

WYDZIAŁY POLITECHNICZNE KRAKÓW

BIBLIOTEKA GŁÓWNA



L. inw.

5134

Biblioteka Politechniki Krakowskiej



100000299204





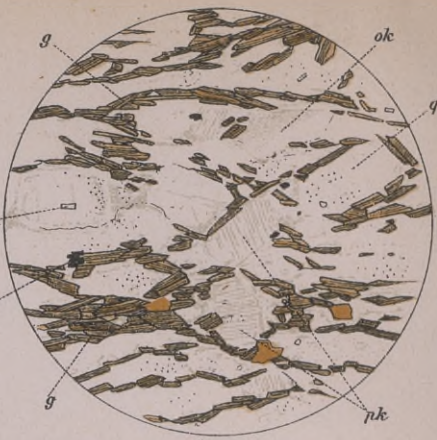




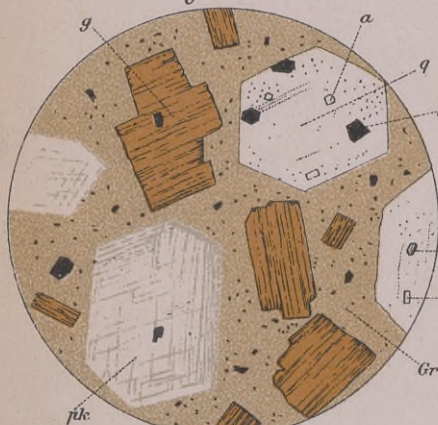




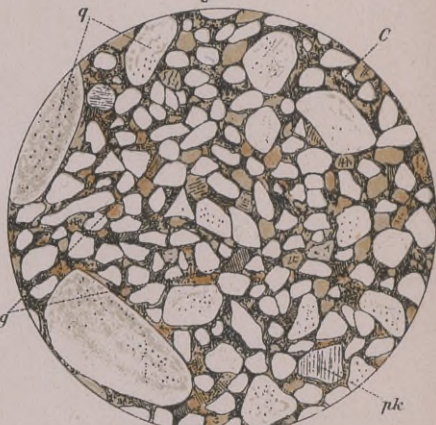
1. Granit.



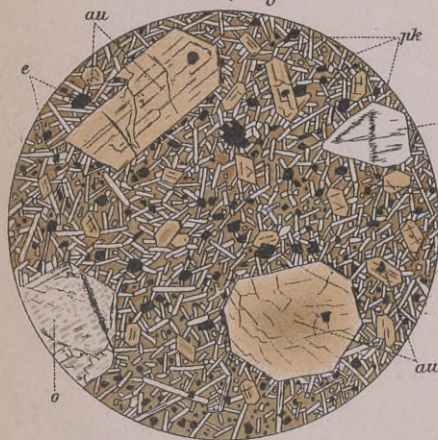
4. Gneis.



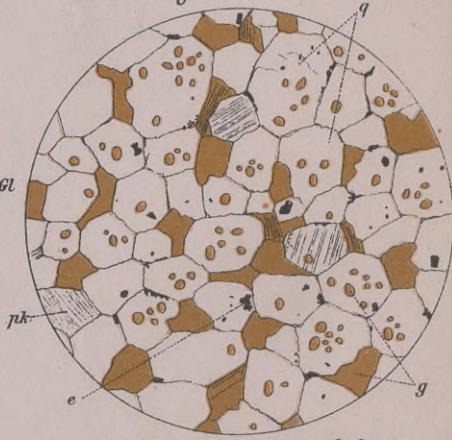
2. Porphyry.



5. Grauwacke.



3. Basalt.



6. Quarzglimmerfels.



# Grundzüge der Chemie und Mineralogie.

Methodisch bearbeitet

von

Prof. Dr. Rudolf Arendt

in Leipzig.

Mit 275 in den Text eingeschalteten Abbildungen  
und einer Buntdrucktafel.



Siebente

verbesserte und vermehrte Auflage.

~~L. Bibl.  
N. 102.~~



Hamburg und Leipzig,  
Verlag von Leopold Voss.

1899.

W+3  
49.

# Geschichtliche Notiz.

Die vorliegende siebente Auflage dieser „Grundzüge“ ist in der vollständigen Reihenfolge der Lehrbücher des Verfassers für den Chemie-Unterricht faktisch als die letzte von **zwölf Auflagen** zu betrachten, welche unter mehrfach geändertem Titel, infolge zweimaliger Verkürzung resp. Abänderung der Lehrpläne für höhere Schulen, im Laufe der letzten 31 Jahre in ununterbrochener Aufeinanderfolge erschienen sind, wie folgende Zusammenstellung ergibt<sup>1</sup>:

## Lehrbuch der anorganischen Chemie.

1. Die erste Auflage erschien 1868.
  2. Die zweite „ „ 1871.
  3. Die dritte „ „ 1875.
- Hört auf zu erscheinen; dafür:

## Grundriss der anorganischen Chemie.

4. Die erste Auflage erschien 1876.
  5. Die zweite „ „ 1881.
- Hört auf zu erscheinen; dafür:

## Grundzüge der Chemie,

vermehrt durch den organischen  
und physiologischen Teil.

6. Die erste Auflage erschien 1884.
7. Die zweite „ „ 1887.
8. Die dritte „ „ 1890.
9. Die vierte „ „ 1892.

Von da ab unter dem erweiterten Titel:

## Grundzüge der Chemie und Mineralogie,

vermehrt durch den mineralogischen Teil.

10. Die fünfte Auflage erschien 1894.
11. Die sechste „ „ 1897.
12. Die siebente „ „ 1899.

vermehrt durch die „Systematische Übersicht der anorganischen Chemie“.

Alle Rechte vorbehalten.

Insbesondere ist die Nachbildung sämtlicher Abbildungen der Mineralien und Gesteine im mineralogischen Teile (S. 151—201) untersagt.

<sup>1</sup>) Siehe Arendt, Didaktik und Methodik des Chemie-Unterrichts, im vierten Bande von „BAUMEISTER'S Handbuch der Erziehungs- und Unterrichtslehre für höhere Schulen“, S. 9—11. München 1895, C. H. Beck. Auch als besondere Schrift erschienen.



