser	96,71
Sauren phosphors. Kalk	0,60
Chlorcalcium	0,32
Chlornatrium	0,16
Chlorammonium	0,36
Organische Materien (Pepsin etc.)	1,85
	<hr/>
	100,00

Ueber die Ursache der sauren Reaction des Magensafts hat man sich noch nicht einigen können. Meistentheils wird sie von freier Salzsäure abgeleitet; Blondlot erklärt sie aus einem Gehalte an saurem phosphorsaurem Kalk; Andere wollen freie Buttersäure und Milchsäure gefunden haben.

Das Pepsin erhält man, wenn man die Drüsenhaut des Schweinmagens mit Wasser auszieht, die Lösung durch essigsäures Bleioxyd fällt, den Niederschlag mit Schwefelwasserstoff zersetzt, die vom Schwefelblei abfiltrirte Flüssigkeit zum Sirup verdunstet, und denselben mit Alkohol vermischt, wodurch das Pepsin in weissen Flocken niederfällt. Es ist nach dem Trocknen eine gelbliche zähe Masse, riecht eigenthümlich animalisch, schmeckt widerlich, löst sich leicht in Wasser, reagirt neutral. Es besitzt noch in sehr verdünnter Lösung (zu $\frac{1}{40000}$), wenn man dieselbe mit ein wenig Salzsäure versetzt hat, bei 24 — 32° die Eigenschaft; geronnenes Eiweiss, Fibrin und ähnliche Materien nach mehrstündiger Digestion aufzulösen, verliert aber diese Eigenschaft, wenn die Temperatur bis zur Siedhitze steigt, gänzlich. — Während also der Speichelstoff die stickstofffreien, so bringt das Pepsin die stickstoffhaltigen Bestandtheile der Nahrungsmittel in den zur Assimilation geeigneten Zustand.

Magensteine, die sich bei Pferden oft von bedeutender Grösse finden, bestehen wesentlich aus phosphorsaurer Ammoniak-Magnesia,

5. Chylus.

Derjenige Theil des Speisebreis (Chymus), welcher von den Saugadern des Darmkanals aufgenommen und durch die Gekrösedrüsen und den Milchbrustgang dem Blute zugeführt wird — das werdende Blut — ist eine trübe, milchige Flüssigkeit, die aber im

Milchbrustgange schon eine röthliche Farbe besitzt, riecht fast spermatisch, schmeckt unangenehm, ein wenig salzig alkalisch, und gleicht in Consistenz dem Blute. Aus dem Milchbrustgange gelassen, gerinnt der Chylus in kurzer Zeit, während der in den Anfängen der Saugadern enthaltene Chylus diese Eigenschaft noch nicht besitzt. Die trübe Beschaffenheit des Chylus wird durch Fetttheile und kleine amorphe Kügelchen veranlasst. Das Gerinnen des Chylus beruht auf dem sich ausscheidenden Fibrin; er trennt sich dabei in Serum und Kuchen, und letzterer nimmt an der Luft eine rothe Farbe an.

Die Bestandtheile des Chylus sind: Wasser, Albumin, Fibrin, Fett, Extraktivstoffe, Salze, und entsprechen ganz denen des Bluts.



6. Lympe.

In den Lymphgefäßen findet sich eine opalisirende, gelbliche, schwach salzig schmeckende, stark alkalisch reagirende Flüssigkeit, in welcher man unter dem Mikroskope kleine Körperchen erkennt, die wie die Blutkörperchen, aus einer Hülle, einem Kerne und einem diesen umgebenden flüssigen Inhalte bestehen. Aus den Lymphgefäßen entleert, gerinnt die Lympe bald und trennt sich in Serum und Kuchen, ist jedoch nicht so reich an Fibrin als der Chylus; das Serum kommt mit dem Blutwasser überein.

100 Theile menschliche Lympe fand man folgendermassen zusammengesetzt:

Wasser	96,926
Fibrin	0,520
Albumin	0,434
Extraktivstoffe	0,312
Fett	0,264
Salze	1,544
	<hr/>
	100,000



7. Darmsaft.

Die von den Schleimhäuten der Gedärme secernirte Flüssigkeit, ist glasartig durchsichtig, farblos, zähe, reagirt stark alkalisch, zeigt unter dem Mikroskope Zellen und Zellenkerne, löst sich in Wasser nur zum geringen Theile auf; das Filtrat trübt sich nur wenig in der Siedhitze, Essigsäure bewirkt eine im Ueberschuss der Säure

unlösliche Trübung, auch Alkohol, einige Metallsalze und Gerbesäure erzeugen Niederschläge.

Der Darmsaft enthält wesentlich Wasser, Zellsubstanz, Schleimstoff, Extraktivstoff, Fett und Salze. Aehnlich zusammengesetzt ist das Secret der übrigen Schleimhäute, summarisch Thierschleim genannt.

Den Schleimstoff erhält man, wenn man das Secret der Schleimhäute mit starkem Alkohol füllt, und den getrockneten Niederschlag mit Alkohol und Aether behandelt. Er sieht den eiweissartigen Materien sehr ähnlich, löst sich in Wasser und ertheilt demselben eine zähe, klebrige, stark fadenziehende Beschaffenheit; die Solution trübt sich nicht beim Kochen, wird durch Essigsäure permanent gefällt; Salpetersäure, Salzsäure, Schwefelsäure und Phosphorsäure erzeugen Niederschläge, die in Uebermaass der angewandten Säure wieder löslich sind, und in diesen sauren Lösungen erzeugt Kalium-eisencyanür keine Trübung. Die Lösung des Schleimstoffs gibt mit Quecksilberchlorid, Gerbesäure keine, mit Bleizucker eine schwache, mit Bleiessig eine starke Fällung. Beim Verdunsten der Lösung in der Wärme bilden sich rahmähnliche Häute, indem der Schleimstoff in den unlöslichen Zustand übergeht. In 100 Theilen Schleimstoff wurden durch die Elementar-Analyse gefunden: 52,17 C, 7,01 H, 12,64 N und 28,18 O.

Darmsteine stimmen in ihrer Zusammensetzung mit den Magensteinen überein. Häufig finden sich in dem Magen und den Gedärmen der Thiere (besonders der Wiederkäuer) auch Concretionen ganz anderer Art, die den Namen Bezoare führen. Man unterscheidet 1) orientalische Bezoare, vom Bezoarbock und der Gazelle, von mehr oder weniger kugelige Gestalt, grün oder braungelb, harzig, von aromatischem Geruch, bitterm Geschmack, schmelzbar oder unschmelzbar, in Aetzkali löslich. Die schmelzbaren bestehen wesentlich aus einer besondern Säure, Lithofellinsäure = $C_{16}H_{35}O_7 + HO$, welche in farblosen Prismen krystallisirt, bei 205° schmilzt. Die unschmelzbaren Bezoare bestehen aus einer andern eigenthümlichen Säure, Bezoarsäure (Ellagsäure) = $C_{11}H_2O + 3 HO$, welche ein blassgelbes, aus feinen Prismen bestehendes Pulver bildet, nicht schmilzt. 2) Occidentalische Bezoare vom Lama und Schafkameel, sehen den vorigen ähnlich, bestehen aber grösstentheils aus phosphorsaurem Kalk (auch oxalsaurem, kohlen- schwefels. Kalk, phosphorsaurer Ammoniak- Magnesia) und moderartiger Substanz. 3)

Deutsche Bezoare, auch Gemakugeln genannt, kommen von der Gemse und bestehen aus verfilzten Pflanzenfasern und Thierfasern, die mit einem jederartigen Ueberzuge von getrocknetem Schleim versehen sind.

8. Galle.

Das Secret der Leber, welches sich in der Gallenblase ansammelt und während des Verdauungsprocesses in den Zwölffingerdarm ergiesst, wo es, dem Speisebrei zugemischt, höchst wahrscheinlich eine wichtige Rolle bei der Verdauung spielt. Die Galle ist gelblich, grünlich bis bräunlich, etwas trübe, von unangenehmem Geruch, unangenehmem bitterm Geschmack, schäumt beim Schütteln wie Seifenwasser, reagirt im frischen Zustande neutral, nimmt aber durch Stehen sehr bald eine alkalische Reaction an, entmischt sich nach und nach vollständig und verbreitet dabei einen sehr üblen Geruch. Beim Kochen gerinnt die Galle nicht, überzieht sich aber während des Abdampfens mit einer Haut, die nach dem Wegnehmen sich wieder erneuert; zur Trockne gebracht, hinterlässt sie etwa 14 Pc. einer braunen, spröden, harzigen, hygroskopischen Masse. Versetzt man die Galle mit etwas Alkohol, so scheidet sich ein durch Gallenfarbstoff tingirter Schleim ab; die davon abfiltrirte Galle wird, mit Ausnahme der Schweinegalle, durch Essigsäure und andere organische Säuren nicht getrübt. Die vom Schleime befreite Galle setzt aber auf Zusatz von Salz- oder Schwefelsäure eine harzartige Masse ab, die sich in Wasser wieder auflöst. Bleizucker erzeugt in der Galle einen starken Niederschlag, der wesentlich eine Verbindung von Bleioxyd mit einer eigenthümlichen, in feinen weissen Nadeln krystallisirenden, luftbeständigen, süss und etwas bitter schmeckenden, in Wasser schwer löslichen Säure, Cholsäure $= C_{24}H_{48}NO_{11} + HO$, ist; die davon abfiltrirte Flüssigkeit gibt mit Bleiessig abermals einen Niederschlag, in der sich Bleioxyd, Cholsäure und noch eine andere eigenthümliche, aber amorphe, äusserst hygroskopische, sehr bitter schmeckende Säure, Choleinsäure $C_{24}H_{48}NS_2O_{14} + HO$, befinden. Setzt man der Galle ein wenig Zucker und Schwefelsäure hinzu, so färbt sie sich nach und nach purpurviolett.

Die Galle besteht wesentlich aus einer wässrigen Lösung von cholsaurem und choleinsaurem Natron; die übrigen in geringerer Menge vorhandenen Bestandtheile sind: Gallenfarbstoff, Elain, Margarin, Cholesterin, Gallenblasenschleim (übereinstimmend mit dem

Schleime der übrigen Schleimhäute) und verschiedene Salze (vorzüglich Natronsalze). 100 Theile menschliche Galle haben etwa folgende Zusammensetzung:

Wasser	86,46
Cholsaures und choleinsaures Natron	9,18
Cholesterin	0,21
Fett	0,62
Schleim	2,82
Salze	0,71
	<hr/>
	100,00

Wird Galle mit Salzsäure gekocht, so zerfällt die Cholsäure in Leimzucker = $C_4H_7NO_3 + HO$, einen farblosen, krystallinischen, süß schmeckenden, in Wasser leicht löslichen Körper, der zuerst bei der Einwirkung von Mineralsäuren oder Alkalien auf Leim erhalten wurde, und in eine neue Säure, Choloidinsäure = $C_{44}H_{33}O_9$, eine weisse, amorphe, harzige, sehr bitter schmeckende, in Wasser fast unlösliche Masse, welche bei länger fortgesetztem Kochen mit Salzsäure oder auch beim Erhitzen für sich 3 Aeq. Wasser abgibt und eine indifferente, schwerlösliche, harzartige Masse, Dyslysin = $C_{44}H_{36}O_6$ zurücklässt. Bei dem Kochen der Galle mit Salzsäure wird aber auch die schwefelhaltige Choleinsäure gespalten, und zwar in Choloidinsäure und Taurin = $C_4H_7NO_6S_2$, einen farblosen, krystallinischen, kühlend schmeckenden, in Wasser leicht löslichen Körper. Die Endprodukte der Behandlung der Galle mit Salzsäure sind also: Dyslysin, Leimzucker und Taurin.

Behandelt man die Galle mit Alkalien, so spaltet sich die Cholsäure in Leimzucker und in eine andere neue Säure, Cholalsäure = $C_{44}H_{35}O_9 + HO$, welche in farblosen Krystallen anschießt, intensiv bitter, hinterher süßlich schmeckt, sich in Wasser wenig löst, beim Erhitzen für sich unter Wasserverlust erst in Choloidinsäure, dann in Dyslysin übergeht. Die Choleinsäure spaltet sich dabei ebenfalls in Cholalsäure und in Taurin.

Bei der freiwilligen Zersetzung (Fäulniss) der Galle erhält man dieselben Zersetzungsprodukte: Choloidinsäure, Cholalsäure, Taurin und Leimzucker, welcher letztere aber schnell in andere Produkte, unter denen Ammoniak, übergeht. Wird die Fäulniss länger unterhalten, so zerfällt auch das Taurin und zwar in schwefelsaures Natron und schwefeligsäure und unterschwefeligsäure Verbindungen.

Auch flüchtige Säuren werden während dieser Fäulniss gebildet, namentlich Essigsäure und Baldriansäure.

Gallensteine sind Concremente, welche sich zuweilen in der Gallenblase, seltener in der Leber vorfinden, und wesentlich aus Cholesterin bestehen.

9. Milch.

Unter Milch versteht man bekanntlich die von den Brustwarzen weiblicher Individuen beim Menschen und den Säugethieren abge sonderte, weisse, trübe, schwach süss und milde schmeckende, fettreiche Flüssigkeit, welche zunächst zur Nahrung des Neugeborenen bestimmt ist. Sie enthält alle dem Thierkörper nothwendigen organischen und unorganischen Substanzen in hinreichender Menge, um an und für sich bei längerem Genuss das Leben zu erhalten, und bei jüngeren Individuen das Wachsthum zu vermitteln. Die Hauptbestandtheile der Milch sind: Milchzucker, Käsestoff, Butter, phosphorsaure, schwefelsaure, salzsaure und milchsäure Salze des Natrons, Kalis, Kalks, der Magnesia, und Wasser. In 100 Theilen guter Kuhmilch findet man durchschnittlich:

Wasser	86,5
Milchzucker	5,0
Käsestoff	4,0
Butter	4,0
Salze	0,5
	<hr/>
	100,0

Die menschliche Milch enthält weniger Käsestoff aber mehr Milchzucker, schmeckt daher süsser als die Kuhmilch. Diejenige Milch, welche in den ersten Tagen nach der Geburt, vor Eintritt des sogenannten Milchfiebers, von der Mutter abgesondert wird und den Namen Colostrum erhalten hat, ist gelblichweiss, dicklich, sehr süss und enthält die festen Bestandtheile in relativ grösserer Menge als die eigentliche Milch. Die Ziegenmilch enthält noch mehr Milchzucker, als die menschliche. Aeusserst reich an Käsestoff und Butter ist die Hundemilch, nämlich über 12 Pc. von jedem, aber arm an Milchzucker. Der Milchzucker, der Käsestoff grösstentheils und die Salze befinden sich in der Milch aufgelöst, die Butter hingegen ist darin nur vertheilt.

Die frische Milch reagirt schwach alkalisch, mitunter aber auch neutral oder schwach sauer. Ihr spec. Gewicht schwankt zwischen

1,018 und 1,045. Durch Kochen wird sie nicht coagulirt, überzieht sich aber dabei mit einer weissen Haut von verhärtetem Käsestoff, welche weggenommen, sich immer wieder erneuert.

Beobachtet man die Milch unter starker Vergrösserung, so bemerkt man eine klare wasserhelle Flüssigkeit, in welcher unzählige Kügelchen herumschwimmen. Diese Kügelchen haben 0,011'' Durchmesser, und sie sind es, welche der Milch das trübe Ansehen geben; sie bestehen aus einer festen Hülle von verhärtetem Käsestoff, welche die Butter einschliessen. Sie sind leichter als Wasser, überlässt man daher die Milch einige Stunden der Ruhe, so sammelt sich die Kügelchen auf der Oberfläche und bilden den sogenannten Rahm. Aber die unter dem Rahme befindliche Flüssigkeit ist noch immer trübe, obwohl nicht mehr so stark wie früher. Es unterliegt keinem Zweifel, dass durch längere Ruhe sämtliche Kügelchen sich aus der Flüssigkeit erheben und die letztere wasserklar werden würde, wenn in der Milch nicht nach und nach Veränderungen vögingen, welche diese vollständige Abscheidung verhinderten. Steht nämlich die Milch 1 bis mehrere Tage, so verdickt sich die unter dem Rahme befindliche trübe Flüssigkeit, und hält die Kügelchen zurück. Gleichzeitig bemerkt man, wenn man in die dick gewordene Flüssigkeit Lackmuspapier steckt, dass sie jetzt stark sauer reagirt. Was ist nun der Grund dieser Verdickung und Säuerung? Das Sauerwerden beruht auf der Umwandlung eines Theils Milchsücker in Milchsäure (S. 504), unter Einwirkung des Käsestoffes, der hier die Stelle des Ferments vertritt. Die gebildete Säure sättigt das freie Alkali, dadurch wird der Käsestoff, welcher nur vermittelst dieses Alkalis in der Milch aufgelöst ist, seines Auflösungsmittels beraubt, scheidet sich grösstentheils aus und bewirkt das Gerinnen oder Stocken der Milch. Man kann das Sauerwerden und daher auch das Gerinnen der Milch Monate lang verhüten, wenn man sie täglich aufkocht, weil dadurch die Luft, welche auf den Käsestoff zersetzend einwirkt und ihn zu einem Ferment umbildet, ausgetrieben wird. Auch ein Zusatz von freiem Alkali kann auf gewisse Zeit schützen, weil die entstehende Milchsäure von demselben unwirksam gemacht wird. Ja man kann sauer gewordene Milch einigermaßen wieder verbessern, d. h. den Käsestoff auflösen, wenn man etwas kohlen-saures Natron hinzufügt, jedoch nicht zu viel, damit die Milch keinen laugenartigen Geschmack bekommt.

Der auf der sauren Milch befindliche Rahm dient zur Darstel-

lung der Butter. Man nimmt ihn zu diesem Behufe behutsam ab, und setzt ihn in einem Fasse oder einer Trommel einer rüttelnden Bewegung aus, bis sich das Fett zu einem Klumpen vereinigt hat. Durch die anhaltende Bewegung werden nämlich die Kügelchen aneinander gerieben, zerreißen und ihr Inhalt tritt heraus. Die Flüssigkeit, in welcher der Butterklumpen schwimmt, die Buttermilch, enthält den Käsestoff der Hüllen nebst ein wenig Butter suspendirt. Die Butter besteht aber in diesem Zustande nicht bloss aus Fett, sondern enthält noch einige Pc. Käsestoff und 16 — 20 Pc. Wasser. Der Käsestoffgehalt ist es, welcher die Butter beim Stehen ranzig macht, indem er, wie alle Proteinsubstanzen, durch Fäulniss zersetzt wird und freie Säuren erzeugt (s. Proteïn, S. 687), welche der Butter eine sanre Reaction und einen kratzenden (ranzigen) Geschmack ertheilen. Man verhütet das Ranzigwerden durch Zusatz von Kochsalz oder durch Auslassen, in welchem letztern Falle Käse und Wasser sich unten abscheiden. (Ueber die nähern Bestandtheile des Butterfettes siehe Seite 598). Hat die Butter die beliebte gelbe Farbe nicht, so ertheilt man sie ihr häufig künstlich durch Orlean, Curcuma, Möhrensaft, Ringelblumen, was allerdings von keinem Nachtheile für die Gesundheit ist. Dagegen müssen andere fremdartige Beimengungen, um ihr Gewicht zu vermehren, als: zerriebene Kartoffeln, Mehl, Kreide, Gyps, Schwerspath, übermässiger Zusatz von Käse, Salz, Wasser, geradezu als Betrügereien betrachtet werden; schmilzt man damit verfälschte Butter, so scheidet sich alles Fremdartige ab und kann leicht durch Koliren von dem Fette getrennt werden. Ranzig gewordene Butter lässt sich durch wiederholtes Waschen mit Wasser verbessern, indem die freie Säure aufgelöst und entfernt wird. Zur Aufbewahrung der Butter eignen sich nur Gefässe von Holz, Glas, Steinzeug oder Porcellan; Gefässe mit Bleiglasur, sowie von Kupfer, Blei, Zink werden angegriffen und vergiften die Butter; von Metallen ist höchstens das Zinn und Weissblech zulässig.

Wenn man die verdickte saure vom Rahme befreite Milch durch ein Tuch giesst, so bleibt der ausgeschiedene Käsestoff mit den nicht in den Rahm übergegangenen Fettkügelchen auf dem Tuche und eine saure Flüssigkeit, die sauren Molken, läuft durch. In den sauren Molken befinden sich die Salze der Milch, die neu entstandene Milchsäure, der Rest des Milchzuckers, und noch ein kleiner Antheil Käsestoff aufgelöst; man benutzt sie als Viehfutter, zum Putzen

der Metalle etc. Die ausgepresste Käsemasse liefert mit Salz und Kümmel versetzt und in kleine Laibe geformt, den sogenannten magern Käse.

Nicht bloss die Milchsäure, sondern auch alle übrigen Säuren coaguliren die Milch; mehrere derselben, insbesondere Essigsäure und Weinsteinsäure lösen im Ueberschusse zugesetzt das ausgeschiedene Casein wieder auf. Der in frischer Milch durch Säuren erzeugte Niederschlag ist nicht bloss Käsestoff, sondern er enthält in diesem Falle auch alles Fett der Milch, und liefert daher das Material zu dem sogenannten fetten Käse. Hat man bei dieser Operation die Säuren vorsichtig, d. h. nur bis zum Eintritt der Coagulation zugesetzt, so schmeckt die vom Käse ablaufende Flüssigkeit nicht sauer, und heisst dann süsse Molken. Wendet man jedoch nur so viel Säure an, als zur Neutralisation des Alkalis der Milch eben erforderlich ist, so erfolgt keine Ausscheidung, indem der Käsestoff wahrscheinlich durch Vermittlung der Salze aufgelöst bleibt.