## Aus der Vorrede zur ersten Auflage.

Die vorliegenden „Grundzüge der Chemie“ sind nach den methodischen Prinzipien bearbeitet, welche ich zuerst in meinem *Lehrbuch*,<sup>1</sup> später auch in meinem *Grundriss der Anorganischen Chemie*<sup>2</sup> zur Durchführung gebracht und in meiner *Technik für Experimentalchemie* eingehend entwickelt und erörtert habe. Ich glaube daher, an diesem Orte von einer Besprechung der angewandten Methode absehen zu dürfen.

Dagegen möchte ich hervorheben, daß diese „Grundzüge“ nicht nur die **Anorganische**, sondern auch die **Organische Chemie** umfassen, zugleich mit Hinblicken auf die **Technische** und **Physiologische Chemie**.

Das Buch ist für solche mittlere und höhere Lehranstalten bestimmt, die für die Chemie nur eine beschränkte Unterrichtszeit (120 bis 160 Stunden) zur Verfügung haben. Deshalb bin ich bei der Bearbeitung desselben mit der äußersten Sorgfalt bemüht gewesen, alles nur irgend Entbehrliche und Überflüssige auszuschneiden. Dinge von bloß wissenschaftlichem Interesse wurden beiseite gelassen und die Theorien der Chemie nur so weit berücksichtigt, wie es zum Verständnis der chemischen Vorgänge absolut erforderlich ist. Hierdurch glaube ich, den Stoff auf dasjenige Minimum reduziert zu haben, welches für Schulen der genannten Art einerseits zulässig, andererseits aber auch geboten erscheint.

Um den Gebrauch des Buches zu erleichtern, ist das ganze Pensum in Lektionen geteilt, welche durch große Ziffern am vorderen Rand der Seiten markiert sind. Der Umfang dieser Lektionen ist

<sup>1</sup>) 1. Auflage 1868; 3. Auflage 1875.

<sup>2</sup>) 1. Auflage 1876; 2. Auflage 1881.

so bemessen, daß jede derselben einschließlic der nötigen Repetitionen bequem in einer Unterrichtsstunde absolviert werden kann. Ja viele derselben sind so knapp gehalten, daß es dem Lehrer, wenn etwa die Zeit drängen sollte, ein Leichtes sein wird, ab und zu zwei in eine zusammenzufassen. Daß dies keine bloße Behauptung, sondern in der That sehr wohl durchführbar ist, habe ich selbst beim Unterrichte vielfach erprobt und jeder Sachverständige wird dem beistimmen können. Das Buch kann also Seite für Seite als Grundlage für den Unterricht dienen und braucht nicht zum Range eines chemischen Lesebuchs degradiert zu werden.

Die bei dem Unterrichte auszuführenden Versuche sind nur kurz beschrieben, d. h. es ist überall nur soviel davon gesagt, wie sich der Schüler zu merken hat, auch ist das Ergebnis derselben immer durch größere Schrift oder durch gesperrten Druck hervorgehoben. Eine genaue, ganz ins einzelne gehende Anleitung zur Ausführung der Versuche habe ich in meiner

## Technik der Experimentalchemie

(1. Auflage, Hamburg und Leipzig, 1881, LEOPOLD VOSS; 2. Auflage 1892) niedergelegt. Der größern Bequemlichkeit wegen ist bei jedem Versuche auf den betreffenden Paragraphen dieses Werkes in eckiger Parenthese, z. B. [T. § 71 u. 72] verwiesen.

Leipzig, im Februar 1884.

**R. Arendt.**



## Aus der Vorrede zur vierten Auflage.

---

Eine eingehende Begründung und Klarlegung der Methode, welche allen meinen Lehrbüchern der Chemie für Schulen, so auch diesem, zu Grunde liegt, habe ich vor mehreren Jahren unter dem Titel:

### Methodischer Lehrgang der Chemie,

durch eine Reihe zusammenhängender Lehrproben dargestellt,

(Halle 1887), erscheinen lassen. Da dieses Werk speziell in der Absicht niedergeschrieben worden ist, den logischen Zusammenhang der einzelnen Kapitel des auch in diesen Grundzügen befolgten Lehrganges hervortreten zu lassen, so darf ich mir wohl gestatten, die Herren Fachgenossen auf dasselbe hinzuweisen und es ihrer freundlichen Beachtung zu empfehlen.

Leipzig, im August 1892.

**R. Arendt.**

---

## Vorrede zur fünften Auflage.

---

Die steigende Verbreitung dieses Schulbuches im Laufe der letzten Jahre machte es dem Autor im erhöhten Maße zur Pflicht, bei der Bearbeitung dieser neuen Auflage nicht nur, wie bisher, den Fortschritten der Wissenschaft mit besonderer Aufmerksamkeit zu folgen und den Anforderungen eines pädagogischen Unterrichts gebührend Rechnung zu tragen, sondern auch den Inhalt durch geeignete Zusätze und Erweiterungen den Bedürfnissen der verschiedenen Schulen immer besser anzupassen.

Dies ist nach sorgsamstem Ermessen geschehen, wobei die in freundlichen privaten Mitteilungen ausgesprochenen Wünsche thunlichst Berücksichtigung gefunden haben.

Abgesehen von mancherlei kleinen bessernden Abänderungen des Textes infolge wiederholter genauer Durchsicht beim Gebrauche, seien folgende grössere Ergänzungen und Erweiterungen hier hervorgehoben.

1. Alle Namen und Bezeichnungen aus fremden Sprachen (mit Ausschluss der mineralogischen und geologischen, was zu weit geführt haben würde) sind nach ihrer Abstammung in Fussnoten erläutert.

2. Die logische Einteilung des Stoffes — bei der Anorganischen Chemie in sechs, bei der Organischen in vier Abschnitte — ist behufs gröfserer Übersichtlichkeit schärfer und in augenfälligerer Weise durchgeführt, ohne dafs dadurch in der Reihenfolge der einzelnen Kapitel etwas geändert worden ist.

3. Einzelne Kapitel sind wesentlich umgearbeitet und erweitert; in weniger erheblichem Umfang die folgenden: Vorkommen und Bedeutung der Elemente (S. 36), Reduktionsprozesse (S. 63 und 64), Generator- und Regenerativofen (S. 71 und 72), Säurehydrate (S. 104, 105, 109, 110 und 111), Krystallwassergehalt der Salze (S. 129 und 130), Zersetzung der Alkalisalze (S. 138 und 139), Stickoxyd und Stickoxydul (S. 242 und 243); — in gröfserem Umfange das wichtige Kapitel der Salze, besonders die Silikate (S. 219—232), in ihrem natürlichen Vorkommen, sowie in ihrer Anwendung zur Thonwaren- und Glasfabrikation.

4. Neu ist die Einschaltung eines mineralogisch-geologischen Kapitels unter der Überschrift: Die wichtigsten Mineralien und Gesteine, nach ihrer chemischen Zusammensetzung geordnet. Das Bedürfnis hiernach hat sich immer mehr und mehr geltend gemacht, hauptsächlich weil in den meisten Schulen eine Behandlung der Mineralien und Gesteine im chemischen Unterricht verlangt wird. Dann aber auch, weil in der Anorganischen Chemie selbst eine Nennung der wichtigsten Mineralien und Gesteine gar nicht umgangen werden kann, diese aber ohne alles Interesse bleibt, solange der Lehrer sich auf die blofsen Namen beschränken mufs, ohne zugleich eine chemisch-mineralogische Charakteristik derselben geben zu können. — Bei der Auswahl sind mafsgebend gewesen: a) Die Verwendung der Mineralien und Gesteine zu technischen und künstlerischen Zwecken; — b) die Benutzung derselben in der chemischen Industrie zur Darstellung von Chemikalien und Nutzungsprodukten aller Art; — c) ihr Anteil an der Bildung und Umwandlung (Verwitterung) der Erdrinde, sowie ihre Bedeutung für die Entwicklung und das Ge-



deihen des Pflanzenreichs. So mußten im ganzen 265 Mineralien und 90 Gesteine namhaft gemacht werden, welche sicher in dem Mineralienkabinett keiner besser dotierten Schule fehlen dürften.

Bei der Bearbeitung dieses Kapitels hatte ich mich der ebenso freundlichen als zuvorkommenden Hilfe der Herren Prof. F. NIES an der Kgl. Akademie Hohenheim bei Stuttgart und J. HAZARD, Geologe bei der Kgl. sächs. geologischen Landesaufnahme in Leipzig zu erfreuen, wofür ich beiden Herren hierdurch meinen aufrichtigsten und wärmsten Dank ausspreche.

5. Ebenfalls neu ist das letzte Kapitel der Anorganischen Chemie unter der Überschrift: Das periodische System der Elemente (S. 239—242), das in Anbetracht der immer steigenden Bedeutung, welche es für die Gruppierung der Elemente gewinnt, auch in einem Schulbuche nicht mehr umgangen werden kann.

Leipzig, im Juli 1894.

R. Arendt.

---

## Vorrede zur sechsten Auflage.

Abgesehen von zahlreichen, weniger umfangreichen Ergänzungen, welche sich durch die Fortschritte der Wissenschaft notwendig machten, ist es hauptsächlich der

### Mineralogische Teil

dieses Werkes (S. 152—202), welcher eine wesentliche Umarbeitung und Erweiterung erfahren hat. Es ist demselben nicht nur eine Erläuterung der Krystallsysteme vorausgeschickt, sondern auch die Beschreibung der Mineralien und Gesteine, namentlich der letzteren, ist erheblich vervollständigt worden, wodurch letztere für den Schüler ein erhöhtes Interesse gewinnen. Aus demselben Grunde wurde es für rätlich erachtet, die Zahl der Illustrationen zu vermehren, und so ist für diesen Teil des Werkes ein Zuwachs von 93 Krystallbildern, Edelsteinschliffen und nach der Natur gezeichneten Abbildungen von Mineralien und Gesteinen nötig geworden.

Leipzig, im Juni 1897.

R. Arendt.

## Vorrede zur siebenten Auflage.

Eine wesentliche Vermehrung der vorliegenden siebenten Auflage besteht in der Zugabe eines neuen Abschnittes, welcher unter dem Titel:

### Systematische Übersicht der anorganischen Chemie

den Schluß des anorganischen Teiles (S. 284—298) bildet. Diese Übersicht enthält

alle in diesem Buche behandelten Elemente und Verbindungen der anorganischen Chemie, nach den Elementen geordnet,

in übersichtlicher Zusammenstellung, wie solche in den „systematischen“ Lehrbüchern gebräuchlich ist.

Das Eigentümliche meines Lehrgangs, welcher bekanntlich nach Reaktionen geordnet ist, bringt es mit sich, daß ein und derselbe chemische Stoff nicht gleich an einem Orte erschöpfend behandelt werden kann, sondern zu verschiedenen Zeiten und zu wiederholten Malen auftritt, so daß erst allmählich ein Bild seines ganzen chemischen Verhaltens gewonnen wird. Diesen Zusammenhang herzustellen ist Sache des Unterrichts, und ich habe mich schon vor 31 Jahren gleich beim ersten Erscheinen meines „Lehrbuches der anorganischen Chemie“ erste Auflage 1868 in der Vorrede S. XII—XV hierüber folgendermaßen ausgesprochen:

„ . . . Dagegen könnte es als ein Mangel meines Lehrgangs erscheinen, daß die chemischen Thatfachen, welche sich auf einen und denselben Körper beziehen und die in den „systematischen“ Lehrbüchern wohlgeordnet an gleicher Stelle aufzufinden sind, bei dem vorliegenden Lehrgange räumlich im Werke mehr oder weniger zerstreut sind und deshalb auch zeitlich ganz verschieden zur Kenntnis des Schülers gelangen. Allein erstens wird der etwaige Nachteil, der aus einem solchen Zerreißen des Stoffes erwachsen kann, reichlich dadurch aufgewogen, daß das Interesse des Schülers für die einzelnen Gegenstände stets wach erhalten wird, da diese ihm immer von neuem wieder begegnen und andere bis dahin unbekannte Eigenschaften darbieten, und zweitens läßt sich jenem Mangel leicht abhelfen, wobei sich für den Schüler zugleich Veranlassung findet, sich selbstthätig am Unterricht zu beteiligen.