Es gibt aber noch eine andere, nicht saure Substanz, welche in hohem Grade die Fähigkeit besitzt, frische Milch zu coaguliren. Es ist diess der vierte oder Lab-Magen des Kalbes, den man zu diesem Behufe auswäscht, trocknet, und vor dem Gebrauche in warmem Wasser einweicht. Die Coagulation erfolgt damit bei einer Wärme von 30—40° in Zeit von ein bis mehreren Stunden, jedoch nicht beim Kochen der Milch; 1 Th. Lab ist im Stande 1800 Theile Milch zu coaguliren. Die Wirkung dieser Haut lässt sich so erklären, dass sie sich gegen den Milchzucker als Ferment verhält, und ihn in Milchsäure umwandelt, welche nun ihrerseits dem aufgelösten Käsestoff das Alkali entzieht. Was sich hierbei abscheidet, ist natürlich *auch* fetter Käse und die überstehende Flüssigkeit süsse Molken. Die Coagulation der frischen Milch zum Behufe der Darstellung des fetten Käses und des Milchzuckers geschieht im Grossen in der Regel mittelst Lab. Der ausgeschiedene Käse wird mit Salz versetzt. In der Schweiz drückt man die Molken nicht vollständig aus, daher ein Theil Milchzucker im Käse bleibt, und beim Liegen des Käses in geistige Gährung übergeht, wobei Kohlensäure entweicht, was die Ursache der vielen Löcher im Schweizerkäse ist. In Holland setzt man mehr Salz hinzu, wodurch die Gährung des Milchzuckers verhütet wird, daher dieser Käse nicht löcherig sondern speckig erscheint. Beim Liegen des Käses wird ein Theil Käsestoff zersetzt und es treten verschiedene flüchtige Säuren, vorzüglich

Daktriansäure und **Buttersäure** auf, welche dem Käse seinen eigenthümlichen piquanten Geruch und Geschmack verleihen. — Durch Abdampfen der süssen Molken erhält man den Milchzucker. (S. 560).

Hinsichtlich der Aufbewahrung der Milch gilt dasselbe, was oben bei der Butter gesagt worden ist. Gefässe von Zink, welche vor einigen Jahren dazu empfohlen wurden, weil die Milch in denselben nicht so leicht sauer wird (was sich leicht erklärt, wenn man berücksichtigt, dass das Zink selbst von organischen Säuren stark angegriffen wird, die auftretende Milchsäure also sogleich an das Zink tritt), müssen unbedenklich verworfen werden.

Die Milch ist vielen Verfälschungen ausgesetzt. Wasserzusatz lässt sich nicht durch das spec. Gewicht, sondern nur durch Vergleichen mit unzweifelhaft normaler Milch entdecken. Gute Kuhmilch muss nach zweistündiger Ruhe in einem schmalen Cylinder eine Rahmschicht abgesetzt haben, welche mindestens $\frac{1}{10}$ der ganzen Flüssigkeitssäule beträgt. Beimengungen von Stärkmehl, Mehl und andern stärkehaltigen Materien werden durch Zusatz von Jodtinctur erkannt. In Frankreich hat man Milch mit Kalbsgehirn verfälscht gefunden; seihet man solche Milch durch ein feines Tuch, so bleibt der grösste Theil des Gehirns zurück.

Schliesslich will ich noch einen für die Haushaltungen nicht unwichtigen Gegenstand besprechen. Bekanntlich läuft die Milch beim Kochen sehr leicht über, und was dabei in das Feuer fällt, verbreitet einen sehr unangenehmen Geruch. Die Ursache dieses Ueberlaufens ist folgende. Sowie die Milch warm wird, bildet sich — abgesehen von dem Rahm — auf der Oberfläche eine dünne Haut von verhärtetem Käsestoff; die darunter befindliche Flüssigkeit nimmt dadurch nach und nach eine höhere Temperatur an, als der Kochpunkt der Milch beträgt, weil nichts entweichen kann; wenn sich aber die Flüssigkeit so stark erhitzt hat, dass die Decke endlich gesprengt wird, so tritt plötzlich eine so grosse Menge von Wasserdämpfen auf, dass dieselben einen Theil der Milch mit sich fortreissen. Dieser Uebelstand lässt sich durch den hier abgebildeten Apparat von Weissblech gänzlich beseitigen.

A und B sind die beiden Theile, in welche er zerlegt werden kann. *a* ist ein Kugelsegment von 6" Durchmesser und 1" Höhe, von dessen Gipfel eine 1" weite und 2" lange Röhre *b* ausgeht. *c* ist eine $3\frac{1}{4}$ " lange Röhre, in welche die Röhre *b* genau einpasst, so dass jene, höher oder tiefer gestellt, die Röhre *b* stets fest umschliesst. An dem obern



Theile der Röhre *c*, 1" vom obern Ende entfernt, befinden sich 4 in's Kreuz gestellte, 1" lange und $\frac{1}{2}$ " weite Abflussröhren, *d* (die vierte ist nicht sichtbar), welche nur sehr wenig geneigt sind, so zwar, dass sie mit der Röhre *c* Winkel von etwa 80° bilden. *e* ist ein an die Röhre *c* gelötheter Bügel von Blech zum Anfassen.

Beim Gebrauche wird die Röhre *c* auf die Röhre *b* gesteckt, der ganze Apparat in die Milch (welche das Kochgeschirr mindestens bis zu $\frac{3}{4}$ seines Raumes anfüllen kann) eingesenkt, dann die Röhre *c*, wenn nöthig, so weit hinuntergeschoben,

dass die Abflussröhren *d* noch 1" hoch von der Oberfläche der Milch entfernt sind und hierauf das Gefäss erhitzt. Der Gang der Operation ist nun folgender.

Sowohl innerhalb wie ausserhalb der Röhre bildet sich auf der Milch eine Haut; die Dämpfe, welche innerhalb des Kugelsegments entstehen, bekommen in gleicher Zeit eine höhere Tension als die ausserhalb desselben entstehenden, weil sie keinen andern Ausweg als durch die Röhre *b c* haben, schieben daher die in dieser Röhre gebildete Haut früher vor sich her aufwärts, als diess mit der äussern Haut geschieht. Schon durch das Hinaufschieben wird jene Haut verletzt, und, wenn sie die Seitenröhren *d* erreicht hat, so sehr ausser Zusammenhang mit der nachfolgenden Flüssigkeit gebracht, dass diese aus den Seitenröhren ungehindert herausströmen kann. Das Ausströmen nimmt sehr rasch zu und erlangt eine solche Heftigkeit, dass durch das Gewicht der herabfallenden Milch die äussere Haut an mehreren Stellen durchreißt, noch bevor die unter dieser Haut befindliche Flüssigkeit überhitzt ist. Nach Eintritt dieses Zeitpunktes kann der Apparat aus der Milch entfernt werden, ohne dass bei fortgesetztem Kochen ein Ueberlaufen stattfindet, denn die Gefahr ist nun beseitigt. Man reinigt ihn dann sogleich mit Wasser, was vermöge seiner Construction keine Schwierigkeit hat.

Ein in den oben angegebenen Dimensionen angefertigter Appa-

rat genügt für eine Quantität Milch bis zu 2 Maass (72 Unzen). Bei grössern Mengen Milch muss er natürlich auch verhältnissmässig grösser seyn.

10. Eier.

Es kommen hier nur die Hühnereier in Betracht, welche am genauesten untersucht sind; doch lässt sich mit Grund annehmen, dass die Eier der übrigen Vögel eine ähnliche Zusammensetzung haben.

Die äussere (kalkige) Hülle, etwa $\frac{1}{10}$ vom Gewichte des Eies betragend, ist mit zahlreichen kleinen, der Luft den Durchgang gestattenden Poren versehen, und besteht wesentlich (zu etwa 90 Pc.) aus kohlensaurem Kalk, einigen Pc. phosphorsaurem Kalk nebst phosphorsaurer Magnesia und einigen Pc. schwefel- und stickstoffhaltiger Materie. Dicht unter der harten Schale befindet sich ein zartes weisses Häutchen, welches nur an dem stumpfern Ende des Eies nicht dicht an der Schale liegt, sondern hier einen mit gewöhnlicher Luft erfüllten Raum lässt. Innerhalb dieses Häutchens liegt in grossen häutigen Zellen das Eiweiss, etwa 61 Pc. vom Gewichte des Eies; auf dieses folgt der innerste Theil des Eies, das von einer eigenen Haut eingeschlossene Eigelb oder der Dotter, etwa 29 Pc. vom Gewichte des Eies. Zwei knotige Schnüre, die Hagelschnüre, verbinden die Dotterhaut mit der äusserst dünnen Haut, welche die Wände der grossen Zellen im Eiweiss bildet. An der Dotterhaut befindet sich eine weissliche Stelle im Dotter, der Hahnentrift oder der erste Keim des jungen Thieres.

Das Eiweiss im Hühnerei ist eine concentrirte Lösung von Albumin in Wasser mit etwas Natron, Krümelzucker, Kochsalz und andern Salzen (besonders phosphorsaurer Kalk); der Wassergehalt beträgt 86—88 Pc., der Aschengehalt des trocknen Eiweiss 6—7 Pc. Wird das Eiweiss in sehr gelinder Wärme zur Trockne gebracht, so löst es sich wieder vollständig in Wasser auf. Beim Kochen gerinnt es und geht in den unlöslichen Zustand über; auf dieser Eigenschaft des Albumins beruht die Anwendung des Eiweiss zum Klären trüber Flüssigkeiten. Erhitzt man nämlich die durch Schlagen mit Eiweiss gemischte zu klärende Flüssigkeit zum Kochen, so gerinnt das in der ganzen Masse gelöste Albumin, schliesst die trü-

benden Theilchen ein und lässt sich mit denselben durch Abschäumen oder Durchsiehen leicht von der nun klaren Flüssigkeit trennen.

Das Eigelb ist eine trübe Flüssigkeit, welche unter dem Mikroskope als eine klare Flüssigkeit, in welcher kleine gelbe Kügelchen herumschwimmen, erscheint; letztere bestehen aus einer Hülle und einem darin befindlichen gelben Oele (Eieröl s. S. 595). Nach Gobley sind 100 Theile Eigelb folgendermassen zusammengesetzt:

Wasser	51,486
Vitellin (S. 688)	15,760
Margarin und Elain	21,304
Cholesterin	0,438
Elainsäure, Margarinsäure u. Phosphoglycerinsäure	8,426
Cerebriastanz	0,300
Salmiak	0,034
Chlornatrium, Chlorkalium u. schwefelsaures Kali	0,277
Phosphorsaurer Kalk und — Magnesia	1,022
Fleischextrakt	0,400
Farbstoff mit Spuren von Eisen und Milchsäure.	0,533
	<hr/>
	100,000

Eine bekannte Thatsache ist, dass gekochte Eier das Silber bräunen oder schwärzen, indem sie auf demselben eine dünne Schicht Schwefelsilber erzeugen. Ungekochtes Eiweiss oder Eigelb macht, so lange es nicht zersetzt (in Fäulniss übergegangen) ist, das Silber nicht schwarz; mithin tritt erst beim Kochen der Eier eine Portion Schwefel aus seiner organischen Verbindung mit dem Proteïn heraus, und erzeugt mit dem freien Natron Schwefelnatrium, welches dann mit dem Silber in Wechselwirkung tritt. In diesem Verhalten scheint zugleich der Schlüssel zur Erklärung der Coagulation des Albumins in der Hitze zu liegen; das Albumin büsst, indem es eine Portion seines Schwefels an das freie Natron abgibt, nicht allein seine ursprüngliche Constitution ein, sondern verliert auch noch dazu sein Lösungsmittel, das Natron.

Die Eier halten sich eine gewisse Zeit unverändert, dann aber faulen sie und verbreiten einen sehr üblen Geruch. Man kann diese Zersetzung ziemlich lange verhüten, wenn man von dem Inhalte der Eier die Luft abhält, was am billigsten dadurch geschieht, dass man sie in sehr dünne Kalkmilch legt; der nach und nach durch den Luftzutritt sich bildende kohlen saure Kalk verstopft die Poren der Eischale.

B. Feste Secrete.

1. Muskeln (Fleisch).

Der Name **Fleisch** bezeichnet im gemeinen Leben die mit einer wässrigen Flüssigkeit durchtränkte Muskelsubstanz der Thiere, umgeben von mehr oder weniger Fett und durchsetzt von Knochen. Die einzelnen Gemengtheile in 100 sind durchschnittlich :

Muskelsubstanz	15
Fett und Zellgewebe	5
Knochen	10
Wasser	70
	100.

Die Muskelsubstanz selbst ist ein Complex von verschiedenartigen Geweben und Flüssigkeiten, deren Basis die thierische Faser oder das Fibrin ist; sie wird von einer grossen Anzahl von Nerven, Blutgefässen, Fett, serösen Häuten etc. durchzogen. Von der Gegenwart der Blutgefässe rührt die rothe Farbe des Fleisches her, denn an und für sich besitzt die Fleischsubstanz eine weisse Farbe.

Beim Eintrocknen verliert das Muskelfleisch gegen 75 Pc. Wasser, so dass also nur 25 Pc. feste Substanz zurückbleiben. Behandelt man frisches Fleisch wiederholt mit Wasser, so lösen sich etwa 6 Pc. feste Substanz auf. Aus dem Rückstande ziehen Aether und Alkohol 2 Pc. Fett aus. Die dann zurückbleibende weisse, geruch- und geschmacklose, im trocknen Zustande zerreibliche Masse ist Fibrin mit sehr wenig Zellgewebe (leimgebender Substanz). Durch Kochen mit Wasser löst sich das Zellgewebe zu Leim auf, das Fibrin bleibt zurück, jedoch nicht völlig unverändert, sondern theilweise zersetzt; eins dieser Zersetzungsprodukte ist löslich, und wird folglich in die Leimlösung mit übergeführt.

Die Fleischflüssigkeit, welche durch Behandeln des Fleisches mit Wasser erhalten worden ist und 6 Pc. lösliche Fleischsubstanz enthält, ist von anhängendem Blute röthlich, reagirt sauer, und gerinnt beim Erhitzen unter Abscheidung von Albumin mit Blutroth (2—3 Pc. vom Gewichte des frischen Fleisches). Die von dem Gerinnsel getrennte Flüssigkeit sieht je nach der Natur des Fleisches farblos oder schwach röthlich, klar oder trübe aus, und hat eine sehr complicirte Zusammensetzung. Dampft man sie zum Sirup ab, und schüttelt diesen mit Alkohol, so löst sich der grössere Theil der festen Materien auf und nach dem Verdunsten des alkoholischen

Auszugs hinterbleibt eine gelbbraune, durchscheinende, an der Luft zerfliessliche Substanz, welche den intensiven Geruch und Geschmack der Fleischbrühe besitzt und daher den Namen *Osmazom*, auch *thierischer Extraktivstoff* erhalten hat. (Aehnliche *osmazomartige Extrakte* liefern das Blut, Gehirn und vielleicht alle thierische Secrete, auch die Pilze). Neuere Untersuchungen, namentlich von *Liebig*, haben über die Natur der *Fleischflüssigkeit* viel Aufklärung verbreitet. *Liebig* wies in dem *Fleischwasser* folgende genau charakterisirte Stoffe nach:

Kreatin = $C_4H_7N_3O_2 + 2HO$, ein indifferenter Körper, krystallisirt in farblosen schiefen Rhomben, schmeckt bitter kratzend, löst sich schwer in kaltem, leicht in heissem Wasser, nicht in kaltem Alkohol und Aether, wird durch Kochen mit Säuren in die folgende Basis verwandelt. Ist am reichlichsten (zu 3 Pc.) im Hühnerfleisch enthalten.

Kreatinin = $C_4H_7N_3O_2$, eine Basis, krystallisirt ebenfalls in farblosen schiefen Rhomben, schmeckt und reagirt so stark laugenhaft wie Ammoniak, löst sich leicht in Wasser, schwerer in Alkohol und Aether.

Inosinsäure = $C_{10}H_8N_2O_{10} + HO$, frei und an Basen (Kali, Kalk und Magnesia) gebunden, ist eine farblose, stark saure Flüssigkeit von angenehmem, fleischbrüheartigem Geschmack, löst sich nur spurweise in Alkohol, gar nicht in Aether.

Ferner enthält das *Fleischwasser*: freie und an Basen (Kali, Kalk und Magnesia) gebundene *Milchsäure* und *Phosphorsäure*, *Chlorkalium*, und noch andere, nicht näher bekannte Substanzen. Die Salze betragen etwa 1 Pc. des frischen Fleisches; die auflöslichen sind vorzugsweise *Kalisalze*, während in den auflöslichen Salzen des Bluts die *Natronsalze* vorherrschen.

Die Bestandtheile des Fleisches variiren natürlich nach den verschiedenen Thieren, dem Alter und der Nahrung derselben. Das *Ochsenfleisch* hat folgende mittlere procentische Zusammensetzung:

Wasser		75,0
In kaltem Wasser löslich	} In der Hitze gerinnendes Albumin	3,0
		Nach der Erhitzung aufgelöst bleibend
In kaltem Wasser unlöslich	} Fibrin	16,4
		Leimgebende Substanz
Fett		2,0
		100,0:

Das vom Fett befreiete, getrocknete Ochsenfleisch zeigt in seiner elementaren Zusammensetzung eine merkwürdige Uebereinstimmung mit dem Blute:

Kohlenstoff	51,89
Wasserstoff	7,59
Stickstoff	17,16
Sauerstoff	19,13
Asche	4,23
	100,00

so dass das Fleisch gleichsam als consolidirtes Blut betrachtet werden kann.

Die Asche des Fleisches besteht in 100 Theilen aus 45,1 dreibasisch-phosphorsaurem Natron, 45,9 Chlorkalium nebst Chlornatrium, 6,8 phosphorsaurem Kalk, phosphorsaurer Magnesia und Eisenoxyd.

Da das Fleisch bei uns seltener roh, sondern meistens in der Hitze zubereitet genossen wird, so dürfte es nicht überflüssig seyn, die wichtigsten Resultate, welche die Wissenschaft darüber gewonnen hat, hier anzuschliessen.

Die Zubereitung des Fleisches geschieht bekanntlich entweder durch Kochen oder durch Braten. Aus dem, was im Vorstehenden über die Zusammensetzung des Fleisches gesagt worden ist, geht hervor, dass dasselbe beim Kochen wesentlich in seiner Zusammensetzung verändert wird, indem je nach der Dauer des Kochens und der Quantität des angewandten Wassers die löslichen Bestandtheile von den unlöslichen getrennt werden. Für die Nahrungsfähigkeit des Fleisches aber versteht es sich von selbst, dass es in demselben Maasse, als es durch die Behandlung von seinen Bestandtheilen verliert, untauglich wird, das Fleisch des lebenden Körpers zu ersetzen.

Beim Kochen des Fleisches wird dasselbe in der Regel mit kaltem Wasser angestellt, dieses alsdann zum Sieden erhitzt und so lange darin erhalten, bis das Fleisch gahr ist. Hierbei entzieht das Wasser dem Fleische anfangs einen Theil seiner löslichen Bestandtheile; dieser Auslaugungsprocess wird aber bald unterbrochen, denn sowie die Hitze auf 60—70° gestiegen ist, gerinnt in den äussern Schichten des Fleisches das gelöste Eiweiss, und hindert nunmehr, indem es die Kanäle verstopft, das Eindringen des Wassers, nicht aber das der Wärme, so dass demnach auch im Innern des Fleisches alles Eiweiss gerinnt. Beim Kochen wirkt ferner das Wasser auch auf die leimgebende Substanzen (Zellgewebe, Knochen, Knorpel)

und zieht aus demselben Leim (thierische Gallerte). Das gekochte Fleisch enthält demnach vorzugsweise das Fibrin, einen Theil des Albumins im geronnenen Zustande, die unlöslichen Salze und den nicht extrahirten Theil der im Wasser löslichen Substanzen. Die Fleischbrühe hingegen ist eine Leimlösung, welche verändertes Fibrin und den extrahirten Theil der löslichen Fleischbestandtheile in mehr oder weniger umgewandeltem Zustande enthält. Wegen der freien Milch- und Inosinsäure reagirt sie stets sauer. Das in Lösung übergegangen gewesene Eiweiss sammelt sich beim Kochen im geronnenen Zustande auf der Oberfläche in grauen Flocken und wird in der Regel abgeschäumt. Vorhandenes Fett bleibt grösstentheils im Zusammenhange mit dem Fleische, ein kleinerer Theil davon schwimmt auf der Fleischbrühe.

Aus dem Angegebenen ersieht man, dass man es in seiner Gewalt hat, die löslichen Bestandtheile des Fleisches mehr in diesem zurückzuhalten oder mehr in die Fleischbrühe übergehen zu lassen. Ersteres wird erreicht, wenn man das Fleisch in bereits siedendes Wasser bringt; letzteres, wenn man das Wasser möglichst langsam zum Kochen bringt. Will man daher Fleisch kochen ohne die Fleischbrühe zu benutzen, so legt man das Fleisch erst dann in das Wasser, wenn es im vollständigen Sieden begriffen ist, unterhält das Sieden einige Minuten lang und schüttet dann so viel kaltes Wasser hinzu, dass die Temperatur auf 70—74° erniedrigt wird, welche man dann noch einige Stunden unterhält. Durch die rasche Gerinnung des Eiweisses hat sich auf der Oberfläche des Fleisches eine Hülle gebildet, welche das Eindringen des Wassers ins Innere verhindert und die löslichen Theile einschliesst. Die von diesem Fleische abgegossene Brühe enthält nur wenig lösliche Materien. — Um aber eine möglichst kräftige Fleischbrühe darzustellen, mischt man fein gehacktes mageres Fleisch mit kaltem Wasser, erhitzt es sehr langsam zum Sieden und presst es nach minutenlangem Aufwallen aus. Nach dem Durchsiehen braucht sie nur gewürzt zu werden. Die zurückbleibenden Fleischstücke sind gänzlich geschmacklos und zur Ernährung untauglich. Diese Fleischbrühe enthält alle löslichen Stoffe der Fleischsubstanz mit Ausnahme des Eiweiss, welches durch die Hitze geronnen ist; die darin befindliche Leimsubstanz bildet nur einen untergeordneten Bestandtheil, nicht, wie man früher glaubte, das hauptsächlich Nährende der Brühe. Bei längerem Kochen nimmt die Fleischbrühe eine dunklere Farbe und einen feinen Bratenge-

schmack an; dampft man sie im Wasserbade ab, so erhält man eine dunkelbraune weiche Masse, von welcher 1 Loth hinreicht, um 1 Pf. Wasser, dem man etwas Kochsalz zugesetzt hat, in eine wohlriechende und starke Fleischbrühe zu verwandeln. 32 Pfund mageres Ochsenfleisch liefern 1 Pfund dieses Extracts.