„Um das Erstere darzuthun, sei beispielsweise das Eisen erwähnt. Dieses Metall wird zuerst nur seinen äußern Eigenschaften nach und in seinem Verhalten beim Erhitzen an der Luft beobachtet, dann sieht man es später in reinem Sauerstoff verbrennen, lernt die Eigenschaften seines Oxydes kennen, begegnet ihm wieder bei seinem Verhalten gegen Schwefel und gegen Chlor, sieht, wie es aus seinen Sauerstoffverbindungen durch Einwirkung von Kohle im Hochofen reduziert wird, erfährt später genau die Natur dieses Reduktionsprozesses und sieht Schwefeleisen durch Einwirkung von Chlor in Eisenchlorid, und Eisenoxyd durch Einwirkung von Chlorwasserstoff in dieselbe Verbindung übergehen. In dem Abschnitte, der von den Salzen handelt, macht man die Bekanntschaft der wichtigsten Oxy- und Haloid-salze des Eisens, sieht dieselben durch Einwirkung der entsprechenden Säuren auf Eisenoxyd und auf metallisches Eisen entstehen und darauf wieder durch Einwirkung von stärkern Basen oder durch den elektrischen Strom zersetzt werden. Derselbe Abschnitt bringt auch Einiges über die Fabrikation und Verwitterung des Eisenvitriols. Weiterhin werden Mittel gefunden, um nach Belieben ein Oxydul- oder ein Oxydsalz des Eisens darzustellen, sowie eines in das andere umzuwandeln, wobei schliesslich das metallische Eisen sowie das Eisenchlorür und die Eisenoxydulsalze als wichtigste Reduktionsmittel erkannt werden.

„In ganz ähnlicher Weise zieht sich ein jedes Element durch den Lehrgang hindurch und kommt dadurch zwar nur allmählich, aber schliesslich doch, soweit es der Elementarunterricht verlangt, vollständig zur Anschauung.

„Um nun diese nach und nach gewonnenen einzelnen That-sachen übersichtlich nebeneinander zu haben, führt der Schüler ein Heft, in welchem für jedes Element eine Seite bestimmt ist. Auf diese wird dann nach und nach, wie der Unterricht fortschreitet, alles auf das Element bezügliche mit Verweisung auf die entsprechende Seite des Lehrbuches eingetragen, wobei natürlich blofs das Thatsächliche, und zwar in möglichster Kürze, Berücksichtigung findet. Als Beispiel für diese Art der Behandlung mögen die beiden Elemente Eisen und Schwefel gelten . . .“

Hierauf folgt in der genannten Vorrede der Anfang einer solchen Tabelle, wie sie der Schüler zu führen hat, und welche ungefähr der in der vorliegenden siebenten Auflage gegebenen „Systematischen Übersicht“ entspricht.

In dieser Weise habe ich selbst und, wie ich weiß, auch mancher meiner Herren Kollegen viele Jahre lang den Chemieunterricht mit sehr befriedigendem Erfolge gehandhabt. Doch konnte dies nur so lange geschehen, als diesem Unterrichte eine genügende Zeit gewährt war, um sich seiner Bedeutung entsprechend frei entfalten zu können. Leider ist dies an vielen Schulen infolge der wiederholten Verkürzung der Unterrichtszeit jetzt nicht mehr der Fall, und so kann denn dem Schüler eine solche, immerhin Zeit raubende schriftliche Arbeit nicht mehr zugemutet werden.

Um aber den Gewinn einer solchen wenigstens nicht ganz von der Hand zu weisen, habe ich es für richtig gehalten,

dem Buche selbst eine Tabelle, wie sie früher von den Schülern geführt werden konnte, als integrierenden Teil einzuverleiben,

in der Hoffnung, daß dieselbe sowohl dem Lernenden, wie dem Lehrenden zu nutze kommen möge. In der That glaube ich, daß diese systematische Übersicht dem Schüler die rasche Auffindung der Verbindungen jedes einzelnen Elementes im Zusammenhange wesentlich erleichtern wird; und andererseits wird sie dem Lehrer, besonders bei Repetitionen, nicht unwesentliche Dienste leisten. Auch, hoffe ich, wird sie allen denen willkommen sein, welche die hergebrachte Gruppierung nach Elementen nicht gern vermissen.

Da durch diesen Zusatz der Inhalt des Buches nicht unerheblich vermehrt worden ist, so wurde, wie auch schon in früheren Auflagen, — um den Gebrauch der vorigen Auflage neben der vorliegenden möglichst zu erleichtern — die Einrichtung getroffen,

daß von S. 299 ab an dem Innenrand der Kolumnen-Überschriften oben in eckiger Parenthese [] die Seitenzahlen der entsprechenden Kolumnen der sechsten (elften) Auflage aufgeführt wurden,

so daß der Lehrer die Füglichkeit gewinnt, die Schüler sofort darauf zu verweisen.

Leipzig, im Juli 1899.

R. Arendt.



# Inhalt.

## Anorganische Chemie.

### Erster Abschnitt.

	Seite
I. Schwere Metalle . . . . .	1
1. Äußere oder physikalische Eigenschaften . . . . .	1
2. Verhalten der schweren Metalle beim Erhitzen . . . . .	5
3. Erhitzen der unedlen Metalle beim Abschluß der Luft . . . . .	7
4. Veränderung der Luft in Berührung mit erhitzten Metallen . . . . .	8
5. Entdeckung des Sauerstoffs . . . . .	10
6. Atmosphärische Luft und Wasser . . . . .	12
7. Hauptergebnis . . . . .	15
II. Leichte Metalle und deren Oxyde . . . . .	18
8. Kalium, Natrium, Calcium, Barium, Strontium . . . . .	18
9. Magnesium und Aluminium . . . . .	20
III. Nichtmetalle oder Metalloide und deren Oxyde . . . . .	21
1. Kohlenstoff und Kohlensäure . . . . .	21
2. Schwefel und schweflige Säure . . . . .	26
3. Phosphor und Phosphorsäure . . . . .	29
4. Arsen und arsenige Säure . . . . .	30
5. Antimon und antimonige Säure . . . . .	31
6. Bor und Borsäure . . . . .	32
7. Kiesel und Kieselsäure . . . . .	33
IV. Rückblick . . . . .	34
1. Natur der Oxyde . . . . .	34
2. Stellung und Aufgabe der Chemie . . . . .	35
V. Sulfide . . . . .	38
a) Verbindungen des Schwefels mit den Metallen . . . . .	38
b) Verbindungen des Schwefels mit den Metalloiden . . . . .	40
c) Natur der Sulfide . . . . .	41
VI. Haloide . . . . .	42
1. Chloride . . . . .	42
a) Verbindungen des Chlors mit den Metallen . . . . .	44
b) Verbindungen des Chlors mit den Metalloiden . . . . .	47
c) Natur der Chloride . . . . .	49
2. Bromide, Jodide und Fluoride . . . . .	50
3. Rückblick . . . . .	51

### Zweiter Abschnitt.

I. Reduktionen . . . . .	52
1. Reduktion durch Wärme . . . . .	53
2. Reduktion durch stärkere chemische Verwandtschaft . . . . .	53
a) Durch Wasserstoff . . . . .	53
b) Durch Kohlenstoff . . . . .	55
c) Durch Kalium oder Natrium . . . . .	56

	Seite
Metallurgie . . . . .	58
Carbide oder Carburete . . . . .	62
Kulturgeschichtliche Bedeutung der Reduktionsprozesse . . . . .	63
Oxydation und Reduktion in der organischen Natur . . . . .	64
3. Reduktion durch Elektrizität (Elektrolyse) . . . . .	65
II. Atomlehre . . . . .	67
1. Konstante Verhältnisse . . . . .	67
2. Vielfache Verhältnisse oder multiple Proportionen . . . . .	70
3. Benennung der vielfachen binären Verbindungen . . . . .	73
4. Valenz oder Wertigkeit . . . . .	76
III. Indirekte Darstellung von Oxyden, Sulfiden und Chloriden . . . . .	81
1. Umwandlung von Oxyden in Chloride durch Chlor . . . . .	81
2. Umwandlung von Oxyden in Sulfide durch Schwefel . . . . .	82
3. Umwandlung von Sulfiden in Oxyde durch Sauerstoff . . . . .	83
4. Umwandlung von Oxyden in Chloride durch Chlorwasserstoff . . . . .	84
5. Umwandlung von Oxyden in Sulfide durch Schwefelwasserstoff . . . . .	85
IV. Stöchiometrie . . . . .	86
1. Berechnung der Gewichtsverhältnisse chemischer Reaktionen . . . . .	86
2. Berechnung der Volumverhältnisse chemischer Reaktionen . . . . .	88

### Dritter Abschnitt.

I. Hydrate . . . . .	100
1. Hydrate der Metalle oder basische Hydrate, auch Hydroxyde genannt . . . . .	100
2. Säurehydrate . . . . .	104
a) Säureanhydride . . . . .	104
b) Verhalten der Säureanhydride zu Wasser . . . . .	105
II. Salze . . . . .	113
1. Darstellung von Salzen aus Säuren und Basen . . . . .	113
2. Darstellung von Salzen durch Auflösen von Metallen in Säuren . . . . .	117
3. Anhang (Ammoniak) . . . . .	120
III. Nomenklatur der Salze . . . . .	123
IV. Allgemeine Eigenschaften der Salze . . . . .	128
V. Zersetzung der Salze . . . . .	132
1. Durch Hitze . . . . .	132
2. Durch Basen . . . . .	135
3. Durch Säuren . . . . .	139
a) Wirkung, erkennbar durch Farbenwechsel . . . . .	139
b) Wirkung, erkennbar an der Entstehung eines Niederschlags . . . . .	140
c) Wirkung, erkennbar an dem Entweichen gasförmiger Produkte . . . . .	141
4. Durch Salze . . . . .	145
5. Durch Metalle . . . . .	146
6. Durch Elektrizität . . . . .	148
7. Durch Licht . . . . .	150
VI. Die wichtigsten Mineralien nach ihrer chemischen Zusammen- setzung geordnet . . . . .	151
Krystallsysteme . . . . .	152
Zahl und Klassifikation der Mineralien . . . . .	155
A. Elemente . . . . .	156
B. Oxyde und Hydroxyde . . . . .	158
1. Von Metalloiden . . . . .	158
2. Von Metallen . . . . .	162
C. Sulfide und Arsenide . . . . .	164
D. Haloide . . . . .	166
E. Sulfate und Chromate . . . . .	166



	Seite
F. Karbonate . . . . .	168
G. Nitrate . . . . .	171
H. Phosphate und Arsenate . . . . .	171
I. Borate . . . . .	172
K. Aluminate, Chromite, Ferrite, Uranate, Titanate . . . . .	172
L. Silikate . . . . .	173
Talk- und Serpentinegruppe . . . . .	173
Olivinegruppe . . . . .	174
Augit- und Hornblendegruppe . . . . .	174
Chloritgruppe . . . . .	174
Andalusitgruppe . . . . .	175
Cordieritgruppe . . . . .	175
Feldspatgruppe . . . . .	175
Leucitgruppe . . . . .	176
Glimmergruppe . . . . .	177
Granatgruppe . . . . .	178
Turmalingruppe . . . . .	178
Thongruppe . . . . .	178
Silikate von Schwermetallen . . . . .	179
Organische Verbindungen . . . . .	179
VII. Die wichtigsten Gesteine . . . . .	183
I. Krystallinische Schiefergesteine und deren Einlagerungen . . . . .	183
II. Massengesteine oder Eruptivgesteine . . . . .	185
III. Trümmer- oder klastische Gesteine und Sediment- oder Absatz- gesteine . . . . .	189
IV. Organogene Gesteine . . . . .	195
VII. Die wichtigsten Salze . . . . .	201
1. Chloride . . . . .	201
2. Sulfate . . . . .	207
3. Karbonate . . . . .	209
4. Nitrate . . . . .	215
5. Phosphate . . . . .	217
6. Borate . . . . .	219
7. Silikate . . . . .	219
8. Chromate . . . . .	232