Beim Braten des Fleisches geht, mit Ausnahme verdampfendem Wassers und einiger riechenden Substanzen, nichts von dem Fleische verloren, da der Saft des Fleisches meist in diesem verbleibt, und da man den ausfliessenden oder das ausgebratene Fett als Sauce zu dem Braten geniessst. Die Einwirkung der Hitze wird beim Braten theils durch das im Fleische befindliche Wasser, theils durch das vorhandene oder zugesetzte Fett vermittelt. Die durch stärkere Hitze ausgetrocknete und braun gewordene Oberfläche verdankt ihre Eigenthümlichkeit und ihren besondern Geschmack nicht genau bekannten Veränderungen.

Die grosse Neigung des Fleisches, in gewöhnlicher Temperatur beim Liegen an der Luft zu faulen, macht es erforderlich, auf Mittel bedacht zu seyn, welche dieser Verderbniss entgegen wirken, denn faules Fleisch entwickelt nicht nur einen unerträglichen Gestank, sondern sein Genuss kann auch für die Gesundheit gefährlich werden; wenigstens ist es eine wohlbekannte Thatsache, dass durch verdorbene Würste etc. zahlreiche Vergiftungen vorgekommen sind. Die Natur der bei dem Faulen des Fleisches erzeugten Giftstoffe oder die Art und Weise der Wirkung des faulen Fleisches sind bis jetzt noch ganz unbekannt; man weiss nur, dass diese gefährlichen Wirkungen sich am entschiedensten bei unmittelbarer Berührung des faulen Stoffes mit dem Blute äussern, daher auch Verwundungen bei der Sektion fauler Leichname höchst bedenklich sind, ja schon tödtlichen Ausgang genommen haben. Man glaubt die Giftigkeit von dergl. Substanzen dadurch erklären zu können, dass man annimmt, sie seyen eine Art Ansteckungsstoff, Contagium, der in dem gesunden Organismus eine ähnliche Umsetzung der Säfte veranlasse, wie die ist, in welcher sich die faule Substanz selbst befindet, wodurch also die Säfte in den Fäulnissprocess mit hineingezogen würden.

Das Fleisch (und auch ebenso andere wasserhaltige Nahrungsmittel, Obst, gekochte Gemüse u. dgl.) kann auf kürzere oder längere Zeit vor der Fäulniss geschützt, d. i. geniessbar erhalten werden, wenn man eine der folgenden Bedingungen erfüllt: Trocknen, Ernie-

rigung der Temperatur, Abhaltung der Luft, Zusatz von Salz, Zusatz von Essig oder aromatischen Substanzen, Räuchern. Die Wichtigkeit des Gegenstandes erfordert, dass wir jede dieser Aufbewahrungsmethoden etwas näher besprechen.

Das Trocknen des Fleisches schützt in so ferne, als es das Wasser entfernt und die gelösten stickstoffhaltigen Materien dadurch vor der Zersetzung bewahrt. Es ist aber schwierig auszuführen, wird daher fast gar nicht ausgeübt; die Fleischstücke müssten in sehr dünne Schaitte gebracht und dann sogleich einer höhern Temperatur ausgesetzt werden, wenn der beabsichtigte Zweck erreicht werden soll; was aber nicht allein sehr mühsam, sondern auch kostspielig ist.

Setzt man das Fleisch einer unter dem Gefrierpunkte des Wassers liegenden Temperatur aus, so erleidet es keine Veränderung. Man macht von dieser Erfahrung auch Gebrauch, indem man das Fleisch in Eischellern aufbewahrt. Bekannt ist, dass der russische Reisende Pallas auf seiner Reise in Sibirien ein Thier der Urzeit, einen Mammuth, am Ausflusse der Lena im Eise wohl erhalten fand.

Wird zubereitetes Fleisch in zugelötheten Blechbüchsen einige Stunden lang in siedendes Wasser gestellt, so verwandelt es den darin befindlichen Sauerstoff in Kohlensäure und hält sich alsdann so lange unverändert, als die Blechbüchse luftdicht schliesst. Es ist diess die sogenannte Appert'sche Aufbewahrungsmethode und besonders wichtig für lange Seereisen. Man hat den Inhalt solcher Büchsen noch nach 12 Jahren ebenso schmackhaft gefunden, wie wenn die Zubereitung erst kurz zuvor stattgefunden hätte. — Hierher gehört auch die Conservirung des Fleisches durch Einschmelzen im Butter oder anderes Fett; durch Uebergiessen mit Gyps, der später mit Oel getränkt wird; durch Einpacken in Kohlenpulver, wodurch zwar die Luft nicht vollständig abgehalten, aber doch ein jedes flüchtige Fäulnisprodukt sogleich eingesaugt wird.

Das Einsalzen (Einpöckeln) ist eine der am meisten gebräuchlichen Methoden zur Conservirung des Fleisches. Bestreut man das Fleisch mit Kochsalz, so bildet sich bald eine Salzlake, welche vom Fleische nicht mehr aufgenommen wird; sie beträgt $\frac{1}{2}$ bis $\frac{1}{3}$ vom Fleischsaft und enthält die Hauptbestandtheile einer concentrirten Fleischbrühe. Es geht daraus hervor, dass gesalzenes Fleisch um die in die Lake übergegangenen Bestandtheile an Nahrungsstoff ver-

liert, und hierdurch erklärt sich die Erscheinung, dass, wenn gesalzenes Fleisch längere Zeit die Hauptnahrung ausmacht, die Gesundheit Störungen erleidet, wie z. B. auf längern Seereisen das Auftreten des Skorbutus unter dem Schiffsvolke.

Das Räuchern ist das allgemeinste und zugleich auch billigste Mittel, das Fleisch vor dem Verderben zu schützen. Die Wirkung des Rauchs hängt hauptsächlich von einem der darin enthaltenen Zersetzungsprodukte des Hölzes, nämlich von dem Kreosot, ab, und die fäulnißwidrige Kraft des Kreosots beruht auf seiner Eigenschaft, das Albumin zu coaguliren. — Häufig verbindet man in den Haushaltungen Salzen und Räuchern mit einander, um dem Rohstoffe einen pikanten Salzgeschmack zu ertheilen, z. B. bei dem Schinken.

Um Fleisch kürzere Zeit aufzubewahren, legt man es in Essig oder zwischen aromatische Substanzen, welche beide als fäulnißwidrige Körper wirken. Bei dem Einlegen in Essig nimmt das Fibrin des Fleisches eine Portion der Säure in chemische Verbindung auf und schwillt an.

2. Knochen.

Die Knochen, das feste Gerüste oder Skelett des Menschen und der Wirbelthiere, sind theils lang und röhrenförmig, theils rund und platt, alle inwendig hohl und häufig mit einer zelligen Fettmasse, dem Marke, angefüllt. Die Höhlung ist bei den langen Knochen zusammenhängend, bei den runden und platten zellenartig abgetheilt, Aussen sind die Knochen mit einer Haut überzogen, und eine ähnliche Haut kleidet die innere Fläche aus. Im Anfange ihrer Entwicklung weich und durchaus knorpelig, werden die Knochen durch Ablagerung bedeutender Mengen von Kalksalzen in ihrer Masse nach und nach hart bis auf wenige Stücke, z. B. der Rippen, Gelenke. In den vollständig ausgebildeten Knochen haben wir demnach im Allgemeinen zwei Materien zu unterscheiden, die organische oder den Knochenknorpel (wegen seiner Eigenschaft, beim Kochen mit Wasser Leim zu erzeugen, auch leimgebende Substanz genannt) und die unorganische oder die Kalksalze (Knochenerde). Die Knochenerde besteht wesentlich aus basisch-phosphorsaurem Kalk = $3 \text{ CaO} + \text{PO}_5$, nebst geringern Antheilen (etwa 10 Pc.) kohlensaurem Kalk, ein paar Procent Fluorcalcium und ein paar Procent basisch-phosphorsaurer Magnesia = $3 \text{ MgO} + \text{PO}_5$;

sie enthält weder schwefelsaure Salze noch Eisen, noch Kali, wohl aber findet man in der Knochenasche ein wenig schwefelsauren Kalk, sahwefelsaures Natron, Chlornatrium, welche von den die Knochen durchziehenden Gefässen herrühren. Das Verhältniss der Bestandtheile der Knochenerde unter sich bleibt sich ziemlich gleich; dagegen ist das zwischen Knochenerde und Knorpel kein feststehendes, sondern es wechselt nach der Art der Knochen, dem Alter, der Gattung und Art des Individuums, und zwar für den Knorpel von 30 — 40 Pc., für die Knochenerde von 70 — 60 Pc. der trocknen Knochen.

Kaltes Wasser löst von den Knochen nichts auf; kocht man sie aber mit Wasser, so erhält man eine Leimlösung, indem sich ein Theil des Knorpels in Leim verwandelt. Der grösste Theil des Knorpels bleibt jedoch wegen der sie durchsetzenden Knochenerde für das Wasser unzugänglich, und nur wenn das Kochen bei erhöhtem Drucke und somit bei einer Temperatur über 100° stattfindet, wird der Knorpel ziemlich vollständig in Leim verwandelt und ausgezogen.

Durch Behandeln der Knochen mit kalter verdünnter Salzsäure löst sich die Knochenerde vollständig auf, während der Knorpel ungelöst zurückbleibt, und zwar in der Form der Knochen als eine weiche, biegsame, durchscheinende, nach dem Trocknen harte und spröde Masse. An kaltes Wasser gibt dieser Knorpel ebenfalls nichts ab, aber beim Kochen damit verwandelt er sich in Leim und löst sich unter Zurücklassung einer geringen Menge Fasern, welche von den Gefässen der Knochen herrühren, auf. Auch die Knochenhülle haben sich dabei in Leim verwandelt. (Von dem Leim wird im folgenden Artikel ausführlicher gehandelt werden).

Erhitzt man die Knochen in verschlossenen Gefässen bis zum Glühen, so liefern sie verschiedene ammoniakalische Produkte (Thieröl, kohlsaures Ammoniak, Gase etc.) und hinterlassen schwarze Massen von der Form der Knochen, welche ein inniges Gemenge von Knochenerde und stickstoffhaltiger Kohle (Thierkohle) sind, und Knochenkohle oder Beinschwarz, auch wohl schwarze gebranntes Elfenbein genannt werden. Beim Glühen dieser kohligten Massen an der Luft verbrennt die Kohle, der Rückstand sieht jetzt mehr oder weniger weiss aus, und stellt nun die Knochenasche dar.

Um einen Ueberblick über die relativen Mengen der einzelnen Bestandtheile einiger Knochenarten zu geben, theilen wir die Analysen von Heintz mit. I. ist der kompakteste Theil vom Schenkel-

Knochen eines Ochsen; II. der feste Theil des Schenkelknochens eines Hammels, III. und IV. der mittlere festere Theil des Oberschenkels einer an Typhus abdominalis gestorbenen Frau (die Knochen-Substanz bei 150° getrocknet).

	I.	II.	III.	IV.
Kalk	37,46	40,00	37,80	37,51
Magnesia	0,97	0,74	0,57	0,56
Phosphorsäure	27,89	29,64	28,27	28,00
Kohlensäure	3,10	3,08	2,60	2,81
Organische Substanz (nebst Fluor)	30,58	26,54	30,47	31,12
	100,00	100,00	100,00	100,00

Wenn man die Kohlensäure an Kalk gebunden annimmt, die Magnesia als $3\text{MgO} + \text{PO}_4$, die übrige Phosphorsäure als $2 \text{CaO} + \text{PO}_4$, so ist die gefundene Zusammensetzung:

	I.	II.	III.	IV.
Phosphorsaurer Kalk	58,30	62,70	60,13	59,67
Kohlensaurer Kalk	7,07	7,00	6,36	6,39
Kalk	1,96	2,17	1,81	1,62
Phosphorsaure Magnesia	2,09	1,59	1,23	1,21
Organ. Substanz (nebst Fluor)	30,58	26,54	30,47	31,11
	100,00	100,00	100,00	100,00

Betrachtet man den überschüssig gefundenen Kalk als Fluorcalcium, so ergibt sich folgende procentische Zusammensetzung des feuerbeständigen Theils der Knochen:

	I.	II.	III.	IV.
Phosphorsaurer Kalk	83,07	84,89	85,62	85,83
Kohlensaurer Kalk	10,07	9,42	9,06	9,19
Fluorcalcium	3,88	4,05	3,57	3,24
Phosphorsaure Magnesia	2,98	2,15	1,75	1,74
	100,00	100,00	100,00	100,00

Die rohen Knochen dienen als Düngemittel, nach Entfernung ihrer mineralischen Substanzen zur Leimbereitung. Die schwarzgebrannten Knochen benutzt man als Knochenkohle zum Klären und Entfärben in Zuckersiedereien etc., zur Stiefelwisch; die weissgebrannten Knochen zur Darstellung der Phosphorsäure, des phosphorsauren Natrons, Phosphors etc.

Die Geweihe der Hirsche, Rehe stimmen in ihrer Zusammensetzung wesentlich mit den Knochen überein.

Die Zähne weichen in ihrer Struktur und Zusammensetzung etwas von den andern Knochen ab. Die innere Substanz der Zähne, das Zahnbein, ist knochig; ihr oberer, aus der Kinnlade frei heraus ragender ist mit einem harten glänzenden Ueberzuge, dem Schmelz oder Email, ihr unterer Theil (die sog. Wurzel) mit einer weichern Masse, dem Zahnkitt überzogen. Diese drei Substanzen zeigten folgende Zusammensetzung:

	Berzelius.		Lassaigne.
	Zahnbein.	Zahnschmelz.	Zahnkitt.
Organische Substanz	28,00	2,0	42,18
Phosphors. Kalk mit Fluorcalcium	64,30	88,5	53,84
Kohlensaurer Kalk	5,30	8,0	3,98
Phosphorsaure Magnesia	1,00	1,5	—
Chlornatrium, Natron	1,40	—	—
	100,00	100,0	100,00

Vom Weinstein der Zähne ist bereits beim Speichel (S. 700) die Rede gewesen.

3. Knorpel und leimgebende Gewebe.

Gleichwie die Knochen verhalten sich auch die knorpeligen Gebilde des Thierkörpers (die Gelenkenden der Knochen, die Knorpel der Nase, des Ohrs, der Luftröhre etc.), die Sehnen, Bänder, die fibrösen und serösen Häute, das Zellgewebe etc. gegen kochendes Wasser; sie lösen sich nach längerem Sieden damit zum Theil oder ganz zu Leim (thierischer Gallerte) auf, bestehen also theilweise oder ganz aus leimgebender Substanz. Da der auf diese Weise erhaltene Leim auch von kaltem Wasser, wenn auch nur in sehr geringer Menge, wieder aufgelöst wird, die erwähnten thierischen Substanzen aber an kaltes Wasser keinen Leim abgeben, sondern erst, wenn man das Wasser kochend einwirken lässt, so folgt daraus, dass jene Substanzen den Leim nicht als solchen enthalten, sondern dass sich derselbe erst durch die Einwirkung des kochenden Wassers auf dieselben erzeugt. Daher nennt man auch jene Materien nicht leimhaltige, sondern leimgebende Gewebe.

Die Untersuchungen von J. Müller haben aber gezeigt, dass nicht alles, was auf diese Weise als Leim erhalten wird, ein und dieselbe Substanz ist; man muss vielmehr zweierlei Arten von Leim

unterscheiden, den Leim im engeren Sinne oder Knochenleim (Glutin) und den Knorpelleim (das Chondrin).

- a. Knochenleim (Glutin). $C_{11}H_{10}N_2O$, = 1950,0. (In 100 Theilen: 50,76 C, 7,15 H, 18,32 N und 23,77 O nebst S. — Der Schwefelgehalt der Hausenblase beträgt 0,64 — 0,72 Pc.; der des gewöhnl. Leims 0,16 — 0,19 Pc.)

Im fast ganz reinen Zustande stellt derselbe die Hausenblase (Schwimmbase verschiedener Hausenarten) dar; ausserdem erhält man ihn aus dem Knochenknorpel nach der Ossification, dem Faserknorpel, dem Zellgewebe, der Haut, den Sehnen und serösen Häuten. Im Grossen bereitet man ihn (mit mehr oder weniger Chondrin vermengt) durch längeres Auskochen von Klauen, Hautabfällen etc. oder von Knochen, welche zuvor durch Kochen mit Wasser von anhängendem Fett und durch kaltes Ausziehen mit verdünnter Salzsäure von der Knochenerde befreit sind — mit Wasser, Koliren, Abdampfen, Zerschneiden der beim Erkalten gebildeten Gallerte in dünne Tafeln und Austrocknen derselben. Um aus diesem Präparate, Tischlerleim, den reinen Leim zu gewinnen, lässt man die Stücke in kaltem Wasser aufquellen, wäscht die Masse so lange mit kaltem Wasser, bis dieses farblos abläuft, löst sie dann in heissem Wasser, filtrirt, fällt das Filtrat mit starkem Alkohol und trocknet den Niederschlag. Die Hausenblase liefert unmittelbar durch Auskochen mit Wasser und Fällen der filtrirten Flüssigkeit mit starkem Alkohol reinen Leim.

Der reine Leim ist farblos, durchsichtig, glasartig, hart, spröde, elastisch, geruch- und geschmacklos, luftbeständig, schwerer als Wasser, erweicht in der Wärme, schmilzt unter Verbreitung eines eigenthümlichen Geruchs und zersetzt sich in höherer Temperatur unter Horngeruch, Entwicklung ammoniakalischer Produkte und Hinterlassung von schwer verbrennlicher Kohle, welche nach längerem Glühen an der Luft etwas phosphorsauren Kalk hinterlässt. Kaltes Wasser schwellt den Leim auf, löst aber nur wenig davon, warmes löst ihn dagegen leicht und diese Auflösung gesteht in der Kälte zu einer Gallerte; ebenso verhalten sich verdünnter Weingeist und verdünnte Säuren; starker Weingeist sowie Aether lösen ihn nicht auf.

Unter den Säuren, unorganischen wie organischen, ist es nur die Gerbesäure, welche den Leim niederschlägt; sie bewirkt selbst in sehr verdünnten Lösungen noch eine starke gelbliche flockige

Fällung von gerbstoffreichem Leim, der bei Ueberschuss des Leimes bereitet und bei 180° getrocknet, aus 46,5 Gerbestoffe und 53,5 Leim, hingegen bei Ueberschuss der Gerbestoffe bereitet aus 57,7 Gerbestoffe und 42,3 Leim besteht. Diese Verbindungen, weder in überschüssigem Leim, noch in überschüssiger Gerbestoffe löslich, stehen in derselben Beziehung zum gewöhnlichen Leder (s. weiter unten), wie der Leim zur leimgebenden Substanz. Chlorwasser schlägt die Leimlösung weißlich flockig nieder. Auch Quecksilberchlorid und Platinchlorid bewirken Fällungen, nicht aber Alaun, Silber-, Kupfer-, Quecksilberoxydul-, Blei-, Eisensalze, sowie Kalium-eisencyanür und Kaliumeisencyanid.

Kalilauge löst den Leim leicht auf, bewirkt aber zugleich Zersetzung, und bei längerem Kochen entwickelt sich Ammoniak. Wenn man so lange gekocht hat, bis kein Ammoniak mehr auftritt, so enthält die rückständige Flüssigkeit zwei neutrale krystallinische Produkte. Das eine, welches die grössere Menge ausmacht, ist der Leimzucker (Glycocoll) = $C_2H_3NO_2 + HO$; derselbe bildet farblose, harte Prismen, schmeckt sehr süß, löst sich leicht in Wasser, etwas schwerer in Alkohol, nicht in Aether, zersetzt sich in höherer Temperatur, wird durch kein Reagens gefällt, löst verschiedene Metalloxyde auf und bildet damit sowie mit Salpetersäure krystallinische Verbindungen. Das andere Produkt, Leucin = $C_6H_{11}NO_2$, bildet farblose, glänzende, fettig anzufühlende Blättchen, ist geschmacklos, schmilzt in der Wärme und sublimirt bei 170° unzer setzt, löst sich erst in 28 Th. Wasser, in 658 Th. Alkohol, nicht in Aether, wird durch kein anderes Reagens als durch salpetersaures Quecksilberoxydul gefällt.

Concentrirte Schwefelsäure liefert mit Leim dieselben Hauptprodukte wie Kalilauge, aber mehr Leucin und weniger Leimzucker.

Im feuchten Zustande sich selbst überlassen, geht der Leim rasch in Fäulniss über.

b. Knorpelleim (Chondrin). $C_{16}H_{13}N_2O_2 = 2412,5$. (In 100 Theilen: 49,93 C, 6,61 H, 14,47 N und 28,99 O nebst S. — Der Schwefelgehalt beträgt 0,65 Pc.)

Diese Leimart ist das lösliche Produkt der Einwirkung des Wassers auf die permanenten Knorpel, die spongiösen Knorpel, die Knochenknorpel vor der Ossification, die Hornhaut des Auges, die nicht ossificirenden Knorpel der Knorpelfische, die Hautknochen des Gür-

tethlers. Sie unterscheidet sich von der andern Art durch folgende Merkmale: Essigsäure gibt einen permanenten, verdünnte Schwefelsäure, Salzsäure, Salpetersäure und Oxalsäure einen im Ueberschuss der Säure löslichen Niederschlag; Alaun erzeugt einen, gleichfalls im Ueberschuss des Reagens löslichen Niederschlag; Quecksilberchlorid gibt nur eine Trübung. Blei-, Eisen-, Kupfer-, Quecksilberoxydul- und Silbersalze bewirken starke Fällungen. In dem übrigen Verhalten, sowie in den physischen Merkmalen stimmt der Knorpelleim mit dem Knochenleime überein. — In gewerblicher Beziehung macht man zwischen beiden Leimarten keinen Unterschied.

Die Anwendung des Leims als Kleb- und Verbindungsmittel ist bekannt. Eine Auflösung des Hausenblasenleims auf Taffet gestrichen, bildet das englische Pflaster. Den sog. Mundleim stellt man aus gewöhnlichem Leim, Zucker und einigen Tropfen eines wohlriechenden Oeles dar. — Früher hielt man auch den Leim für ein ausgezeichnetes Nahrungsmittel, und stellte zu diesem Behufe durch Auskochen von entfetteten Knochen der Wiederkäuer in verschlossenen eisernen Töpfen und Eindampfen der Flüssigkeit sog. Suppen- oder Bouillontafeln dar. Doch hat er sich nicht als solches bewährt; sind dagegen diese Tafeln aus Fleischbrühe bereitet, so erfüllen sie ihren Zweck aufs Beste (s. Fleisch).

Die leimgebenden Gewebe führen uns auf ein wichtiges Gewerbe, die Gerberei, dessen Zweck ist, die thierische Haut, durch Verbindung mit einer andern Substanz, in einen dem Wasser und der Luft widerstehenden (d. h. darin nicht verderbenden), zu verschiedenen Verwendungen hinreichend biegsamen und festen Körper — Leder — zu verwandeln. Je nach den mit der Haut zu verbindenden Substanzen unterscheidet man hauptsächlich vier Arten von Gerberei.

1. Rothgerberei (Lothgerberei) oder Gerberei im engern Sinne. Bei ihr dient als verbindende, die leimgebende Substanz der thierischen Haut unlöslich und der Fäulniss unfähig machende Substanz die Gerbesäure. Die hierzu am häufigsten benutzte gerbesäurehaltige Substanz ist die Eichenrinde (Eichenlohe); ausserdem gebraucht man aber auch noch folgende gerbesäurehaltige vegetabilische Rohstoffe: Eichenholzspäne, Galläpfel, Knopperrn (eine Art Galläpfel, welche an den Fruchtkelchen der Eichen sitzen), Tannerrinde, Kastanienrinde, Weidenrinde, Ahornrinde, Sumach, Catechu, Heidelbeerblätter etc.

Die zum Gerben bestimmten Häute sind Ochsen-, Kuh-, Pferde-, Kalb-, Schaf- und Ziegenhäute. Man unterwirft sie vor dem eigentlichen Gerben erst verschiedenen Operationen, nämlich dem Reinigen, Enthaaren, Schwellen und Färben. Das Reinigen bezweckt die Befreiung der Häute von Fett, Blut, Schmutz und andern anhängenden fremden Stoffen, und geschieht einfach durch Einweichen und Waschen in fliessendem Wasser. Darauf werden sie auf dem Schabebaume mit dem Schabe- oder Streicheisen auf der innern (Fleisch-) Seite abgeschabt. Nun folgt das Enthaaren (womit zugleich das Abschaben der Oberhaut verbunden ist), das entweder durch Lösen der Epidermis mittelst Kalkmilch oder durch beginnende Fäulniss (Schwitzen) der übereinander geschichteten Häute, wobei man die innere Seite durch Einreiben mit Kochsalz oder Holzessig vor der Fäulniss schützt, geschieht. Nach gehöriger Fäulniss werden die Haare mit stumpfen Schabeisen entfernt (abgepökt), das Fleisch auf der innern Seite abgeschoren und der Kalk und Schmutz entfernt. Damit die enthaarten Häute von der Gerbesturelösung durchdrungen werden können, müssen dieselben aufgelockert (geschwellt) werden; diese Operation bezweckt zugleich die vollständige Entfernung des Kalks, und geschieht auf die Weise, dass man die enthaarten Häute in die Schwellbeizte bringt, welche aus sauer gewordenem Lohauszuge oder sauer gewordenem Kleienwasser oder verdünnter Schwefelsäure besteht. In den beiden ersten Flüssigkeiten ist Milchsäure das wirksame Princip. Darauf geht man zum Färben der Häute über, d. h. man bringt sie in eine schwache Brühe von frischer Lohe, bis sie eine bräunliche Farbe angenommen haben, und dann (zur möglichsten Abhaltung der Luft, weil sonst die Gerbesäure in Gallussäure übergeht und unwirksam wird) in viereckige, 8—10 Fuss tiefe, ausgemauerte Gruben (Lohgruben). Das Einlegen der Häute geschieht auf folgende Weise: Man streuet erst eine Schicht zermalnte Eichenrinde oder andere Lohe in die Grube und breitet darauf eine Schicht Häute, mit der Haarseite (Narbenseite) nach unten gekehrt. Nun kommt wieder eine Schicht Lohe, dann eine Haut und so fort, bis die Grube voll ist. Man füllt die Grube mit Wasser, bedeckt sie mit Brettern, nimmt nach 2—3 Monaten die Häute heraus, spült die ihnen anhängende Lohe ab, und bringt sie mit neuer Lohe in die Grube, nur mit dem Unterschiede, dass diessmal die Fleischseite nach unten gerichtet ist. Dieselbe Operation wird nach je einigen Monaten noch zwei- bis dreimal wiederholt, bis die Häute

gahr sind, was man daran erkennt, dass sie auf dem Querschnitte nichts Fleischiges mehr zeigen. Die Häute werden abgespült, gepresst, getrocknet und durch Stampfen und Walzen geebnet; durch das Gerben hat sich ihr Gewicht um $\frac{1}{3}$ vermehrt. Die ausgezogene Lohe wird in Formen gepresst, getrocknet und als Brennmaterial verbraucht. — Da das Gerbeverfahren mit Lohe viel Zeit und Mühe in Anspruch nimmt, so hat man es dadurch abzukürzen gesucht, dass man die geschwefelten Häute, anstatt in Lohe, in eine erst verdünnte und dann möglichst reiche Gerbesäurelösung, oder in einen concentrirten Auszug der Lohe legt; auch hat man, um das Eindringen der Gerbesäure noch mehr zu beschleunigen, mit Erfolg hydrostatischen Druck angewendet. Durch diese Schnellgerberei gelingt es, die stärksten Häute (Ochsenhäute) in 1—1 $\frac{1}{2}$ Monaten, andere Häute noch rascher in Leder umzuwandeln.

Auf vorstehende Weise wird das sog. Sohlleder gefertigt; man wählt dazu fast nur Ochsenhäute, höchst selten Kuhhäute. — Das Schmal- oder Fahlleder wird aus Pferde- und Kuhhäuten, Kalb- und Schaffellen fabricirt. Die Operationen sind dieselben, wie bei der Fabrikation des Sohlleders, nur bedient man sich zum Gerben seltener der Lohe, als vielmehr eines Lohauszugs (der Lohbrühe). Um das Leder geschmeidiger zu machen, schmiert man die lohgahren Häute mit einer Mischung von Talg und Thran ein und walkt sie damit. Felle, die zu Stiefleder bestimmt sind, färbt man vor dem Einfetten durch Ueberstreichen mit einer Lösung von Eisenvitriol oder essigsauerm Eisenoxyd schwarz. — Zum Juftenleder^{*)}, früher vorzüglich in Russland, jetzt auch in andern Ländern bereitet, werden Pferde-, Kuh- und Kalbshäute genommen. Das Gerben geschieht mit einer aus Weidenrinde angefertigten Brühe, die man in einem aus je 2 Häuten (die Narbenseite nach innen gekehrt) zusammengenähten Sack giesst. Die Lohbrühe wird mehrmals erneuert, bis nach 5—6 Wochen die Häute gahr sind, worauf man sie trocknet, zurichtet und auf der Fleischseite mit Birkentheer (S. 622) trinkt. Dem brenzlichen Oele dieses Theers verdankt das Juftenleder seinen eigenthümlichen Geruch; auch wird es dadurch sehr wasserdicht und vor Insektenfrass geschützt. Endlich färbt man das Leder mit einer Abkochung von Sandelholz und Eisenvitriol

*) Von dem russischen Worte *juft* (ein Paar), weil man stets zwei Häute zusammengibt; also nicht Juchten.

schwarz, oder mit einer Abkochung von Sandelholz und Alaun roth. — Zum Saffian (Maroquin)*) dienen Bocks- und Ziegenfelle. Man verfährt wie beim Schmalleder, nur mit mehr Sorgfalt. Das Gerben geschieht in einer Abkochung von Sumach oder Galläpfeln. Die Narbenseite des Leders wird verschieden gefärbt; gelb mit Alaun und Gelbbeeren, grün mit Grünspan und Essig, violett mit Indigo und Cochenille, roth mit Cochenille und Alaun, schwarz mit Eisen- vitriol, Kupfervitriol und kohlensaurem Kali. — Der Corduan**) ist ein ähnliches Fabrikat wie der Saffian. — Der Chagrin (Saghir) wird von den Tataren und Russen aus dem hintern Theilen der Rücken- und Halshaut von Pferden und Eseln dargestellt. Man spannt die enthaarte Haut in einen Rahmen, bestreuet die Narbenseite mit dem schwarzen Samen des *Chenopodium album*, drückt dieselben durch Treten in die Oberfläche der Haut ein, lässt die Haut trocknen und nimmt mit einem Messer die durch das Eindringen der Körner entstandenen Erhöhungen hinweg. Alsdann weicht man in Wasser ein, wodurch die Körner aus der Haut gehen, und auf der einen Fläche kleine Grübchen, auf der andern kleine Erhöhungen zurücklassen. Darauf folgt das Gerben. Durch Kupferfeile und Salmiak ertheilt man dem Chagrin eine meergrüne Farbe.***)

2. Weissgerberei (Alaungerberei). Sie unterscheidet sich von der Rothgerberei dadurch, dass die thierische Haut, statt mit Gerbesäure, mit einer Alaunerde-Verbindung (Chloraluminium) vereinigt wird. Man benutzt dazu meist Kalb-, Schaf-, Lamm- und Ziegenfelle, doch mitunter auch Ochsen-, Kuh- und Pferdhäute. Das Chloraluminium wird durch vereinigt Aufösen von Alaun und Kochsalz erzeugt, wobei schwefelsaures Natron als Nebenprodukt auftritt; wahrscheinlich zersetzt sich dann das Chloraluminium bei Berührung mit der Thierhaut in freie Salzsäure und basisches Chloraluminium, und letzteres vereinigt sich mit der Haut zu Leder. Bei der Weissgerberei unterscheidet man das gewöhnliche, das französische und das ungarische Verfahren. Bei dem erstern zieht man die zubereiteten Felle mehrere Male durch die besagte (aus 3 Th. Alaun, 1 Th.

*) Zuerst in der marokkischen Stadt Saffin oder Asafi bereitet.

**) Nach der spanischen Stadt Cordova benannt.

***) Der Fischchagrin kommt von verschiedenen Arten der Haifische, Rochen etc. Die mit starken Stacheln besetzte Haut dieser Fische spannt man aus und schleift nach dem Trocknen die Stacheln mit Sandsteinen ab.

Kochsals und 25 Th. Wasser bereitete) Auflösung, schlägt sie darauf zusammen und legt sie einige Tage in ein Fass, in welchem sie weissgahr werden. — Bei dem französischen oder Erlanger Verfahren, wodurch besonders Handschuhleder dargestellt wird, präparirt man die Felle erst mit einer Beizze von Hundekoth, dann mit einer Kleienbeizze, und als Gerbflüssigkeit dient eine Auflösung von Alaun, Kochsals und gereinigtem Weinstein, die mit Eiweiss und Baumöl zusammengeschlagen ist. Der Zusatz von Eiweiss und Oel macht die Häute weicher und geschmeidiger. — Bei dem ungarischen Verfahren werden auch Ochsen-, Kuh- und Pferdehäute gegerbt. Das Enthaaren geschieht nicht durch Kalk oder Schwitzen, sondern vermittelst eines Messers, die Häute bleiben 8 Tage in der Alaunbrühe liegen, und werden nach dem Trocknen mit geschmolzenem Talg getränkt.

3. Sämnischgerberei*) (Ölgerberei). Die gerbende Substanz ist Oel, oder vielmehr die Poren der Haut werden mit Oel ausgefüllt. Die Häute (von Wildpret, Schafen, Ziegen, Lämmern) werden nach der Enthaarung etc. mit Thran eingesohmiert, gewalkt, damit das Fett gehörig durchdringt, und dann durch schwache Aschenlauge vom überschüssigen Oele befreit.

4. Pergamentgerberei**). Die Poren der Haut werden mit Kreide ausgefüllt. Die gehörig vorbereiteten Häute (von Kälbern, Schafen, Ziegen, Eseln, Schweinen) werden in einen Rahmen eingespannt, auf der Fleischseite dreimal nach einander mit Hilfe eines Bänsteins mit Kreide eingerieben, dann getrocknet. Das Malerpergament wird mit Leim getränkt und erhält eine Decke von Bleiweiss. — Man macht auch Pergament nach, indem man Leinwand oder Papier einen Grund von Bleiweiss und Leimwasser gibt und diesen mit Oelfirniss überzieht. Das Steinpergament, aus welchem man die künstlichen Schiefertafeln fertigt, besteht aus Pappe, die mit einem Gemenge von feinem Sand, Russ und Leinölfirniss überzogen ist.

4. Nervensystem.

Dieses wichtigste und edelste thierische Gebilde, der eigentliche Sitz des Thierlebens, welches alle Sinneneindrücke und Empfindun-

*) Von franz. *chamois* (Gemse), weil dazu Gemen- oder überhaupt Wildhäute benutzt werden.

***) Von der Stadt *Pergamus*, wo diese Gerberei erfunden seyn soll.

gen vermittelt, begreift das Gehirn, Rückenmark und die Nerven in sich.

Das Gehirn besteht aus einer äussern, grauweissen, weichen Schichte, welche eine weisse, sehr weiche Masse einschliesst; beide Theile sind von Blutgefässen durchwebt. Das des Menschen hat nach Frémy folgende Zusammensetzung:

Wasser	88
Geronnenes Eiweiss und fibrinartiges Gewebe	7
Besondere fette Substanz, worin eine weisse fette Säure (Cerebrinsäure), Cholesterin, eine andere Fettsäure (Oelphosphorsäure), Spuren von Elain, Margarin, Natron, phosphorsaurem Kalk	5
	100

Das Rückenmark, die Fortsetzung des Gehirns, ist von derselben Beschaffenheit wie das Gehirn, aber reicher an Fett und ärmer an Proteinsubstanz, Wasser etc.

Die Nerven, lange, weisse, weiche Fäden, welche durch den ganzen Körper vertheilt sind, bestehen wesentlich aus denselben Stoffen wie das Gehirn, enthalten aber mehr Proteinsubstanz und weniger Fett.

5. Oberhaut und ihre Fortsetzungen.

Die den Thierkörper einschliessende Haut besteht aus 3 Schichten. Die unterste, auch Corium genannt, ist die leimgebende Substanz und liefert beim Gerben das Leder; die mittlere, die Malpighische Netz, ist die Schleimhaut, in ihr verlaufen die Nerven; die oberste, Epidermis, ist empfindungslos und wird durch längeres Kochen mit Wasser nicht aufgelöst (nicht in Leim verwandelt).

Die Oberhaut besteht der Hauptmasse nach aus einer Proteinsubstanz (Hornsubstanz, ein höheres Oxyd des Proteins mit Ammoniak verbunden) nebst etwas Fett und Salzen. Aether zieht das Fett aus, Alkohol und Wasser wirken nicht ein. Conc. Schwefelsäure löst sie unter Zersetzung langsam auf. Salpetersäure färbt sie gelb (Xanthoproteinsäure). Conc. Essigsäure bewirkt gallertartige Aufquellung und Lösung. In Alkalien löst sich die Oberhaut unter Entwicklung von Ammoniak, and beim Sättigen der Lösung mit Essigsäure entweicht, unter Bildung eines Niederschlags, Schwefelwasserstoff.

Die Fortsetzungen und Stellvertreter der Oberhaut, wie die

Haare, Hörner, Hufe, Nägel, Wolle, Klauen, Federn, Fischbein, Schildpatt, auch die abgestossene Oberhaut der Schleimhäute (Epithelium) zeigen ein der Oberhaut ganz ähnliches Verhalten (mit Ausnahme der Haare, welche von Essigsäure nicht angegriffen werden), und, wie die folgende Uebersicht lehrt, auch eine nahe chemische Zusammensetzung:

	Epidermis.	Epithelium.	Haare.	Horn.	Nägel.	Federn.	Wolle.
Kohlenstoff	50,28	51,53	50,85	51,03	51,00	52,457	50,853
Wasserstoff	6,78	7,03	6,36	6,80	6,94	6,958	7,029
Stickstoff	17,21	16,64	17,14	16,24	17,51	17,719	17,710
Sauerstoff	25,01	22,32	20,85	22,51	21,75	22,866	24,808
Schwefel	0,74	2,48	5,00	3,42	2,80		
	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,000	100,000

Der Aschengehalt beträgt im Allgemeinen nicht über 1 Proc.; nur die Vogelfedern hinterlassen 3—6 Pc. Asche, und diese enthält gegen 33 Pc. Kieselerde.

6. Seide, Herbstfäden, Badeschwamm.

Die fadige Materie, in welche die Seidenraupen sich einspinnen, besteht nach Mulder in 100 Th. aus:

	gelbe	weisse
Fibroin	53,87	54,04
Leim	20,60	19,08
Albumin	24,48	25,47
Cerin	1,30	1,11
Farbestoff	0,05	—
Fett und Harz nebst Spuren ei- ner flüchtigen Säure	0,10	0,30
	100,00	100,00

Eine analoge Substanz sind die Herbstfäden, welche Mulder folgendermaassen zusammengesetzt fand:

Fibroin	15,25
Leim	18,04
Albumin	64,00
Cerin und etwas festes Fett	2,71
	100,00

Der Badeschwamm, die zellige löcherige Wohnung von polytypenartigen Meeresthieren, besteht, nachdem er von den anhängen-

genden und eingeschlossenen Muscheln und Steinen durch Klopfen und Behandeln mit Salzsäure möglichst befreit ist, seiner Hauptmasse nach aus demselben Fibroin wie die Seide und die Herbstfäden; das Fibroin ist aber in dem Badeschwamm noch mit Schwefel, Phosphor und Jod chemisch verbunden.

Durch Verkohlen des Badeschwamms erhält man fast die Hälfte seines Gewichts als Rückstand, die Schwammkohle, welche viel kohlen-sauren Kalk und andere Kalksalze nebst etwa 1 P. Jodnatrium und ebenso viel Bromnatrium enthält und gegen Kropf angewendet wird.

Die Schwämme werden, um ihnen ein schöneres Ansehen zu geben, gebleicht. Zu diesem Behufe behandelt man sie erst mit Salzsäure, wäscht sie dann aus, legt sie in reines Wasser und leitet in dasselbe schwefelige Säure. Nach erfolgter Bleichung wäscht man wiederholt mit Wasser aus. Chlor darf nicht angewendet werden, weil es gleichzeitig zerstörend auf die Faser des Schwammes einwirkt.

Zweiter Abschnitt.

Excrete.

A. Flüssige Excrete.

1. Harn.

Der Harn ist die in den Nieren aus dem arteriellen Blute ab-gesonderte, von da in die Harnblase und von dieser aus dem Körper tretende wässrige Flüssigkeit, welche alle in das Blut übergegangenen oder darin erzeugten, nicht mehr assimilirbaren Materien aufgelöst enthält. Diese Materien sind theils Salze, theils indifferente stickstoff-haltige Substanzen, machen höchsten $\frac{1}{10}$ vom ganzen Gewichte des Harns aus, und zeigen nicht nur ihrer Quantität, sondern auch ihrer Qualität nach, je nach den verschiedenen Thierklassen sehr wechselnde Verhältnisse. Den entschiedensten Einfluss auf die Beschaffenheit des Harns übt die Nahrung der Thiere aus, so dass im Allgemeinen der Harn jener Thiere, welche von gleicher Nahrung leben, auch die grösste Aehnlichkeit hat; doch muss auch der Organisation der Thiere ein Einfluss auf seine Beschaffenheit eingeräumt werden. Der Harn der fleischfressenden Thiere ist wesentlich verschieden von dem der

pflanzenfressenden, und der Harn der Amphibien und Vögel wieder verschieden von dem höherer Thierklassen. Der Harn des Menschen kommt in seiner Zusammensetzung im Allgemeinen mit jenem der fleischfressenden Thiere überein, doch ist dabei hervorzuheben, dass er, wenn der Mensch nur von vegetabilischer Nahrung lebt, jenem der Pflanzenfresser ähnlich wird.

Die unorganischen Salze des Harns sind vorzugsweise schwefelsaure Alkalien und alkalische Erden nebst Kochsalz, und fast stets auch phosphorsaure, im Harn der Pflanzenfresser kohlen-saure Salze. Die organischen, stickstoffhaltigen Körper sind: Harnstoff, Harnsäure, Hippursäure, Kreatin, Kreatinin und noch andere nicht genau gekannte sog. Extraktivstoffe. Seinen Geruch verdankt der frische Harn Spuren von flüchtigen, stickstofffreien Säuren. Von dem Harnstoff, der Harnsäure und Hippursäure, diesen dem Harn so eigenthümlichen Materien, wird weiter unten ausführlicher die Rede seyn, nachdem wir den Harn des Menschen und der Thiere näher betrachtet haben.