#### Vierter Abschnitt.

Partielle Reduktionen, Spaltung im Radikal (Rest) . . . . .	233
1. Oxydationsstufen des Schwefels . . . . .	234
2. Oxydationsstufen des Stickstoffs . . . . .	236
3. Wechselwirkung von Salpetersäure und schwefliger Säure . . . . .	243
4. Oxydationsstufen des Chlors . . . . .	245
5. Oxydationsstufen des Chroms . . . . .	250
6. Oxydationsstufen des Mangans . . . . .	253
7. Bariumsuperoxyd, Wasserstoffsuperoxyd, Ozon . . . . .	255

#### Fünfter Abschnitt.

I. Wasserstoffverbindungen oder Hydrüre . . . . .	258
1. Cyanwasserstoff oder Blausäure . . . . .	258
2. Schwefelwasserstoff . . . . .	260
3. Ammoniak . . . . .	265
4. Phosphorwasserstoff . . . . .	268
5. Arsenwasserstoff $H_3As$ . . . . .	269
6. Hydrüre des Kohlenstoffs . . . . .	270

	Seite
II. Beleuchtung und Heizung . . . . .	276
1. Beleuchtung . . . . .	277
2. Heizung . . . . .	278
III. Das periodische oder natürliche System der Elemente . . . . .	281

### Sechster Abschnitt.

Systematischer Überblick der anorganischen Chemie . . . . .	284
1. Allgemeines . . . . .	284
2. Die chemischen Elemente und deren Verbindungen in systematischer Anordnung . . . . .	285
Sauerstoff . . . . .	285
Schwefel . . . . .	286
Chlor . . . . .	287
Brom . . . . .	287
Jod . . . . .	287
Fluor . . . . .	287
Stickstoff . . . . .	287
Phosphor . . . . .	288
Arsen . . . . .	288
Antimon . . . . .	289
Kohlenstoff . . . . .	289
Bor . . . . .	289
Silicium . . . . .	290
Wasserstoff . . . . .	290
Kalium . . . . .	290
Natrium . . . . .	291
Ammonium . . . . .	291
Calcium . . . . .	292
Barium . . . . .	292
Strontium . . . . .	292
Magnesium . . . . .	293
Aluminium . . . . .	293
Chrom . . . . .	293
Eisen . . . . .	294
Zink . . . . .	294
Mangan . . . . .	295
Kobalt . . . . .	295
Nickel . . . . .	295
Blei . . . . .	296
Quecksilber . . . . .	296
Silber . . . . .	296
Kupfer . . . . .	297
Wismut . . . . .	297
Kadmium . . . . .	297
Zinn . . . . .	297
Gold . . . . .	298
Platin . . . . .	298

### Organische Chemie.

Einleitung . . . . .	299
1. Natur der organischen Verbindungen . . . . .	299
2. Klassifikation der organischen Verbindungen . . . . .	300
3. Isomerie . . . . .	302
4. Homologie, homologe Reihen . . . . .	302
5. Fettkörper und aromatische Körper . . . . .	303



## Erster Abschnitt.

## Fettkörper.

	Seite
I. Kohlenwasserstoffe . . . . .	304
II. Alkohole . . . . .	309
III. Säuren . . . . .	313
1. Eigentliche Fettsäuren . . . . .	313
2. Säuren anderer Reihen . . . . .	317
IV. Äther . . . . .	319
1. Eigentliche Äther . . . . .	319
2. Zusammengesetzte Äther oder Ester . . . . .	321
3. Esterifikation . . . . .	322
4. Benennung der zusammengesetzten Äther . . . . .	324
V. Aldehyde . . . . .	325
VI. Amine oder Alkoholbasen . . . . .	326
VII. Amide (Säureamide) und Amidosäuren . . . . .	328
1. Amide . . . . .	328
2. Amidosäuren . . . . .	329
VIII. Kohlehydrate . . . . .	330
1. Gruppe des Traubenzuckers . . . . .	331
2. Gruppe des Rohrzuckers . . . . .	331
3. Gruppe der Cellulose . . . . .	333
IX. Fette . . . . .	337

## Zweiter Abschnitt.

## Aromatische Körper.

I. Kohlenwasserstoffe . . . . .	342
II. Phenole . . . . .	347
III. Alkohole . . . . .	349
IV. Aldehyde . . . . .	350
V. Säuren . . . . .	350
VI. Nitro-, Amido- und Azoderivate . . . . .	353
1. Nitroderivate (Nitrokörper) . . . . .	353
2. Amidoderivate . . . . .	354
3. Azoderivate . . . . .	355
VII. Verbindungen mit O-, S- oder N-haltigen Kernen . . . . .	356
1. Furfuran, Thiophen, Pyrrol . . . . .	356
2. Benzopyrrol oder Indol . . . . .	357
3. Pyridin, Chinolin und Akridin . . . . .	357
VIII. Glykoside . . . . .	359
IX. Ätherische Öle . . . . .	359
X. Kampferarten . . . . .	361
XI. Harze . . . . .	361
1. Weichharze oder Balsame . . . . .	362
2. Hartharze . . . . .	362
3. Gummiharze . . . . .	364
4. Federharze . . . . .	364
XII. Alkaloide . . . . .	365
XIII. Farbstoffe . . . . .	366
1. Natürliche Farbstoffe . . . . .	367
2. Teerfarbstoffe . . . . .	369
XIV. Eiweißkörper oder Proteinsubstanzen . . . . .	373