Harn des Menschen. Er ist am sorgfältigsten studirt worden. Im normalen Zustande erscheint er klar, gelblich, von eigenthümlichem unangenehmem Geruche und schwach salzigem Geschmacke, reagirt deutlich sauer, von freier Phosphorsäure oder sauren phosphorsauren Salzen, hat ein spec. Gew. von 1,005 bis 1,030. Oft trübt er sich beim Erkalten und setzt einen weisslichen bis röthlichen Niederschlag ab, der wesentlich aus Harnsäure oder sauren harnsauren Salzen besteht. Nach längerem Stehen wird er blasser, setzt ein aus Schleim und Epithelien bestehendes Sediment ab, nimmt einen ammoniakalischen Geruch, alkalische Reaction an, bedeckt sich mit einer weissen schleimigen Haut, und bald darauf bilden sich auch am Boden des Gefässes weisse wolkige Massen, welche Krystalle von phosphorsaurer Ammoniak-Magnesia enthalten. Der so weit zersetzte, faule Harn braust mit Säuren, in Folge der Umsetzung des Harnstoffs in kohlen-saures Ammoniak.

Die folgende Zusammensetzung des menschlichen Harns nach Berzelius zeigt die grosse Mannigfaltigkeit der Bestandtheile desselben; in Bezug auf das relative Verhältniss der letztern kann sie jedoch nur ein ohngefähres Bild geben, da dieses Verhältniss so häufigen Schwankungen unterworfen ist.

Wasser	93,300
Harnstoff	3,010
Harnsäure	0,100
Sonstige organische Substanzen (Hippursäure etc.)	1,714
Harnblasenschleim	0,032
Schwefelsaures Kali	0,371
Schwefelsaures Natron	0,316
Phosphorsaures Natron.	0,294
Saures phosphorsaures Ammoniak	0,165
Chlornatrium	0,445
Chlorammonium	0,150
Phosphors. Kalk und — Magnesia	0,100
Kieselsäure	0,003
	<hr/>
	100,000

Durch Krankheit erleidet der Harn oft sehr bemerkenswerthe Veränderungen. In der Harnruhr wird er neutral und zeigt dann statt Harnstoff einen Gehalt von Zucker. Bei Fiebern setzt er kurze Zeit nachdem er gelassen, starke Niederschläge von Harnsäure und harnsauren Salzen ab. Bei Wassersucht enthält er oft Eiweiss und trübt sich dann beim Erhitzen. Bei Gelbsucht enthält er Gallenbestandtheile. Auch kommt er mitunter von alkalischer Reaktion vor, und erscheint dann trübe von ausgeschiedenem phosphorsaurem Kalk.— Oeflers setzen sich schon in der Harnblase Niederschläge ab, und bilden dann den Harngries oder die Harnsteine, letztere oft von bedeutender Grösse. Die meisten dieser Harnsteine bestehen aus Harnsäure und harnsauren Salzen, andere aus phosphors. Kalk und phosphorsaurer Ammoniak-Magnesia, seltener aus oxalsaurem Kalk; manche aus eigenthümlichen gelben Substanzen, Cystin = $C_2H_2NO_2S_2$ und Xanthin = $C_8H_7N_5O_7$.

Viele genossene Substanzen erscheinen im Harne theils unverändert theils verändert wieder. So z. B. treten die Benzoësäure und das Bittermandelöl als Hippursäure, die Gerbesäure als Gallussäure, neutrale pflanzensaure Alkalien als kohlen-saure aus.

Der Harn der fleischfressenden Thiere ist klar, sauer, wird aber bald alkalisch, enthält viel Harnstoff, aber wenig Harnsäure und Extraktivstoffe.

Der Harn der pflanzenfressenden Thiere ist trübe, lehmig gelb gefärbt, riecht unangenehm, reagirt alkalisch; enthält nur wenig Harnstoff, sehr selten Harnsäure, dagegen Hippursäure, koh-

lensaure Alkalien und alkalische Erden in reichlicher Menge. Phosphorsaure Salze fehlen in der Regel gänzlich. — Der Harn der Schweine ist arm an Harnstoff, enthält, je nach der Nahrung kohlen-saure Salze oder nicht.

Wegen der Wichtigkeit des Harns unserer Hausthiere als Dünger, insofern die Mistjauche vorzüglich aus ihm besteht, theilen wir einige Analysen v. Bibra's darüber mit.

	Pferd		Ochs	Schwein
	I	II		
Wasser	88,509	91,284	91,201	98,196
In Wasser lösliche Extraktivstoffe	2,132	1,925	2,428	0,142
In Alkohol lösliche Extraktivstoffe	2,550	1,826	1,421	0,387
In Wasser lösliche Salze . . .	2,340	4,000	2,442	0,909
In Wasser unlösliche Salze . .	1,880			
Harnstoff	1,244	0,836	1,976	0,273
Hippursäure	1,260	0,123	0,555	—
Schleim	0,005	0,006	0,007	0,005
	100,000	100,000	100,000	100,000

Die Asche dieser 4 Harne hatte folgende Zusammensetzung in 100 Theilen:

	Pferd		Ochs	Schwein
	I	II		
Kohlensaures Kali	46,09	40,33	77,28	12,1
„ „ Natron	10,33			
„ „ Kalk	12,50	31,00	1,07	—
„ „ Magnesia	9,46	13,07	6,93	—
Schwefelsaures Kali	13,04	9,02	13,30	—
„ „ Natron	—	—	—	7,0
Chlornatrium	6,94	5,60	0,30	53,1
Phosphors. Natron	—	—	—	19,0
„ „ Kalk, nebst—Magnesia	—	—	—	8,8
Kieselsäure	0,55	0,98	0,35	—
Eisenoxyd	Spur	Spur	Spur	Spur

Der im Pferdeharn sich bildende Bodensatz besteht aus

	I	II	III
Kohlensaurem Kalk	80,9	87,2	87,5
Kohlensaurer Magnesia	12,1	7,5	8,2
Organischer Substanz	7,0	5,3	4,3
	100,0	100,0	100,0

In der Asche des Ochsenharns fanden sich zu andern Zeiten 14,22 — 16,0 Proc. Chlornatrium, das kohlen-saure Alkali war stets beträchtlicher als im Pferdeharn, und dagegen kohlen-saurer Kalk und kohlen-saure Magnesia in geringerer Menge vorhanden.

Der Harn der Vögel ist reich an Harnsäure und harn-sauren Salzen. Harnstoff soll in dem der fleisch-fressenden vorkommen, in dem der pflanzen-fressenden fehlen.

Der Harn der Schildkröten enthält Harnstoff, zuweilen auch Harnsäure, nebst phosphorsäuren, schwefelsäuren und salz-säuren Salzen.

Der Harn der Schlangen besteht grösstentheils aus harn-sauren Alkalien und phosphorsäurem Kalk.

Der Harn von Fröschen enthält Harnstoff, Kochsalz und phosphorsäuren Kalk.

Am Schlusse dieses Artikels über den Harn lasse ich das Wesentlichste über den Harnstoff, die Harnsäure und Hippursäure folgen.

Harnstoff. $C_2H_4N_2O_2 = 750,0$.

(In 100 Theilen: 20,00 C, 6,67 H, 46,67 N und 26,66 O).

a. Entdeckung. Rouelle 1773. Wöhler stellt ihn 1823 zuerst künstlich dar.

b. Vorkommen. Ausser im Harne, als dessen Hauptbestandtheil, ist er auch noch in geringer Menge im Blute und in der Glasflüssigkeit des Auges gefunden worden.

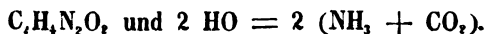
c. Darstellung. Er bildet sich künstlich beim Erwärmen einer Auflösung von cyansaurem Ammoniak $= NH_3O + C_2NO$, welches dabei weder etwas abgibt noch aufnimmt; ist ferner ein Zersetzungsprodukt vieler organischer stickstoffhaltiger Materien (unter andern der Harnsäure).

Man erhält ihn aus dem Harne, wenn man denselben zum Sirup verdunstet, die Masse mit starkem Alkohol extrahirt, den geistigen Auszug stark concentrirt und mit reiner Salpetersäure von 1,2—1,3 (welche keine salpeterige Säure enthalten darf) versetzt. Hierdurch entsteht eine schwerlösliche krystallinische Verbindung des Harnstoffs mit Salpetersäure, die man nach dem Umkrystallisiren wieder in Wasser auflöst, durch Digestion mit kohlen-säurem Baryt zerlegt, worauf das Ganze zur Trockne verdunstet und mit starkem Alkohol behandelt wird, welcher den erzeugten salpetersäuren Baryt ungelöst

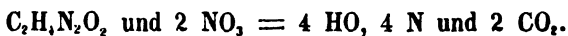
zurück lässt. Aus der geistigen Lösung schießt der Harnstoff beim Verdunsten an.

Bequemer ist die künstliche Darstellung. Man bereitet durch Erhitzen von 8 Th. Kaliumeisencyanür und 3 Th. kohlensaurem Kali geschmolzenes Cyankalium (Seite 246), setzt der noch im Tiegel befindlichen flüssigen Masse 14 Th. Mennige hinzu, wodurch alles Cyankalium in cyansaures Kali, die Mennige zu metallischem Blei reducirt wird, giesst aus, löst die erkaltete Masse in Wasser, filtrirt, setzt zum Filtrate 8 Th. trocknes schwefelsaures Ammoniak, wodurch cyansaures Ammoniak und schwefelsaures Kali entstehen, verdunstet im Wasserbade, scheidet das heraus krystallisirte schwefelsaure Kali ab, bringt die Mutterlauge im Wasserbade zur Trockne und behandelt die trockne Masse mit Alkohol. Das cyansaure Ammoniak hat sich in der Wärme in Harnstoff umgewandelt, der nun vom Alkohol mit Hinterlassung des schwefelsauren Kalis aufgenommen wird. Die geistige Lösung wird verdunstet.

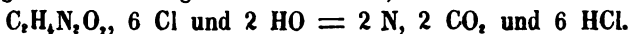
d. Eigenschaften. Der Harnstoff krystallisirt in farblosen vierseitigen Säulen und Blättern, ist geruchlos, schmeckt kühlend stechend, bitterlich, ist luftbeständig, schmilzt bei einer den Kochpunkt des Wassers etwas übersteigenden Temperatur, zersetzt sich in höherer Temperatur unter Aufblähen und Verbreitung eines Ammoniakgeruchs in verschiedene Produkte (worunter Cyansäure und Cyanursäure), wird dann trocken und verflüchtigt sich endlich ohne Rückstand. Er löst sich in gleichen Theilen kalten und in jeder Menge siedenden Wassers, in 5 Theilen kalten und in 2 Theilen siedenden Alkohols von 80%, aber nur spurweise in Aether und ätherischen Oelen; die Auflösungen reagiren neutral und fühlen sich schlüpfrig an. Die wässrige Lösung zersetzt sich bei längerem Stehen, schneller beim Kochen, und der Harnstoff verwandelt sich dabei durch Aufnahme von Wasser in kohlensaures Ammoniak:



Dieselbe Zersetzung des Harnstoffs erfolgt durch Einwirkung von starken Säuren und Alkalihydraten. Mit salpeteriger Säure zusammengebracht zerfällt er sogleich in Wasser, Stickstoff und Kohlensäure:



Wässriges Chlor zerlegt ihn in Stickstoff, Kohlensäure und Salzsäure.



e. Verbindungen. Der Harnstoff verbindet sich mit Säuren

und Salzen in bestimmten Verhältnissen, und diese Verbindungen sind meistens krystallinisch. Der salpetersaure Harnstoff hat die Formel $C_2H_4N_2O_2 + NO_2 + HO$.

f. Anwendung. In der Medicin.

Harnsäure. $C_2H_4N_2O_2 + HO = 1050,0$.

(In 100 Theilen: 35,71 C, 1,19 H, 33,33 N, 19,05 O u. 10,72 HO).

a. Entdeckung. Scheele 1776.

b. Vorkommen. Im Harne des Menschen und der fleischfressenden Säugethiere, im Harne noch saugender Kälber, in Harnsteinen und Harnsedimenten, im Harn der Vögel (daher auch im Guano), in den Excrementen der Amphibien (besonders der Schlangen), der Schmetterlinge, vieler Käfer und Raupen, sowie einiger Schnecken.

c. Darstellung. Man bereitet sie entweder aus Harnsteinen oder aus dem Bodensatze des Harns oder noch vortheilhafter aus dem Gemenge von Harnsäure und harnsaurem Ammoniak, welches grosse Schlangen entleeren. Diese Massen behandelt man erst mit kochendem Alkohol, dann mit kaltem Wasser, dann mit Salzsäure, löst den Rückstand in heisser Kalilauge, filtrirt heiss, und zerlegt das in der Kälte herauskrystallisirte harnsaure Kali mit Salzsäure.

d. Eigenschaften. Die Harnsäure bildet weisse, zarte, luftbeständige, geruch- und geschmacklose Blättchen, löst sich erst in 14000 Th. kaltem, in 1800 Th. heissem Wasser, nicht besser in verdünnten Säuren, gar nicht in Alkohol und Aether; die heiss gesättigte wässrige Lösung reagirt schwach sauer. Conc. Schwefelsäure löst dieselbe leicht und unzersetzt auf, und Wasser fällt sie wieder daraus. In kohlen-sauren, borsaurigen, phosphorsaurigen, milchsaurigen und essigsaurigen Alkalien ist sie ebenfalls ziemlich leicht löslich. In der Hitze schmilzt sie und durch trockne Destillation zerfällt sie in Harnstoff, Cyanursäure, Blausäure, kohlen-saures Ammoniak, ölige Produkte und Kohle. Conc. Salpetersäure löst die Harnsäure unter Zersetzung mit gelber Farbe, es entweicht Stickstoff und Kohlensäure, und in der Flüssigkeit sind zahlreiche Produkte enthalten. Wird die salpetersaure Lösung zur Trockne verdunstet, so bleibt ein schmutzigröthlicher Rückstand, der beim Befeuchten mit Ammoniak prachtvoll purpurroth wird. Dieser rothe Körper, Murexid $= C_2H_4N_2O_2$, bildet im reinen Zustande grüngoldglänzende Blättchen. Befeuchtet man die rothe Masse mit Aetzkali, so färbt sie

sich schön purpurblau. Mit Hilfe dieser Reaction ist man im Stande, die leisesten Spuren von Harnsäure zu erkennen.

e. Verbindungen. Die Harnsäure hat grosse Neigung, saure Salze zu bilden. Dieselben lösen sich meistens schwer in Wasser, selbst die der Alkalien. In Harnsteinen und Harnsedimenten findet sich nicht selten ein Gemenge mehrerer harnsauren Salze, häufig mit freier Harnsäure.

Hippursäure (Harnbenzoësäure). $C_{11}H_9NO_4 + HO = 2187,5$.
(In 100 Theilen: 66,33 C, 4,47 H, 7,82 N, 22,35 O u. 5,03 HO).

a. Entdeckung. Fourcroy und Vauquelin 1799; man hielt sie aber für Benzoesäure, bis Liebig 1830 ihre Eigenthümlichkeit erkannte.

b. Vorkommen. Besonders im Harne der Pferde und vieler anderer grasfressenden Säugethiere, wo sie die Harnsäure zu vertreten scheint. Neben Harnsäure im Harne des Menschen, auch hat man sie im Harne der *Testudo graeca* gefunden.

c. Darstellung. Frischer Pferde- oder Kuhharn wird mit Kalkmilch versetzt, einige Minuten lang gekocht, kolirt, die klare Flüssigkeit rasch auf $\frac{1}{2}$ ihres Volums eingekocht und mit Salzsäure übersättigt. Die ausgeschiedene Hippursäure sammelt man auf einem Tuche, presst aus, kocht abermals mit Kalkmilch, colirt, füllt mit Salzsäure, löst die krystallinische Ausscheidung in heissem Wasser, entfärbt mit Thierkohle, filtrirt und lässt krystallisiren.

d. Eigenschaften. Sie krystallisirt in langen, milchweissen, helldurchsichtigen, dünnen rhombischen Prismen, ist geruchlos, schmeckt schwach säuerlich, hinterher etwas kratzend, schmilzt in der Hitze, zersetzt sich in höherer Temperatur, entbindet Benzoesäure, benzoesaures Ammoniak, Blausäure etc. und hinterlässt Kohle. Sie löst sich in 400 Theilen kaltem Wasser, leicht in kochendem Wasser, sowie in Weingeist, schwerer in Aether; die Lösungen reagiren sauer. Mit Kalkhydrat erhitzt liefert sie Ammoniak und ein farbloses leichtes, aromatisches Oel, Benzin (Benzol) = C_6H_6 ; im Rückstande bleibt kohlenaurer Kalk. Kocht man die Hippursäure mit Mineralsäuren, so zerfällt sie in Benzoësäure und Leimzucker. Durch Erhitzen mit Schwefelsäure und Braunstein liefert sie Benzoësäure, Kohlensäure und Ammoniak. (Umgekehrt kann man die Benzoësäure mit Hilfe des thierischen Organismus in Hippursäure um-

wandeln; nimmt man nämlich Benzoesäure ein, so enthält der nach einiger Zeit gelaßene Harn Hippursäure.)

e. Verbindungen. Die hippursäuren Salze haben die meiste Aehnlichkeit mit den benzoësauren Salzen.

2. Nasenschleim.

Den normalen Ausfluss der Nase fand Berzelius folgendermassen zusammengesetzt:

Wasser	933,7
Thierschleim	53,3
Chlorkalium und Chlornatrium	5,6
Milchsaures Natron	3,0
Freies Natron	0,9
Albumin nebst Spuren von phosphors. Natron	3,5
	1000,0

Der Ausfluss der Nase beim Schnupfen ist eine seröse Flüssigkeit mit bedeutendem Salzgehalt und nur wenig Schleimgehalt.

Die Nasensteine, steinige Verhärtungen in der Nase, haben eine ähnliche Zusammensetzung wie die Knochenerde, enthalten jedoch auch mitunter über 20 Pc. thierische Materie.

3. Schweiß.

Diese flüssige Ausdünstungsmaterie der Haut ist eine wässrige Auflösung verschiedener organischer Stoffe und Salze, welche zusammen $\frac{1}{2}$ bis $1\frac{1}{2}$ Pc. vom Gewichte des Schweißes betragen. Die Salze sind: Chlornatrium, essigsaures Ammoniak, schwefelsaures und phosphorsaures Natron, Spuren von phosphorsauerm Kalk, milchsäure Salze und Eisenoxyd. Der Schweiß reagirt von freier Essigsäure und Milchsäure sauer; sein Geruch rührt von Buttersäure und ähnlichen fetten Säuren her.

In Krankheiten erleidet der Schweiß mannichfache Veränderungen, nimmt dabei auch mitunter alkalische Reaction an.

4. Thränenflüssigkeit.

Sie enthält etwa 4 Pc. feste Bestandtheile, und diese sind: Chlornatrium, Chlorammonium, Thierschleim, nebst Spuren von phosphorsauerm Kalk und phosphorsauerm Natron. Lackmuspapier wird davon geröthet.

Die Thränensteine, welche sich in der Thränen-drüse finden, sind äusserst selten und nur einmal untersucht worden. Man fand phosphorsauren Kalk und thierischen Schleim.

B. Feste Excrete.

Excremente.

Hierunter versteht man die natürlichen Ausleerungen des thierischen Organismus durch den After. Während die Respirationsgase, der Harn, der Nasenschleim, der Schweiß, die Thränenflüssigkeit das Verbrauchte aus dem Körper schaffen, enthalten die Excremente im Wesentlichen diejenigen Bestandtheile der Nahrungsmittel, welche nicht in die Blutcirculation, und zwar deshalb nicht, übergegangen sind, weil sie entweder an und für sich nicht assimilirt werden können, oder weil eine grössere Quantität davon in den Magen gelangte, als der Organismus zur Zeit sich anzueignen im Stande war. In letzterm Falle finden sich also in den Excrementen auch Stoffe, welche an und für sich verdaulich sind. Ausserdem enthalten die Excremente auch Stoffe, welche beim Verdauungsprocesse hinzugetreten und nicht wieder aufgesaugt sind, namentlich Gallenbestandtheile und Darmschleim.

Erwägt man nun, dass die Hauptmasse der Excremente, die unbrauchbaren und nicht verbrauchten Speiserückstände, nach Art und Menge ganz abhängig seyn muss von der Art und Menge der genossenen Nahrung, und ferner von dem Verdauungsvermögen des Individuums, so wird man hieraus schon auf die höchst veränderliche Zusammensetzung der Excremente schliessen können. Diese Veränderlichkeit steigert sich aber noch dadurch, dass die Excremente schon beim Durchgange durch die Gedärme in einem beständigen Zersetzungsprocesse begriffen sind, bei welchem öfters verschiedene Gasarten (Ammoniak, Kohlensäure, Kohlenwasserstoff, Schwefelwasserstoff, Wasserstoff, Stickgas etc.) auftreten, und dass somit ihre Beschaffenheit auch von dem raschen oder langsamen Verlaufe dieser Processe und von der Dauer des Aufenthalts in den Gedärmen bedingt ist.

Um indessen doch einen Anhaltspunkt zu verschaffen, theilen wir einige Analysen von Excrementen mit, da es in Bezug auf die

Wichtigkeit der Excremente als Grundlage der Düngerlehre durchaus nothwendig ist zu wissen, welche Bestandtheile man darin gefunden hat, und in welchem ohngefährem quantitativem Verhältniss dieselben in verschiedenen Excrementen vorkommen.