## Dritter Abschnitt.

## Physiologische Chemie.

	Seite
I. Zusammensetzung und Ernährung der organischen Wesen . . . . .	375
1. Bestandteile des Pflanzenkörpers . . . . .	375
2. Das Wachstum der Pflanze . . . . .	377
3. Bestandteile des Tierkörpers . . . . .	378
4. Ernährung des Tierkörpers . . . . .	386
II. Nahrungsmittel . . . . .	391
1. Eigentliche Nahrungsmittel . . . . .	391
2. Genußmittel . . . . .	392

## Vierter Abschnitt.

I. Gärung, Fäulnis und Verwesung . . . . .	394
II. Zymotechnik . . . . .	404
1. Alkoholgärung . . . . .	404
2. Essiggärung . . . . .	407
3. Brotgärung . . . . .	408
III. Konservierung und Desinfektion organischer Substanzen . . . . .	408
Register . . . . .	411



# Anorganische Chemie.

## Erster Abschnitt.

### I. Schwere Metalle.

#### 1. Äußere oder physikalische Eigenschaften.

Unter den leblosen (anorganischen) Naturkörpern haben die *Metalle* infolge gewisser Eigentümlichkeiten von jeher die Aufmerksamkeit der Menschen in hohem Grade angezogen. Diese Eigentümlichkeiten sind: Glanz, Farbe, spezifisches Gewicht, bei einigen auch Festigkeit, Härte und Elastizität; ferner die Verwendbarkeit zu mancherlei Zwecken infolge leichter Verarbeitbarkeit, welche ihrerseits zum Teil auf der Dehnbarkeit, zum Teil auf der Schmelzbarkeit und Schweißbarkeit beruht; bei mehreren die große Widerstandsfähigkeit gegen hohe Temperaturen, die Undurchdringlichkeit für Flüssigkeiten, die Undurchsichtigkeit u. dgl. mehr.

Der Glanz ist bei den Metallen so eigentümlicher Art, wie nur bei wenig andern Naturkörpern; daher geradezu „*Metallglanz*“ genannt. In der Farbe sind die einzelnen Metalle, wie bekannt, verschieden; die meisten sind weiß oder grau; immer haben aber die Metallfarben etwas so Charakteristisches, daß man besondere Farbenbezeichnungen darauf gegründet hat, z. B. *silberweiß*, *kupferrot*, *goldgelb*, *bleigrau*. Auch in Bezug auf das spezifische Gewicht kommen große Verschiedenheiten vor; allein die dichtesten aller Körper müssen unter den Metallen gesucht werden (Platin, Gold, Silber, Quecksilber, Blei). Festigkeit ist der Widerstand, den ein Körper der Trennung seiner Teile durch mechanische Kräfte entgegensetzt (*Zug- oder absolute, Bruch- oder relative, Druck- oder rückwirkende, Dreh- oder Torsionsfestigkeit*); sie wird durch Belasten mit Gewichten bestimmt und in Gewichtsgrößen ausgedrückt. Härte, eine besondere Art der Festigkeit, ist der Widerstand, den ein Körper der Trennung seiner Teile durch das Eindringen von Spitzen oder Schneiden entgegensetzt; sie wird durch Ritzen mit Körpern von bekannter Härte bestimmt und in Graden der *Härteskala* (vom geringsten zum höchsten Härtegrade aufsteigend:

1. Talk; 2. Steinsalz; 3. Kalkspat; 4. Flussspat; 5. Apatit; 6. Feldspat; 7. Quarz; 8. Topas; 9. Korund; 10. Diamant) ausgedrückt. Es giebt harte Körper, welche weniger fest sind als weichere, z. B. Glas im Vergleich mit Eisen. Ebenso schließt die Härte die Sprödigkeit (s. u.) nicht aus, z. B. Glas, selbst Edelsteine, welche durchschnittlich härter sind als die Metalle und dabei auch in Sprödigkeit vielen der letztern voranstehen. Elastizität ist die Kraft im Innern der (festen) Körper, welche kleine Formveränderungen derselben, die durch Einwirkung äußerer Kräfte erzeugt sind, wieder aufzuheben strebt (*Zug-, Biegungs-, Druck- und Drehungselastizität*). Diese Kraft wirkt nur innerhalb einer bestimmten Grenze (*Elastizitätsgrenze*), welche bei den einzelnen Körpern verschieden ist. Wird diese Grenze überschritten, so nehmen die Körper entweder eine neue Gestalt an, in der sie verbleiben (*dehnbare* oder *duktile* Körper), oder der Zusammenhang ihrer Teile geht verloren (*spröde* Körper). Demnach ist Dehnbarkeit die Eigenschaft der (festen) Körper, nach Überschreitung der Elastizitätsgrenze eine neue Form anzunehmen, Sprödigkeit dagegen die Eigenschaft derselben, nach Überschreitung der Elastizitätsgrenze in Stücke zu zerfallen. Die Dehnbarkeit macht sich besonders beim Ziehen, Hämmern und Walzen (*ziehbare, hämmerbare und walzbare* Körper) oder auch beim Biegen (*biegsame* Körper) geltend; zeigt ein Körper bei hinreichender Dehnbarkeit großen innern Zusammenhang, verträgt er also z. B. starken Zug und wiederholtes Hin- und Herbiegen, so heißt er *zähe*. Schweifsbarkeit endlich besitzt ein Metall, wenn es beim Erhitzen nicht sofort schmilzt, sondern erst weich wird und sich in diesem Zustande durch Druck oder Schlag beliebig formen und mit andern erweichten Stücken zusammenarbeiten läßt.

Nicht jedes Metall besitzt alle diese Eigenschaften in ausgezeichnetem Grade; bei einigen z. B. fehlt oder ist schwach: die Elastizität, Härte, Festigkeit, bei andern die Dehnbarkeit, bei noch andern die Schweifsbarkeit etc., aber wenigstens sind doch immer mehrere vorhanden und geben dadurch dem betreffenden Metall seinen eigentümlichen Charakter.

Man kann die Metalle nach ihrem spez. Gew. in schwere und leichte Metalle eintreten, wobei als Grenze das spez. Gew. 6 gilt.