Was die Menge der Excremente betrifft, welche der Körper nach dem Genusse einer gewissen Quantität Nahrung entleert, so beträgt dieselbe weit weniger als das, was durch den Harn, die Athmung und Hautausdünstung aus dem Körper entfernt wird. Bei einem Menschen z. B. betrug der Koth nur $\frac{1}{11}$ bis $\frac{1}{12}$ der genossenen Speisen, der Harn $\frac{7}{10}$ bis $\frac{1}{2}$, also das durch Athmung und Ausdünstung Entfernte $\frac{1}{2}$ bis $\frac{1}{3}$.

Excremente des Menschen. Im normalen Zustande zeigen sie alkalische Reaction. Sie enthalten weit mehr Stickstoff, als die der Thiere, denn der Mensch isst nicht bloss aus Bedürfniss, sondern auch aus Genuss, nimmt also mehr Stickstoff auf, als sein Körper assimiliren kann. Berzelius fand sie nach dem Genusse von Brot und Fleisch folgendermaassen zusammengesetzt:

Wasser			75,3
In Wasser löslich	$\left\{ \begin{array}{l} \text{Galle} \\ \text{Eiweiss} \\ \text{besond. Extraktivstoff} \\ \text{Salze} \end{array} \right.$	0,9	5,7
		0,9	
		2,7	
		1,2	
Extrahirter, unlöslicher Rückstand von den Speisen			7,0
Im Darmkanal hinzugekommene unlösliche Stoffe: Schleim, Zersetzungsprodukte der Galle, Fett, unbekannte Thierstoffe			14,0
			<u>100,0</u>

Der Aschengehalt der frischen Excremente beträgt 1 bis 4 Pc. I. ist eine Asche, welche von 100 Th. frischer E. 1,08 Th., II. ist eine Asche, welche von 100 Th. frischer E. 3,75 Th. betrug, beide von Berzelius analysirt. III. ist die Analyse einer Asche von Enderlin.

	I.	II.	III.
Chlornatrium	25,81	1,367	—
Schwefelsaures Natron	12,90		6,06
Kohlensaures Natron	22,58	—	6,06
Phosphorsaures Natron	—	2,633	—
Schwefelsaurer Kalk	—	4,580	—

Phosphorsaure Magnesia	12,90	80,372	75,76		
Phosphorsaurer Kalk	25,81				
Phosphorsaures Eisenoxyd	—			2,092	—
Kieselsäure	—			7,940	12,12
	100,00	98,932	100,00		

Excremente von Thieren. Analysen von Girardin.

	Kuh.	Pferd.	Schaf.
Wasser	79,724	78,36	68,71
Organische Stoffe in Wasser löslich	5,340	4,34	4,10
Organische Stoffe in Alkohol löslich	2,000	2,60	2,80
Holzfaser	8,706	12,16	16,26
Salze (phosphors. Kalk und — Magnesia, Chlornatrium, kohlens. Kalk, Kieselsäure und kiesels. Kali)	4,230	2,54	8,13
	100,000	100,00	100,00

Analysen von Rogers.

	Schwein.	Kuh.	Schaf.	Pferd.
Wasser in 100 Th. frischer Excremente	77,13	82,45	56,47	77,25
Aschengehalt von 100 Th. Excr. (bei 100° getrocknet)	37,17	15,23	13,49	13,36
100 Th. Asche enthalten in Wasser Lösliches	9,65	5,84	17,29	3,16
„ „ „ „ Salzsäure „	18,70	32,21	—	22,59
„ „ „ „ Salpetersäure „	—	—	34,54	—
„ „ „ „ Unlösliches	71,65	61,95	48,17	74,25

Procentische Zusammensetzung der ganzen Asche

Kali	3,60	2,91	8,32	11,30
Natron	3,44	0,98	3,28	1,98
Kalk	2,03	5,71	18,15	4,63
Magnesia	2,24	11,47	5,45	3,84
Manganoxyduloxyd	—	—	Spur	2,13
Chlornatrium	0,89	0,23	0,14	0,03
Phosphorsaures Eisenoxyd	10,55	8,93	3,98	2,73
Phosphorsäure	0,41	4,76	7,52	8,93
Schwefelsäure	0,90	1,77	2,69	1,83
Kohlensäure	0,60	—	Spur	—
Chlor	—	—	—	—
Kieselsäure	13,19	62,54	50,11	62,40
Sand	64,37			
Eisen und Verlust	—	—	—	—

Vohl untersuchte den Hundskoth und fand in 100 Theilen (bei 100° getrocknet): 43,05 Kalk, 0,36 Kali, 0,44 Natron, 0,09 Magnesia, 34,46 Phosphorsäure, 7,46 Kohlensäure, 14,15 organische Stoffe, von denen 4,86 in Wasser löslich waren. Hiernach ist der Hundskoth wesentlich phosphorsaurer Kalk, kohlenaurer Kalk und organische Materie.

Die Excremente der Vögel und Amphibien werden mit dem Harne zugleich entleert, der Koth dieser Thiere ist daher ein Gemenge beider; von ihren Bestandtheilen ist bereits beim Harne die Rede gewesen.

Unter dem Namen Guano kommt seit mehreren Jahren ein vortreffliches Düngmittel im Handel vor, welches in Südamerika, Afrika und auf verschiedenen Inseln in beträchtlichen Massen gefunden wird und aus den Excrementen von Vögeln, besonders Pelikanen, welche sich dort in ungeheurer Menge aufhalten, besteht. Er ist eine wie Lehm aussehende, röthliche, bräunliche, gelbe oder weisse Masse von unangenehm stechendem Geruche und salzigem Geschmacke, löst sich etwa zur Hälfte in Wasser, und enthält vorzüglich harnsaurer, oxalsaurer und phosphorsaurer Ammoniak, phosphorsäure, oxalsäure und schwefelsäure Salze des Kalks, Kalis, Natrons und der Magnesia, Chlormetalle, humusartige und thonige Materien. Die darin befindliche Oxalsäure ist ohne Zweifel ein Zersetzungsprodukt der Harnsäure.

Zusammensetzung einiger Guano-Sorten:

	Gelber (Völckel)	Braungelber (Oellacher)	Braunrother (Bertels)
Salmiak	4,2	2,25	6,50
Oxalsaurer Ammoniak	10,6	17,73	13,35
Harnsaurer Ammoniak	9,0	12,20	3,24
Phosphorsaurer Ammoniak	6,0	6,90	6,25
Wachsähnlicher Stoff	—	0,75	0,60
Schwefelsaurer Kali	5,5	4,00	4,23
„ Natron	3,8	4,92	1,20
Phosphorsaurer Natron	—	—	5,29
Phosphors. Ammon. Magnesia	2,6	11,63	4,19
Phosphorsaurer Kalk	14,3	20,16	9,94
Oxalsaurer Kalk	7,0	1,30	16,36
Kochsalz	—	0,40	0,10
Alaunerde	—	—	0,10

	Gelber (Völckel)	Braungelber (Oellacher)	Braunrother (Bertels)
Humuss. Ammon.	—	1,06	—
Kohlensaurer Kalk	—	1,65	—
„ Ammon.	—	0,80	22,72
Unbestimmte organische Stoffe } . 32,3		8,26	
Wasser		4,31	
Sand	4,7	1,68	5,80
	100,00	100,00	99,87

Register.

	Seite	Seite
A.		
Abdampfen	49	Aequivalente 19
Abdunsten	49	Aesculin 566
Abgiessen	49	Aethal 598
Abkochen	49	Aethalsäure 598
Abknistern	49	Aetherarten 678
Abkühlen	49	„ zusammengesetzte . 681
Ablöschen	49	Aetherinchlorid 682
Abrauchen	49	Aetherische Oele 626
Abschäumen	49	Aetherschwefelsäure 678
Abschwefeln	49	Aetherweingeist 680
Absieden	49	Aethiops antimonialis 404
Absinthiin	563	„ martialis 335
Absorption	50	„ mineralis 404
Absprengeu	50	Aethylalkohol 649
Absterben	50	Aethylchlorid 682
Absud	49	Aethyloxyd 678
Abtreiben	50	Aethyloxyhydrat 649
Abziehen	50	Aetiologie 51
Aceton	513	Aetskali 231
Acidimetrie	50	Aetskalilauge 232
Aconitin	537	Aetzstein 232
Aconitsäure	509	Aetznatron 253
Acrolein	590. 602	Affiniren 51
Adipocire	610	Affinität 12
Aeolipil	50	Aggregatzustände 7
Aepfelsäure	503	Agitakel 51
Aepfelsaurer Kalk	504	Agtstein 612
„ Eisenoxyduloxyd	504	Ahornzucker 555
Aepfelwein	663	Alaun 300
		„ gebrannter 301

	Seite		Seite
Alaunerde	298	Ammonium	264
Alaunerberei	729	Ammoniumchlorid	269
Alaunstein	300	Ammoniumoxyd	264
Albumin	687	Ammoniumsälze	271
Alchemie	4	Ammoniumsulphid	270
Algarothpulver	443	Ammoniumsulphidhydrat	270
Alizarin	572	Amorph	9
Alkali, flüchtiges	115	Amphide	39
Alkalien, reine	34	Amphidsalze	39
Alkalimeter	51	Amphigene	39
Alkalische Erden	34	Amphoter	52
Alkaloide	35	Amygdalin	629
Alkannaroth	569	Amyläther	638. 683
Alkohol	643. 649	Amylalkohol	638
„ absoluter	650	Amyloxyd	638. 683
Alkoholometer	51	Amyloxydhydrat	638
Allotropie	47	Amylum	542
Allyl	643	Angelicasäure	529
Allylsulphid	643	Anilin	539
Aloë	563	Anilinsäure	580
Aloëbitter	563	Anime	611
Aluminium	297	Anisöl	635
Aluminiumchlorid	304	Anlassen	52
Aluminiumsalze	306	Anlaufen	52
Aluminiumsulphid	305	Anorganisch	52
Amalgam	68	Anschiessen	52
Amalgamation	52	Antidot	52
Amalgame	404	Antimiasmatisch	52
Ambra	610	Antimon	435
Ameisensäure.	524	Antimonasche	440. 444. 446
Ameisensaure Salze	525	Antimonchlorid	442
Ametalle	31	„ basisches	443
Amid	115	Antimonglas	446
Amide	493	Antimonige Säure	438. 439
Aminsäuren	493	Antimonium diaphoreticum	440
Ammoniacum-Gummi	623	Antimonkermes	444
Ammoniak	115	Antimonleber	444
Ammoniakalaun	302	Antimonoxyd	438
Ammoniakliquor	116	Antimonoxydsalze	447
Ammoniaksalze	265	Antimonsäure	439

	Seite		Seite
Antimonsafran	444	Asafoetidaöl	623
Antimonsaures Antimonoxyd	439	Asarin	641
„ Bleioxyd	441	Asche	480
„ Kali	440	Asparagin	684
Antimonsuboxyd	438	Asparaginsäure	684
Antimonsulphid	443	Asphalt	612
Antimonsuperchlorid	443	Aspirator	75
Antimonsupersulphid	446	Assamar	676
Antimonwasserstoffgas	441	Atmosphärische Luft	101
Antiphlogistische Theorie	81	Atome	7
Antiseptica	52	Atomgewichte	19
Anziehung, chemische	12	Atropin	537
„ mechanische	8	Attraction, chemische	53
Apothem	53	Aufbrausen	15. 59
Apparat	53	Aufgiessen, Aufguss	53
Aprikosengummi	554	Auflösen, Auflösung	53
Aqua Naphae	632	Auripigment	453
Arabin	552	Aurum	417
Araeometer	53	Ausblühen	53
Argentan	392	Ausdehnung	53
Argentum	405	Ausfrieren	54
Aricin	535	Auslaugen	54
Arrak	659	Auspressen	54
Arrow-Root	547	Aussaigern	54
Arsen	448	Aussüssen	54
Arsenige Säure	449	Auswaschen	54
Arsenigsaure Salze	450. 455	Ausziehen	54
Arsenigsaures Kali	450	Aventuringlas	287
„ Kupferoxyd	450	Aviviren	54
Arsenik, weisser	449	Azolitmin	584
Arsensäure	450	Azot	99
Arsensaure Salze	451. 455		
Arsensaures Kali	451		
Arsensuboxyd	449		
Arsensulphid	453		
Arsensuperchlorür	452		
Arsensupersulphid	454		
Arsensupersulphür	453		
Arsenwasserstoffgas	451		
Arsenweinsäure	681		
Asafoetida	623		

B.

Bad	54
Badeschwamm	732
Baldrianöl	635
Baldriansäure	527
Baldriansaure Salze	528
Ballon	55
Balsame	611. 618
Barometer	55

	Seite		Seite
Baryt	272	Beryllium	306
Baryum	271	Berylliumchlorid	307
Baryumchlorid	275	Berylliumsalze	307
Baryumoxyd	272	Beschicken	56
Baryumsalze	276	Beschlag	56
Baryumsulphid	276	Bestandtheile, nähere u. entferntere	5
Baryumsuperoxyd	273	Bezoare	703
Basen	33	Bezoarsäure	703
„ organische	35	Bichlorisatin	580
Basisch	42	Bienenwachs	608
Bassoragummi	554	Bier	664
Bassorin	554	Bierhefe	647
Bauchspeichel	700	Binäre Verbindungen	44
Baumöl	582	Birkentheer	622
Baumölseife	607	Bismuthum	367
Baumwolle	542	Bittererde	293
Beinglas	286	Bittermandelöl	642
Beinschwarz	721	Bittersäure	580
Beizen	56	Bittersalz	294
Beizmittel	568	Blattgelb	584
Benzoë	612	Blattgold, unächtes	392
Benzoëblumen	525	Blattgrün	588
Benzoësäure	525	Blattroth	569
Benzoësaure Salze	526	Blausäure	188
Benzol	526	Blaustoff	185
Benzoylwasserstoff	642	Blei	371
Berberin	637	Bleichen	56. 542
Bergamottöl	631	Bleichlorid	381
Berggrün	389	„ basisch	381
Bergtheer	622	Bleiglätte	372. 374
Berlinerblau	342	Bleiglanz	382
„ basisches	342	Bleioxyd	374
„ lösliches	343	Bleioxyd-Superoxyd	376
Bernstein	612	Bleisäure	375
Bernsteincampher	613	Bleisalze	383
Bernsteincolophonium	613	Bleisuboxyd	374
Bernsteinfirnis	613	Bleisulphid	381
Bernsteinöl	613. 631	Bleisuperoxyd, braunes	375
Bernsteinsäure	526	„ rothes	375
Bernsteinsaure Salze	527	Bleivitriol	377
Beryllerde	307	Bleiweiss	379

	Seite		Seite
Blumen	12	Bremerblau	386
Blumenblat	577	Bremergrün	389
Blumengelb	584	Brennbar	79
Blumenroth	569	Brennöl	593
Blut	694	Brenzaoonitsäure	510
Blutkuchen	694	Brenzäpfelsäure	504
Blutlaugensalz, gelbes	345	Brenzcitronensäure	503
„ rothes	346	Brenzgallussäure	507
Blutroth	575	Brenzkemensäure	510
Blutwasser	694	Brenzlich	62
Bolus	303	Brenzmeconsäure	510
Bor	167	Brenzschleimsäure	510
Borax	259	Brenzweinsteinsäure	499
Boraxweinstein	501	Britanniametall	447
Borbromid	170	Brom	126
Borchlorid	169	Bromchlorid	129
Borfluorid	170	Bromsäure	127
Borfluorwasserstoffsäure	170	Bromsaure Salze	222
Borneen	631	Bromschwefel	151
Borneocampher, fester	642	Bromstärkmehl	546
„ flüssiger	631	Bromstickstoff	129
Borneol	642	Bromwasserstoffsäure	128
Borsäure	168	Bronze	392
Borsäureweinstein	501	Brot	674
Borsaure Salze	227	Brucein	536
Borsaures Natron	259	Buchdruckerschwärze	594
Borschwefel	171	Bachöl	593
Borstickstoff	169	Buntkupfererz	391
Bouillontafeln	726	Butter	597, 708
Boyles rauchender Geist	271	Buttermilch	708
Brandharze	482	Buttersäure	528
Brandöle	482	Buttersäureäther	682
Brantwein	650	Buttersaure Salze	529
Brazilienholz	569		
Brazilin	569	C.	
Braunbleierz	378	Cacaobutter, Cacaoöfett	596
Braunit	313	Cadmium	357
Braunschweigergrün	389	Cadmiumoxyd	358
Braunstein	313	Cadmiumsälze	359
Braunsteinmetall	311	Cadmiumsulfid	358
Brechweinstein	502	Cementziren	56

	Seite		Seite
Caffein	535	Canstisch	57
Caieputöl	635	Cellulose	540
Calcination, Calciniren	56	Cement	388
Calcium	279	Cementkupfer	384
Calciumchlorid	289	Cementstahl	329
Calciumfluorid	290	Cerin	609
Calciumoxyd	279	Cerium	309
Calciumsalze	292	Ceriumoxyd	310
Calciumsulphide	291	Ceriumoxydul	310
Calciumsulphidhydrat	292	Ceriumsalze	310
Calmusöl	630	Cerotin	609
Calomel	390	Cerotinsäure	529. 609
Campecheholz	570	Ceroxylin	610
Campher, gemeiner	641	Cetin	598
„ von Borneo	642	Cetinsäure	530
„ künstlicher	633	Cetrarsäure	548
Campherarten	626	Cetyloxyd	598
Campheröl	636	Cetylsäure	596
Camphia	633	Chagrin	729
Candiszucker	556	Chamillenöl	636
Capacität	57	Champagner	661
Capelle	58	Chemie	2
Caprinsäure	529	Chemische Harmonika	92
Capronsäure	529	Chemische Verbindungen	7
Caprylsäure	529	Chilisalpeter	253
Caput mortuum	57	Chinin	533
Caramal	556	„ schwefelsaures	534
Carbolsäure	530	Chlor	117
Carmin, blauer	580	Chlorchromsäure	462
„ rother	576	Chlorige Säure	120
Carminsäure	575	Chlorisatin	580
Carotin	570	Chlorkalk	281
Carrageen	548	Chloroform	683
Carthamin	570	Chlorophyll	588
Casein	690	Chloroxyd	120
Cassava	548	Chlorsäure	121
Cassaöl	640	„ oxydirte	122
Catechin	589	Chlorsaure Salze	221
Catechu	588	Chlorsaurer Baryt	274
Catechugersäure	589	„ Kali	236
Catechusäure	589	„ Natron	254

	Seite		Seite
Chlorschwefel	150	Cocosnussfett	596
Chlorstickstoff	125	Cocosnusseife	607
Chlorwasserstoffsäure	123	Codein	538
Cholalsäure	705	Cognac	659
Choleinsäure	704	Cohaesionskraft	9
Cholesterin	610	Cohibiren, Cohobiren	57
Choloidinsäure	705	Colchicin	597
Cholsäure	704	Coliren	57
Chondrin	725	Colophen	615
Chrom	456	Colopholsäure	615
Chromalaun	460	Colophonium	615
Chromchlorid	462	Colostrum	706
Chromchlorür	462	Concentriren	57
Chromoxyd	457	Condensiren	58
Chromoxydsalze	463	Coniin	538
Chromoxydul	457	Consistenz	58
Chromoxydulsalze	463	Constitutionswasser	11
Chromsäure	458	Copaivabalsam	618
Chromsaure Salze	460. 463	Copal	613
Chromsaures Bleioxyd	461. 462	Copalfirniß	614
„ Kali, einfach	460	Corduan	729
„ „ zweifach	461	Corpusculartheorie	19
Chromsulphid	463	Cremor tartari	499
Chromsuperoxyd	458	Crocus	58
Chrysamminsäure	564	Crotonöl	593
Chrysorhammin	585	Cubebenöl	632
Chylus	701	Cubebin	632
Cider	663	Cumarin	641
Cimmtsöl	640	Cupelle	58
Cimmtsäure	529	Cupelliren	50
Cinchonin	534	Cuprum	383
Cinnamein	619	Curcumapapier	585
Cinnober	403	Curcumin	584
Citraconsäure	510	Cusconin	535
Citronenöl	631	Cyan	185
Citronensäure	502	Cyansäure	186
Citronensaures Eisen	503	Cyansulphid	189
„ Kalk	503	Cyanursäure	186
Cnicin	564	Cyanwasserstoffsäure	188
Cobaltum	350	Cystin	735
Cochemille	575		

	Seite		Seite
D.			
Dachsiegel	304	Dimorphismus	12
Dagged	622	Doppelsalz	44
Dammar	614	Dostentöl	639
Dampf	58	Dotter	712
Dampfbad	59	Drachenblut	570
Darmsaft	702	Dunst	59
Darmsteine	703	Durchsiehen	57
Darrmalz	651	Dylysin	705
Datiscagelb	586		
Daturin	537	E.	
Decanthern	49	Eau de Javelle	236
Decomponiren	59	„ „ Labarraque	254
Decrepitiren	11. 49	Edelsteinbilder	32
Dekokt	49	Edukt	14. 61
Deliquesciren	11. 59	Edulcoriren	54
Dephlegmiren	59	Effervescenz	53
Dephlogistisiren	59	Efloresciren	10
Deplaciren	59	Eichengerbsäure	505
Deoxydiren	59	Eier	712
Despumiren	49	Eieröl	595
Destillat	60	Eigelb	712
Destillation	60	Eindampfen	49
„ trocken	482	Eindicken	49
Destillirblase	60	Einengen	49. 58
Destillirkessel	60	Einfache Körper	5
Destillirte Wasser	628	Einkochen	49
Detonation	61	Einsaugen	50
Dextrin	546. 552	Eintrocknen	61
Dextrinsirup	558	Eisen	328
Dextrinsucker	557	Eisenblausäure	341
Diastase	553	„ oxydirte	342
„ thierische	700	Eisenchlorid	340
Dichtigkeitsgrad	58	Eisenchlorür	339
Didym	310	Eisencyanid	341
Didymoxyd	311	Eisencyanid-Cyanwasserstoffsäure	342
Didymsalze	311	Eisencyanür	341
Diferente Stoffe	61	Eisencyanür-Cyanid	342
Digeriren	61	Eisencyanür-Cyanwasserstoffsäure	341
Digitalin	564	Eisenhammerschlag	335
Dimorph	12	Eisenjodür	340
		Eisenkies	348

	Seite		Seite
Eisenmoör	335	Erden, alkalische	34
Eisenoxyd	334	„ reine	34
Eisenoxydsalze	349	Erdmandelöl	593
Eisenoxydhydrat	334	Erdpech	612
Eisenoxydul	333	Erythrin	573
Eisenoxyduloxyd	335	Erythrinroth	574
Eisenoxydsalze	349	Erythrinsäure	578
Eisenresin	512	Erythrolein	584
Eisensäure	336	Erythrolitmin	584
Eisensafran	334	Erythronium	472
Eisensulphide	347	Erbilder	32
Eisenvitriol	336	Essig	513. 518
Eisenweinstein	501	Essigäther	681
Eisessig	512	Essigsäure	512
Eiweiss	712	Essigsäure Salze	514
Eiweissstoff	687	Essigsäures Aethyloxyd	681
Elaeopten	627	„ Alaunerde	515
Elaidin	592	„ Ammoniumoxyd	514
Elaidinsäure	602	„ Baryt	515
Elain	591	„ Bleioxyd	516
Elainsäure	599. 602	„ Eisenoxyd	515
Elainsäure Salze	602	„ Eisenoxydul	515
Elektrochemische Theorie	13. 81	„ Kali	514
Elektrum	612	„ Kalk	515
Elemente	5. 16. 31	„ Kupferoxyd	517
Elemi	614	„ Natron	514
Elemin	614	„ Silberoxyd	518
Elfenbein, schwarz gebranntes	721	„ Zinnoxydul	516
Ellagsäure	703	Eudiometer	62
Email	286	Euphorbiin	623
Emetin	537	Euphorbium	623
Empyreumatisch	62	Eupion	632
Emulsin	629. 692	Evacuiren	62
Entbindungsapparat	62	Evaporiren	49
Epidermis	731	Excremente	742
Epithelium	699. 732	Excrete	496. 733
Eprouvette	62	Expansion	53
Equisetsäure	530	Explosion	62
Erberde	307	Exsiccator	62
Erbium	307	Extrahiren	54
Erbiumsalze	307	Extrakt	63. 562

	Seite		Seite
Extraktivstoff, thierischer	715	Flintglas	286
Extraktivstoffe	562	Florientiner Flasche oder Vorlage	64
		" Lack	576
		Flüchtig	64
F.		Fluor	133
Fällen	63	Fluorwasserstoffsäure	134
Fäulnis	483	Fluss, schwarzer und weisser	64
Farbestoffe	566	Flusssäure	134
" blaue	577	Flussspath	290
" braune	588	Formeln, chemische	29. 30
" gelbe	584	Formylchlorid	633
" grüne	588	Fossil	64
" rothe	589	Franzbranntwein	659
Fayence	303	Frischstahl	329
Federn	732	Fruchtzucker	559
Fenchelöl	636	Früchte, Reifen derselben	551
Ferment	484. 647	Fumarsäure	529
Fermentöle	636	Fungin	540
Fernambukholz	569	Fuselöle	636
Ferrum	328		
Fette, feste	596	G.	
" flüssige	592	Gährung	483. 484
Fette Oele	592	" saure	485
Fettsäure, krystallinische	602	" weinige	644
Fettwachs	610	Gährungsöle	636
Feuerbeständig	63	Gänsefett	598
Feuerfest	63	Gahrkupfer	384
Feuerluft	85	Galbanum	623
Fibrin	689	Galipot	614
Fibroin	689	Galle	704
Fichtenharz	614	Gallensteine	706
Filtrat	63	Gallensteinfett	610
Filtriren	63	Gallerte, thierische	723
Filtrum	63	Gallussäure	507
Fischchagrin	729	Gallussäure Salze	509
Fix	63	Galmei	326
Flachs	542	Garancin	572
Flechtenroth	574	Gas	58
Flechtenstärke	548	Gas, Verbindungs- und Verdich- tungsverhältnisse	14
Fleisch	714	Gasometer	65
Fleischflüssigkeit	714		
Fliegenstein	443		

	Seite		Seite
Gediegen	65	Gramm	45
Gegengift	52	Gras	65
Gehirn	731	Grünaliren	65
Geissäure	467	Gravimeter	53
Gelbbeerengelb	585	Grünbleiers	378
Gelbholz	585	Grünspan	517
Genista tinctoria	586	Grundstoffe	5
Gentianin	564	Guajakharz	615
Gepaarte Verbindungen	494	Guano	745
Gerberei	726	Gummi	551
Gerbesäure	505	Gummigutt	586
Gerbestoff	505	Gummiharze	611, 623
Gerstenzucker	556	Gummilack in Körnern	577
Getreidebranntwein	650	" " Stangen	577
Getreideöl	637	" " Tafeln	577, 615
Glasspuckel	65	Gumseisen	329
Giftmehl	449	Gusstahl	330
Glanzruss	480	Gutta Percha	625
Glas	285	Gyps	283
Glaubersalz	256		
Gladin	692	II.	
Globulin	688	Haare	732
Glockenmetall	892	Haematin	575
Glühen	57	Haematoxylin	579
Glutin	692, 724	Hagel	96
Glycerin	600, 601	Hallymeter	672
Glyceryloxyd	601	Haloide	32
Glycocoll	725	Haloidsalze	89
Glycyrrhizin	561	" Verh. zu Säuren	24
Gold	417	" " " Basen	214
Goldchlorid	421	" " " unbereinander	215
Goldchlorür	421	" des Aluminiums	304
Goldglätte	374	" " Ammoniums	269
Goldoxyd	419	" " Baryums	275
Goldoxyd-Ammoniak	419	" " Bleies	381
Goldoxydul	418	" " Calciums	289
Goldpurpur	420	" " Eisens	329
Goldsäure	419	" " Goldes	421
Goldschwefel	446	" " Kaliums	244
Goldsulphide	422	" " Kobalts	353
Stadiren	66	" " Kupfers	399

	Seite		Seite
Haloidsalze des Magnesiums	296	Hirschhornsalz	268
„ „ Mangans	318	Höllenstein	409
„ „ Natriums	261	Hoffmannsche Tropfen	680
„ „ Nickels	356	Holzessig	513
„ „ Platins	426	Holzgeist	677
„ „ Quecksilbers	399	Holzkohle	175
„ „ Silbers	412	Holztheer	622
„ „ Wismuths	370	Homologe Körper	495
„ „ Zinks	327	Honig	559
„ „ Zinns	363	Honigsteinsäure	176
Hanf	542	Honigzucker	557
Henföl	594	Hopfenbitter	564
Harn	733	Hopfenöl	643
Harnbenzoesäure	740	„ spanisches	639
Harnsäure	739	Hornblei	381
Harnsalz	267	Hornsilber	412
Harnsteine	785	Hornsubstanz	731
Harnstoff	737	Hufe	732
Harnzucker	557	Humin	487
Hartharze	611	Huminsäure	487
Harz, burgundisches	615	Humus	485
„ elastisches	624	Humussäure	487
„ gemeines	614	Hydrat	66
Harze	611	Hydratwasser	11
Harzseife	607	Hydrargyrum	393
Haselnussöl	598	Hydraulische Kalksteine	288
Haselwurcampher	641	Hydrocyansäure	188
Hausmannit	313	Hydrogenium	90
Hauseife	606	Hydrometer	53
Hefe	644	Hydrothionige Säure	150
„ künstliche und trockne	649	Hydrothionsäure	149
Helm	60	Hygroskopisch	66
Hepar	66	Hyoscyamin	537
Hepatisch	66	Hypothese, Hypothetisch	66
Herbstfäden	732		
Hermetisch	66		
Heterogen	66		
Hippursäure	740	Jalapenharz	619
Hircin	598	Imid	115
Hirschborngest	268	Imprägniren	68
Hirschhornöl	623	Incrustirende Substanz	540
		Indifferente Körper	32

	Seite		Seite
Indigo	577	Kalihydrat	231
Indigoblau	578	Kalilauge	232
Indigoblauschwefelsäure	579	Kalium	229
Indigobraun	578	Kaliumchlorid	244
Indigoküpen	581	Kaliumcyanid	246
Indigoleim	578	„ geschmolzenes	246
Indigoprobe	582	Kaliumeisencyanid	346
Indigoroth	578	Kaliumeisencyanür	345
Indigosäure	580	Kaliumjodid	245
Indigoweiss	580	Kaliumoxyd	231
Infandiren	53	Kaliumsake	251
Infusum	53	Kaliumsuboxyd	231
Inosinsäure	715	Kaliumsulphide	249
Inspissiren	66	Kaliumsulphocyanid	246
Inulin	548	Kaliumsuperoxyd	233
Jod	129	Kalk	279
Jodchlorbrom	133	Kalkbrei	280
Jodsäure	130	Kalkmilch	280
Jodsaure Salze	222	Kalkwasser	280
Jodschwefel	152	Kannonenmetall	392
Jodstärkmehl	546	Kartoffeln, Prüfung	543
Jodstickstoff	133	Kartoffelbranntwein	659
Jodwasserstoffsäure	132	Kartoffelstärke	547
Iridium	430	Kassellergelb	381
Iridiumchloride	431	Katalyse	47
Iridiumoxyde	430	Kautschin	625
Iridiumsulphide	431	Kautschuk	624
Isomere Verbindungen	45	Kautschuköl	625
Isomorph	12	Kienruss	489
Isomorphismus	12	Kiesel	171
Itaconsäure	510	Kieselbromid	173
Judenpech	612	Kieselchlorid	173
Juftenleder	728	Kieselerde	171
		Kieselfluorid	173
		Kieselfluorwasserstoffsäure	173
Käse	709	Kiesalgalmeei	326
Käsestoff	690	Kieselsäure	171
Kaisergrün	450	Kieselsaure Salze	227
Kali	231	Kieselsaure Alaunerde	302
Kalialaun	309	„ Bleioxyd	379
Kaliapparat	66	„ Kali	249

	Seite		Seite
Kieselsaurer Kalk	284	König	67
„ Magnesia	295	Königswasser	128
„ Manganoxydul	317	Körnen	66
„ Zinkoxyd	328	Körnerlack	577
Kieselsulphid	174	Kohle	480
Kirchbergergrün	450	Kohleneisen	349
Kirschgummi	554	Kohlendioxyd	180
Hitt	67	Kohlensäure	181
Hlauenfett	596	Kohlensaure Salze	227
Kleber	691	Kohlensaures Ammoniumoxyd	268
Kleesäure	176. 511	„ Baryt	275
Kleesäure Salze	511	„ Bleioxyd	379
Kleister	545	„ Eisenoxydul	338
Knallgold	419	„ Kali, einfach	241
Knallmannit	561	„ „ doppelt	243
Knallplatin	428	„ Kalk	288
Knallquecksilber	397	„ Kupferoxyd, blau	388
Knallsäure	187	„ „ grün	389
Knallsaures Quecksilberoxydul	397	„ Lithion	263
„ Silberoxyd	411	„ Magnesia	295
Knallsilber	408. 411	„ Manganoxydul	317
Knoblauchöl	643	„ Natron, einfach	260
Knochen	720	„ „ anderthalb	261
Knochenerde	720	„ „ zweifach	261
Knochenkohle	721	„ Strontian	278
Knochenleim	724	„ Zinkoxyd	326
Knochenensäure	160	Kohlenstickstoff	185
Knorpel	723	Kohlenstickstoffsäure	580
Knorpelleim	725	Kohlenstoff	174
Kobalt	350	Kohlenstoffbromide	180
Kobaltblau	351	Kohlenstoffchloride	189
Kobaltchlorid	353	Kohlenwasserstoff, einfach	183
Kobaltoxyd	351	„ „ doppelt	184
Kobaltoxyd-Superoxyd	352	Kolben	67
Kobaltsalze	354	Komensäure	510
Kobaltsulphide	354	Korkbohrer	67
Kobaltsuperoxyd	352	Kornöl	637
Kobaltultramarin	351	Krapp	571
Kobaltvitriol	353	Krapplack	573
Kochsalz	261	Krapproth	571
Kölnisches Wasser	628	Kreatin	715

	Seite		Seite
Kreatinin	715	Lackmuspapier	584
Kreosot	531	Lackmustinctur	584
Kreuzdornbeeren	585	Lackroth	576
Krokonsäure	177	Lactid	505
Krümelsucker	557	Lacton	505
Krystallglas	286	Lampen	67
Krystallhäutchen	10	Lanthan	311
Krystallin	688	Lanthanoxyd	311
Krystallisation	9	Lanthansalze	311
Krystallisationswasser	11	Lasurstein	305
Krystallographie	12	Laurostearin	597
Kühlapparat	60	Laurus-Campher	641
Kühlfass	61	Lavendelöl	638
Kümmelöl	638	Lavendelölcampher	638
Kugelapparat	67	Leber	66
Kugellack	570	Leberthran	596
Kupfer	383	Lecanorin	574
Kupferasche	384	Lecanorinsäure	574
Kupferchlorid	390	Leder	726
Kupferchlorür	390	Legirungen	204
Kupferglanz	391	„ des Antimons	447
Kupferhammerschlag	384	„ „ Arsens	454
Kupferindig	391	„ „ Bleis	382
Kupferkies	391	„ „ Goldes	422
Kupferlasur	389	„ „ Kupfers	392
Kupfermanganerz	313	„ „ Platins	429
Kupfernickel	355	„ „ Quecksilbers	404
Kupferoxyd	386	„ „ Silbers	414
Kupferoxydsalze	392	Legumin	691
Kupferoxydul	385	Leichenfett	610
Kupferslein	383	Leim	723
Kupfersulphid	391	Leimgebendes Gewebe	720. 723
Kupfersulphür	391	Leimzucker	705. 725
Kupfervitriol	387	Leindotteröl	594
		Leinöl	594
L.		Leinölfirniß	594
Laboratorium	67	Leuchtgas	183
Lackdye	577	Leucin	725
Lacke, Lackfarben	567	Libav's rauchender Geist	364
Lacklack	577	Lichenin	540. 548
Lackmus	583	Lignin	540

	Seite		Seite
Lipolyxyd	690	Malachit	388
Liter	68	Maleinsäure	530
Lithion	263	Mais	650
Lithium	263	Malzextrakt	665
Lithiumchlorid	264	Mandelöl	593
Lithofellinsäure	703	Mangan	311
Löschen	68	Manganchlorür	418
Lösung	53	Manganchrysolith	317
Löthrohr	68	Manganit	313
Lohgerberei	726	Mangankiesel	317
Lorbeerfett	597	Manganoxydul	312
Luft, brennbare	90	Manganoxyd	412
„ fixe	181	Manganoxyduloxyd	313
„ verdorbene	106	Mangansäure	315
Luftbilder	32	Mangansalze	319
Luftmalz	651	Manganspath	317
Luftmörtel	287	Mangansulphür	318
Luftsäure	181	Mangansuperoxyd	313
Lampenzucker	555	Mannazucker	560
Lupulin	564	Mannheimer Gold	392
Luftgas	109	Mannit	560
Luteolin	586	Mannitschwefelsäure	561
Lutter	652	Margarin	592
Lutum	67	Margarinsäure	599. 603
Lympho	702	Margarinsäure Salze	603
		Marienbad	54
ML.		Markasit	367
Maceriren	61	Maroquin	729
Madiöl	593	Marsh'scher Apparat	70
Magensaft	700	Massicot	374
Magensteine	701	Masticin	617
Magisterium bismuthi	370	Mastix	616
Magnesia	293	Mauerziegel	304
„ alba	295	Meconsäure	510
Magnesium	292	Medullin	540
Magnesiumchlorid	296	Mekkabalsam	619
Magnesiumoxyd	293	Melangallussäure	507
Magnesiumsalze	297	Melasse	555. 559
Magnesiumsulphid	297	Melis	555
Magneteisenstein	335	Melissin	609
Magnetkies	348	Mengungen	6

	Seite		Seite
Mennige	376	Metastyrol	620
Mensur.	70	Metazinnsäure	362
Mergel	303	Meter	70
Mesoxalsäure	178	Methyläther	683
Messing	392	Methylalkohol	677
„ rothes	392	Metyloxyd	683
Metaceton säure	530	Methyloxydhydrat	677
Metalle, Eintheilung	32	Mikrokosmisches Salz	267
„ Eigenschaften 31. 191.	195	Milch	706
„ Vorkommen	191	Milchglas	286
„ Verb. zu den Ametallen	196	Milchsäure	504
„ „ unter sich	204	Milchsaure Salze	505
Metallbromide, Eigenschaften	220	Milchzucker	560
„ Verhalten zu den		Milchzuckersäure	510
Ametallen	216	Mineralblau	343. 386
Metallchloride, Eigenschaften	219	Mineralgrün	389
„ Verhalten zu den		Mineralisches Chamaeleon	315
Ametallen	209	„ Turbith	398
Metallcyanide	220	Mineralkermes	444
Metallfluoride	220	Mineralwasser	98
Metalloide	31	Mischungen	6
Metalljodide, Eigenschaften	220	Mischungsgewichte	19
„ Verhalten zu den		Mitisgrün	450
Ametallen	210	Mittelsalze	40
Metalloxyde, basische	34	Moder	485
„ Verhalten zu den		Mörtel	287
Ametallen	206	Mohnöl	595
„ Verhalten zu den		Moiré metallique	360
Metallen	209	Molecule	7
Metallphosphoride	203. 219	Molken	708. 709
Metallselenide	203. 219	Molybdän	464
Metallsulphide, Eigenschaften	218	Molybdänoxyd	465
„ Verhalten zu den		„ blaues	465
Ametallen	210	Molybdänoxydul	465
Metamere Verbindungen	46	Molybdänsäure	465
Metantimon säure	441	Molybdänsaures Ammoniumoxyd	465
Metantimon saures Kali	441	„ Bleioxyd	466
Metapectin	550	„ Molybdänoxyd	465
Metapectinsäure	551	Molybdänsulphid	466
Metaphosphorsäure	162	Moosstärke	548
Metaphosphorsäure Salze	226	Morin	586

	Seite		Seite
Meringerbesäure	586	Nerven	731
Morphin	531	Neublau	580
Mosaiches Gold	365	Neugrün	450
Moschus, künstlicher	631	Neusilber	392
Moskovade	555	Neutral	41
Most	660	Neutralisation	12
Mucin	292	Neutralsalze	40
Muffel	70	Nickel	355
Mundleim	726	Nickelchlorid	356
Murexid	789	Nickeloxyd	356
Muscatbalsam	597	Nickelsalze	357
Muscatbutter	597	Nickelsulphide	357
Muscatnussfett	597	Nickelsuperoxyd	356
Musivgold	365	Nicotin	538
Muskeln	714	Niederschlag	15
Mutterlauge	10	Niobium	466
Myricin	609	Niobiumchlorid	467
Myristin	597	Niobaäure	466
Myronsäure	629	Nitrile	492, 493
Myrosin	629, 693	Nitrogenium	99
Myrrhe	624	Nitroverbindungen	490
N.			
Nägel	732	Obergärung	648
Naphtha	693	Oberhaut	731
Naphthalin	634	Oberhefe	647
Narcotin	593	Obstweim	663
Nasenschleim	741	Ocker	303
Nasensteine	741	Oel	590
Natrium	252	Oelbildendes Gas	183
Natrium-Antimonsupersulphid	447	Oelgerberei	780
Natriumchlorid	261	Oelsäure	602
Natriumoxyd	253	Oelstoff	591
Natriumsalze	263	Oelsüss	600, 601
Natriumsuboxyd	252	Oelzucker	601
Natriumsulphid	262	Oenanthäther	637
Natriumsuperoxyd	253	Oenanthol	595
Natron	253	Oenanthensäure	637
Naturwissenschaft	1	Oenanthylsäure	530
Neapelgelb	441	Ofen	70
Nelkenöl	640	Olein	591
Nelkenäure	640	Olibanum	624

	Seite		Seite
Pflanzenschleim	553	Piperin	537
Pflaster, englisches	726	Pipette	71
Pflaumengummi	554	Platin	424
Phenol	530	Platinchlorid	428
Phensäure	530	Platinchlorür	428
Phlegma	59	Platinoxyd	427
Phlogistische Theorie	80	Platinoxydul	427
Phlogistisiren	60	Platinsalmiak	429
Phlogiston	80	Platinsalze	429
Phlorrhizin	565	Platinschwamm	425
Phosphatige Säure	160	Platinschwarz	425
Phosphor	155	Platinsulphide	429
Phosphorbromid	166	Plumbum	371
Phosphorbromür	166	Pneumatische Wanne	71
Phosphorchlorid	166	Pollenin	693
Phosphorchlorür	165	Polychroit	587
Phosphorfluorür	166	Polymere Verbindungen	46
Phosphorige Säure	159	Populin	565
Phosphorigsaure Salze	226	Porcellan	303
Phosphorjodide	166	Potasche	241
Phosphoroxyd	157	Präcipitation, Präcipitiren	15. 71
Phosphorsäure	160	Presshefe	649
Phosphorsaure Salze	225	Proberöhre	62
Phosphorsaures Ammoniumoxyd	267	Probiren des Goldes	424
„ „ Natron	267	„ „ Silbers	416
„ Bleioxyd	378	Produkt	14. 61. 72
„ Eisenoxydul	337	Protein	686
„ Kalk	284	Proteinsubstanzen	685
„ Magnesia	294	Psilomelan	313
„ Natron	258	Ptyalin	699
Phosphorschwefel	166	Purpurin	572
Phosphorseleu	167	Pyrolusit	313
Phosphorstickstoff	165	Pyrometer	72
Phosphorwasserstoff, fester	163	Pyrophor	72
„ „ flüssiger	163	Pyrophosphorsäure	162
„ „ gasiger	164	Pyrophosphorsaure Salze	226
Phosphorweinsäure	681	Pyroxylin	541
Phthorsäure	134		
Picrinsäure	580		
Picrotoxin	565	Quartation	72
Pininsäure	615	Quaternäre Verbindungen	44

	Seite		Seite
Quecksilber	393	Reisbranntwein	659
Quecksilberchlorid	400	Retorte	73
Quecksilberchlorür	399	Reverberirofen	73
Quecksilbercyanid	402	Rhodium	432
Quecksilberjodid	401	Rhodiumchloride	433
Quecksilberjodür	401	Rhodiumoxyde	433
Quecksilbermohr	404	Rhodiumsulphur	433
Quecksilberniederschlag, Hahn.		Rhodizensäure	177
schwarzer	396	Ricinusöl	595
Quecksilberoxyd	395	Rinmann's Grün	351
Quecksilberoxydul	394	Rösten	74
Quecksilberpräcipitat, rother	395	Roheisen	329
" weisser	400	Rohrzucker	555
Quecksilbersalze	404	Rohstahl	329
Quecksilbersublimat, ätzender	400	Rohzucker	555
Quecksilbersulphid	403	Rosenöl	639
Quecksilbersulphur	402	Rosmarinöl	639
Quellsäure	486	Rosmarinölcampher	640
Quellsatzsäure	486	Rost	74
Quercitrin	587	Rost (vom Eisen)	332
Quinäre Verbindungen	44	Rothgerberei	726
		Rothkupfererz	385
R.		Rubian	572
Radicale, zusammengesetzte 45.	494	Rüböl	593
Raffinade	555	Rückenmark	731
Rahm	707	Rum	659
Rapsöl	593	Runkelrübensucker	555
Rauschgelb	453	Ruthenium	433
Reaction	72	Rutheniumchloride	434
Reactionspapier	72	Rutheniumoxyde	434
Reagens	73	Rutheniumsulphid	434
Reagiren	73		
Realgar	453	S.	
Recipient	73	Sächsisch Blau	579
Rectifioiren	73	Sämischgerberei	730
Reduciren	60	Sättigung	13
Refrigeriren	49	Sättigungscapacität	43
Regen	96	Säuren	35
Regulinisch	73	Saffian	729
Regulus	67	Saffor	570. 574
Reif	96	Safrangelb	587

	Seite		Seite
Salzgrün	585	Salpetersaures Zinkoxyd	325
Saghir	729	" Zinnoxidul	362
Sago	547	Salpeterstoff	99
Saigern	54	Salzäther, leichter	682
Salep	554	" schwerer	682
Salicin	565	Salzbilder	32
Salicylige Säure	531	Salze	38
Saligenin	565	Satzhäutchen	10
Saliretin	565	Salzsäure	123
Salmiak	269	" dephlogistisirte	117
" Glauber's geheimer	266	" überoxydirte	121
Salmiakgeist	116	Sandaracin	617
Salpeter	233	Sandarak	617
" flammender	265	Sandelholz	574
Salpeteräther	681	Santalsäure	574
Salpeterätherweingeist	682	Santonin	617
Salpetergas	110	Saponin	566
Salpetergeist	112	Sauer	42
Salpeterige Säure	110	Sauerkleesäure	178. 511
Salpeterigsäure Salze	221	Sauerstoff	85
Salpeterigsäures Aethyloxyd	681	Sauerstoffsäuren	36
Salpetersäure	112	Sauerstoffsalze	38
Salpetersäure Salze	220	" Verh. zu Säuren	211
Salpetersaures Ammoniumoxyd	265	" " Basen	214
" Baryt	273	" " untereinander	215
" Bleioxyd	377	" des Aluminiumoxyds	299
" Cadmiumoxyd	358	" " Ammoniumoxyds	265
" Erberde	307	" " Antimonoxyds	440
" Kali	233	" " Baryts	273
" Kalk	280	" " Bleioxyds	377
" Kobaltoxyd	353	" " Cadmiumoxyds	358
" Kupferoxyd	386	" " Chromoxyds	459
" Natron	253	" " Eisenoxyds	339
" Nickeloxyd	356	" " Eisenoxyduls	336
" Quecksilberoxyd	398	" " Goldoxyduls	420
" Quecksilberoxydul	396	" " Kalis	233
" Silberoxyd	409	" " Kalks	280
" Strontian	277	" " Kobaltoxyds	353
" Terberde	307	" " Kupferoxyds	386
" Wismuthoxyd	369	" " Magnesia	294
" " basisch	370	" " Manganoxyduls	316

	Seite		Seite
Sauerstoffsalze des Natrons	253	Schwefelcyan	189
„ „ Nickeloxyds	356	Schwefelcyanwasserstoffsäure	189
„ „ Quecksilberoxyds	398	Schwefelgeist	140
„ „ Quecksilberoxyduls	396	Schwefelige Säure	140
„ „ Silberoxyds	409	Schwefeligsäure Salze	224
„ „ Wismuthoxyds	369	Schwefelkies	348
„ „ Zinkoxyds	325	Schwefelkohlenstoff	190
„ „ Zinnoxiduls	362	Schwefelleber	251
Saugapparat	74	Schwefelleberluft	149
Schaumwein	661	Schwefelmilch	137
Scheele'sches Grün	450	Schwefelodmyl	595
Scheiden	75	Schwefelsäure	142
Scheidetrichter	75	Schwefelsalze	39. 227
Scheidewasser	112	Schwefelsäure Salze	223
Schellack	577. 615	Schwefelsaures Aethloxyd	678
Schiessbaumwolle	541	„ Alaunerde	299
Schiesspulver	235	„ Ammoniumoxyd	266
Schillerstoff	566	„ Baryt	274
Schlämmen	75	„ Bleioxyd	377
Schleimharze	611. 623	„ Cadmiumoxyd	358
Schleimsäure	510	„ Chromoxyd	459
Schleimstoff	703	„ Eisenoxyd	339
Schleimzucker	556. 559	„ Eisenoxydul	336
Schlempe	652	„ Erberde	307
Schmalz	590	„ Kali, einfach	239
Schmelztiegel	79. 304	„ „ doppelt	240
Schmelzung	11	„ Kalk	263
Schmiedeeisen	329	„ Kupferoxyd	387
Schmierseife	605	„ „ Ammoniak	368
Schnee	96	„ Lithion	263
Schüttgelb	586	„ Magnesia	294
Schwarzkupfer	363	„ Manganoxydul	316
Schwefel	135	„ Natron, einfach	256
„ niedergeschlagener	137	„ „ doppelt	257
Schwefeläther	678	„ Nickeloxyd	356
Schwefelalkohol	190	„ Quecksilberoxyd	399
Schwefelammonium	270	„ Silberoxyd	411
Schwefelbalsam	595	„ Strontian	278
Schwefelblausäure	189	„ Terberde	307
Schwefelblumen	136	„ Zinkoxyd	325
		„ Zinnoxidul	363

	Seite		Seite
Schwefelstickstoff	150	Silberchlorid	412
Schwefelwasserstoff	149	Silbercyanid	413
" doppelt	150	Silberglätte	374
Schwefelwasserstoffsäure	149	Silberjodid	413
Schwefelweinsäure	678	Silberoxyd	408
Schweinefett	598	Silberoxyd-Ammoniak	408
Schweinfurtergrün	450. 517	Silberoxydul	408
Schweiss	741	Silbersalze	417
Schweissen	332	Silbersulphid	413
Schwelung	60	Silbersuperoxyd	409
Schwerspath	274	Silicium	171
Secrete	496. 694	Similor	392
Sediment	75	Sirup	556
Seide	732	Smalte	351
Seife	599. 604	Soda	260
" französische	607	Solanin	537
" grüne	605	Spaltungen	491
" harte	606	Spaniolitmin	584
" medizinische	607	Spanisch Weiss	370
" weiche	605	Spatel	76
Seifenleim	599	Species	76
Seignettesalz	500	Specifische Wärme	57
Selen	152	Speichel	698
Selenige Säure	153	Speichelsteine	700
Selensäure	154	Speichelstoff	699
Selensalze	39	Spiegelmetall	392
Selenschwefel	155	Spießglanz	435
Selenwasserstoff	154	" schweisstreibendes	440
Senäre Verbindungen	44	Spießglanzbutter	442
Senföl, ätherisches	643	Spießglanzmoth	404
" fettes	594	Spiköl	639
Senkwage	53	Spiritus	649
Serolin	695	Spreng Eisen	76
Serratula tinctoria	588	Sprengkohlen	77
Serum	694	Spritzflasche	77
Setzkolben	67	Stabeisen	329
Sicherheitsröhre	75	Stärkegummi	545. 552
Sieben	76	Stärkemehl	543
Siegellack	616	Stärkesirup	558
Silber	405	Stärkezucker	546. 557
Silberbromid	413	Stahl	329

	Seite		Seite
Stangenlack	577	Superoxyd	34
Stangenschwefel	136	Suppentafeln	726
Stannum	359	Suspendiren	78
Stearin	592	Sylvinsäure	615
Stearinkerzen	604	Synaptas	629. 692
Stearinsäure	600. 603		
Stearinsäure Salze	603	T.	
Stearopten	627	Tafellack	577
Steingut	303	Talg	590. 598
Steinkohlentheer	622	Talgsäure	603
Steinkohlentheeröl	622	Talgsäure Salze	603
Steinmark	303	Talgseife	606
Steinöl	633	Talgstoff	592
Stibium	435	Talkerde	293
Stickstoff	99	Tannenzharz	614
Stickstoffoxyd	110	Tannin	505
Stickstoffoxydul	109	Tanningensäure	589
Stöchiometrie	16	Tantal	468
Strass	286	Tantalchlorid	468
Strontian	277	Tantalsäure	468
Strontium	277	Tapioka	548
Strontiumchlorid	278	Taurin	705
Strontiumoxyd	277	Tellur	468
Strontiumsalze	278	Tellurige Säure	469
Strontiumsulphid	278	Tellursäure	469
Strychain	535	Tellursalze	39
Styracin	620	Tellurwasserstoff	470
Styrax	617	Tenakel	57
„ flüssiger	620	Terberde	307
Styrol	620	Terbium	307
Styron	620	Terbiumsalze	307
Sublimation	11. 78	Ternäre Verbindungen	44
Suboxyd	34	Terpenthin, Sorten	621
Substitution	78. 468	„ gekochter	615. 633
Succinin	613	Terpenthinöl	633
Succinum	612	Tetrathionsäure	129
Süßholzzucker	561	Thau	96
Sulphhydrate	228	Thoer	482. 621
Sulphocarbonate	228	Thein	535
Sulphuraurat	446	Thénard's Blau	251
Sumpfgas	184	Theobromin	537

	Seite		Seite
Thermometer	78	Tubulus	73
Thierfaserstoff	689	Tabus	73
Thierkohle	175		
Thieröl	482. 623	U.	
Thierschleim	703	Ueberchlorsäure	122
Thiertheer	623	Ueberchlorsaure Salze	222
Thon	302	Ueberchlorsaures Kali	238
Thonerde	298	Ueberchromsäure	459
Thorerde	308	Ueberjodsäure	131
Thorium	308	Ueberjodsäure Salze	223
Thoriumchlorid	308	Uebermangansäure	315
Thoriumsälze	308	Ueberoxydirt salzsaures Kali	236
Thänenflüssigkeit	741	Ulmin	487
Thänenstein	742	Ulminsäure	487
Thran	590. 596	Ultramarin	205
Tiegel	79	Unorganisch	79
Tinte, blaue	344	Unschlitt	598
„ grüne	344	Unterchlorige Säure	118
„ rothe	576	Unterchlorigsäure Salze	222
„ schwarze	509. 571	Unterchlorigsäures Kali	236
„ sympathische	353. 354	„ Kalk	281
Titan	470	„ Natron	254
Titanchloride	471	Unterchlorsäure	120
Titanoxyde	471	Untergährung	648
Titansäure	471	Unterhefe	647
Töpfergeschirr	304	Unterphosphorige Säure	159
Tolen	620	Unterphosphorsaure Salze	226
Tolubalsam	620	Untersalpetersäure	111
Tombak	392	Unterschwefelige Säure	138
Traganth	554	Unterschwefeligsäure Salze	224
Traganthstoff	554	Unterschwefeligsäures Goldoxydul-	
Traubensäure	502	Natron	420
Traubenwein	660	Unterschwefeligsäures Natron	255
Traubenzucker	557	Unterschwefelsäure	142
Trichter	63	Unterschwefelsäure Salze	224
Trichterröhre	79	Uran	319
Tripelsalze	44	Uranchlorid	322
Trithionsäure	139	Uranchlorür	322
Trocknungsapparat	63	Uranoxyd	321
Trona	261	Uranoxydul	320
Tubulirt	73	Uranoxyduloxyd	322

	Seite
Uransalze	322
Uransuboxyd	320
Uransulphür	322
Urao	261

V.

Vacuum	62
Valeriansäure	527
Valerol	635
Vanadin	472
Vanadinoxyde	473
Vanadinsalze	473
Veratrin	538
Verbindungen erster, zweiter etc. Ordnung	44
Verbrennen	79
Verdichten	58
Verdrängen	59
Vergolden	423
Verkalken	57
Verknistern	11. 49
Verkoaken	50
Verkohlen	81
Verkohlung	480
Vermoderung	485
Verprasseln	49
Verpuffung	61
Verquickung	52
Versilbern	415
Vertretung	78
Verwandtschaft	12
Verwesung	483. 485
Verwittern	11. 82
Viscin	618
Vitellin	688
Vitriol, blauer	387
„ grüner	336
„ weisser	325
Vitriolnaphtha	678
Vitriolöl	142
Vogelleim	618

Wittstein, Grundriss der Chemie.

Volum	62
Volumtheorie	19
Vorlage	82
Vorstoss	82

W.

Wachholderbeeröl	634
Wachs	608
„ brasilianisches	609
„ chinesisches	609
„ japanisches	610
„ nordamerikanisches	610
Wachsöl	608
Wärmecapacität	57
Wahlverwandtschaft	14
Walkerde	303
Wallfischthran	596
Wallnussöl	595
Wallrath	598
Wallrathöl	596. 598
Waschblau	580
Wasser	93
„ chemisch und mechanisch gebundenes	10
„ hartes und weiches	97
Wasserglas	240
Wassermörtel	287
Wasserstoff	90
Wasserstoffoxyd	98
Wasserstoffsäuren	37
Wasserstoffschwefel	150
Wasserstoffsperoxyd	98
Wau	588
Weg, nasser und trockener	82
Weichharze	611. 618
Weichmanganerz	313
Weihrauch	624
Wein	660
Weinbranntwein	659
Weingeist	644. 649
Weinkernöl	595

	Seite		Seite
Weinöl	678	Xanthoproteinsäure	686
Weinsäure	478	Xanthorhamnin	585
Weinstein	499	Xylloidin	547
„ der Zähne	700		
Weinsteinrahm	499	Y.	
Weinsteinsäure	498	Yttererde	308
Weinsteinsaure Salze	499	Yttrium	308
Weinsteinsaures Antimonoxyd-Kali	502	Yttriumsalze	309
„ Eisenoxyduloxyd-Kali	501		
„ Kali, einfach	500	Z.	
„ „ zweifach	499	Zähne	723
„ Kali-Natron	500	Zaffer	351
„ Kalk	501	Zerfallen	11. 82
Weissgerberei	729	Zerfliessen	11. 59
Weisskupfer	455	Zerlegen	59
Weizenstärke	547	Zersetzen	59
Welkmalz	651	Zink	323
Werkblei	372	Zinkblumen	324
Wermuthöl	640	Zinkchlorid	327
Wienergrün	450	Zinkoxyd	324
Windofen	82	Zinksalze	328
Wismuth	367	Zinkspath	326
Wismuthchlorid	370	Zinksulphid	327
Wismuthocker	368	Zinkvitriol	325
Wismuthoxyd	368	Zinn	359
Wismuthsäure	369	Zinnasche	362
Wismuthsalze	371	Zinnbutter	364
Wismuthsulphid	370	Zinnchlorid	364
Wismuthsuperoxyd	368	Zinnchlorür	363
Wismuthweiss	370	Zinnoxyd	361
Witherit	275	Zinnoxydul	360
Wolfram	474	Zinnsäure	361
Wolframoxyd	475	Zinnsalz	363
Wolframsäure	475	Zinnsalze	366
Wolle	732	Zinnsaures Goldoxydul	420
Woulscher Apparat	82	Zinnesquioxydul	361
Würfelzucker	557	Zinnsulphid	365
Würze	664	Zinnsulphür	365
Wurmsamenöl	640	Zirkonerde	309
X.		Zirkonium	309
Xanthin	572. 735	Zirkoniumchlorid	309

	Seite		Seite
Zirkoniamsalze	309	Zuckerschwefelsäure	557
Zucker	554	Zünder	80
„ gebrannter	556	Zusammengesetzte Körper	5
Zuckerbranntwein	659	Zwillingssalze	44
Zuckersäure	179. 557	Zymom	692

Druckfehler.

Seite	14	Zeile	12 u. 11	von unten:	Fehler	Verbesserung
„	53	„	13	„ oben:	a mit c u. b mit d Graphimeter	a mit d u. b mit c Gravimeter
„	275	„	11	„ „	Withernit	Witherit
„	482	„	12	„ „	Kreostoff = $C_{14}H_9O_2$	Kreosot = $C_{12}H_7O_2$
„	554	„	19	„ „	Pflanzen-	Pflaumen (-Gummi)
„	562	„	13	„ unten	mussartige	musartige
„	587	„	4	„ „	Polygroit	Polychroit
„	613	„	18	„ „	Fichtenholz	Fichtenharz

Bayerische
Landbibliothek
München

111111



Grundriss der Chemie.

Zunächst bearbeitet

für

technische Lehranstalten

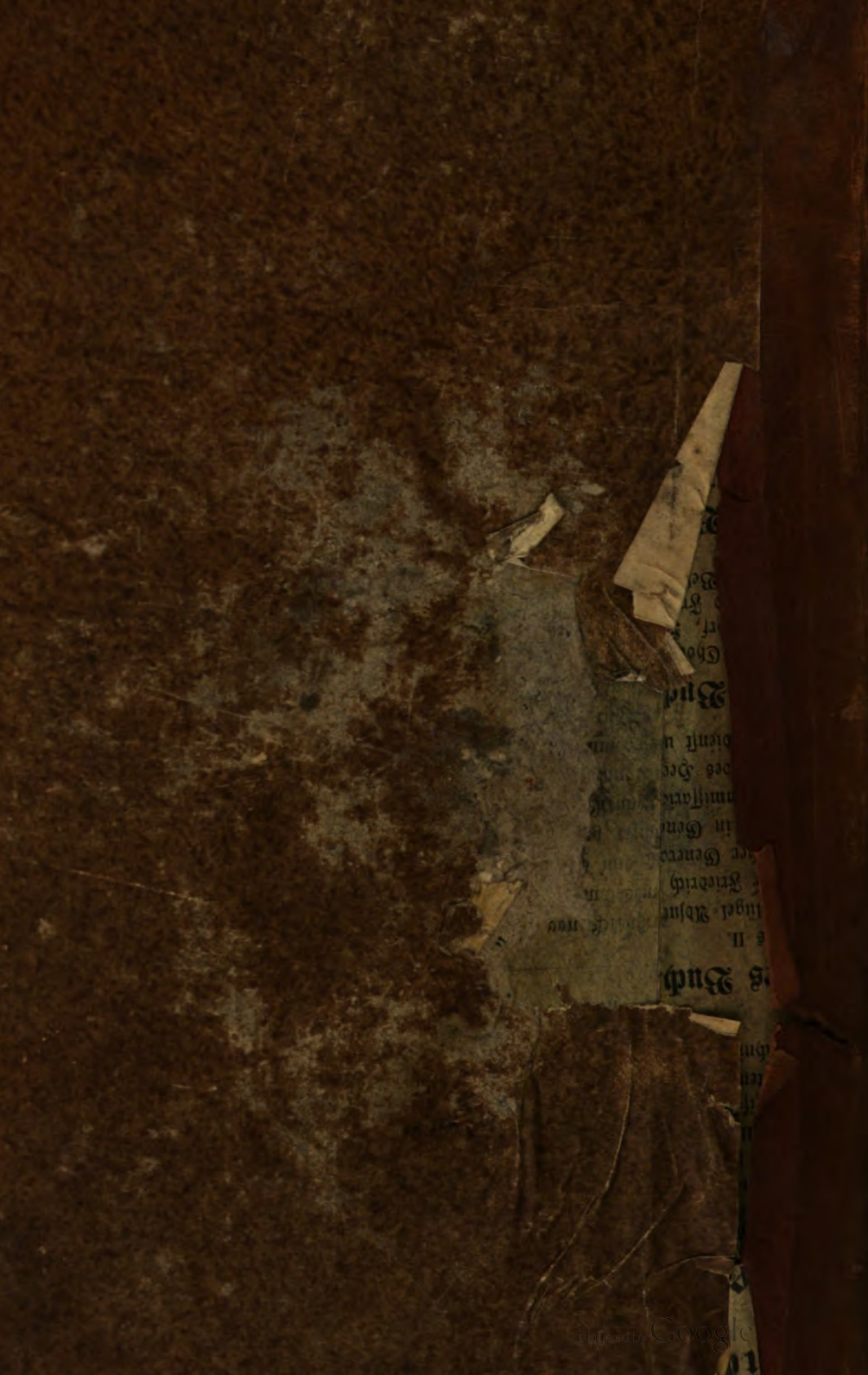
von

Dr. G. C. Wittstein.

München, 1852.

Joh. Palm's Hofbuchhandlung.





Buch
 Lugal Xpist
 Griechisch
 Buch
 Buch