### Die wichtigsten schweren Metalle.

Namen	Spez. Gew.	Schmelzp.	Härte	Entdeckung
Zinn ( <i>Stannum</i> ) Sn . .	7,3	230°	2—3	Seit dem Altertum bekannt.
Blei ( <i>Plumbum</i> ) Pb . .	11,4	335°	1,5	" " " " " " " "
Zink ( <i>Zincum</i> ) Zn . . .	6,8—7,2	360°	2,5—3	Anfang des "XVI. Jahrh. durch PARACELSUS.
Eisen ( <i>Ferrum</i> ) Fe . .	—	—	—	Seit dem Altertum bekannt.
Roheisen . . . . .	7,1	1400°	5	—
Schmiedeeisen . . . . .	7,6	höchste Weißglut.	2,4—4,5	—
Stahl . . . . .	7,5—7,8	Weißglut	bis 6	—
Kupfer ( <i>Cuprum</i> ) Cu . .	8,9	1100°	2,5—3	Seit dem Altertum bekannt.
Kadmium ( <i>Cadmium</i> ) Cd	8,6	315—320°	2,5	1818 durch STROMEYER und HERMANN.
Wismut ( <i>Bismutum</i> ) Bi .	9,8	264°	2,5	1529 durch AGRICOLA.
Nickel ( <i>Nicolum</i> ) Ni . .	8,8	Weißglut	2,5—3	1741 durch CRONSTEDT.
Quecksilber ( <i>Hydrargyrum</i> ) Hg . . . . .	13,5	—39°	—	Seit dem Altertum bekannt.
Silber ( <i>Argentum</i> ) Ag . .	10,5	1000°	2,5—3	" " " " " "
Gold ( <i>Aurum</i> ) Au . . . .	19,5	1200°	2,5—3	" " " " " "
Platin ( <i>Platina</i> ) Pt . .	21,5	über 2000°	2,5—3	1741 durch WOOD.



Vorbemerkung. Die hinter den Namen der Mineralien in Parenthese stehenden Zahlen, wie z. B. *Zinnstein* (31), entsprechen den Nummern der Mineralien im Mineralogischen Teil dieses Werkes (S. 151—201).

**Zinn** (*Stannum*) Sn<sup>1</sup>. Weifs, politurfähig, biegsam, knirscht beim Biegen (Zinnschrei), dehnbar: walzbar (Stanniol oder Zinnfolie), hämmerbar, ziehbar. — Vorkommen als Erz<sup>2</sup>: *Zinnstein* (31), *Zinnkies* (56).

**Blei** (*Plumbum*) Pb. Weifslichgrau; auf frischer Schnittfläche stark glänzend, an der Luft sich rasch mit einem schwarzgrauen Überzug bedeckend, sehr wenig fest, sehr wenig elastisch; hämmerbar, walzbar (Bleifolie), wenig ziehbar (wegen geringer Festigkeit). — Vorkommen selten *gediegen* (9)<sup>3</sup>, meist als Erz: *Bleiglätte* (29), *Mennige* (30), *Bleiglanz* (37), *Weifsbleierz* (94), *Bleivitriol* (79), *Buntbleierz* (101), *Grünbleierz* (102), *Rotbleierz* (80).

**Zink** (*Zincum*) Zn. Weifs, mit einem Schimmer ins Bläuliche: spröde, wird aber zwischen 100° und 150° hämmerbar und walzbar. — Vorkommen als Erz: *Galmei* (140), *edler Galmei* (91), *Zinkblende* (39), *Zinkblüte* (92), *Zinkvitriol* (77).

**1. Eisen** (*Ferrum*) Fe. Das nützlichste und wertvollste aller Metalle.  
1. Roheisen. Entweder weifs wie Zinn, glänzend und blättrig krystallinisch (weisses Roheisen) oder grau mit körnigem Bruch (graues Roheisen); hart, spröde, nicht schweisfbar; besitzt grofse Druckfestigkeit, aber geringe Bruchfestigkeit. — Wird das graue Roheisen in besondern Öfen umgeschmolzen und in Formen gegossen, so heifst es Gufseisen.

2. Schmiedeisen, Schweifs Eisen oder Stabeisen. Wird vor dem Schmelzen schweisfbar (läfst sich schmieden); lichtgrau; von sehnigem oder zackigem Bruch, sehr zähe, nicht spröde, sondern biegsam; in kaltem Zustand nicht hämmerbar, nicht walzbar, aber ziehbar (Eisendraht). Nimmt vorübergehend Magnetismus an. — Wird es in besondern Öfen bei höherer Temperatur im geschmolzenen Zustande gewonnen, so heifst es Flufseisen.

3. Stahl. Grauweifs, sehr politurfähig; sehr fest, sehr elastisch, in Rotglühhitze schmiedbar (Schweisf Stahl); in hoher Weifsglühhitze schmelzbar (Flufsstahl, Gufsstahl). Wird, wenn er nach starkem Erhitzen plötzlich abgekühlt wird, sehr hart (Härten des Stahles), und wenn er dann gelinde (bis 300°) erwärmt wird (Anlassen des Stahles), wieder weich. In kaltem Zustande nicht hämmerbar (Hammer, Ambofs!), nicht walzbar (Eisenbahnschienen!), aber ziehbar (Stahldraht). Nimmt dauernd Magnetismus an.

<sup>1</sup>) Die hinter den Namen der Metalle stehenden Buchstaben sind die chemischen Zeichen oder Symbole, aus denen (später) die chemischen Formeln zusammengesetzt werden. Sie werden aus dem ersten und meist noch einem charakteristischen andern Buchstaben des lateinischen Namens der betr. Stoffe gebildet. — <sup>2</sup>) Erze sind Mineralien, in denen ein schweres Metall enthalten ist. — <sup>3</sup>) Gedingen, d. h. in metallischem Zustande, höchstens verunreinigt durch Beimengung mineralischer Bestandteile.

Vorkommen des Eisens selten *gediegen* (7) und an sehr vielen Orten meistens in sehr großen Mengen als Erz: *Magneteisenerz* (110), *Roteisenerz* (25), *Brauneisenerz* (26), *Eisenglanz* (24), *Thoneisenstein* (25 u. 26), *Raseneisenstein* (26), *Spateisenstein* (90), *Schwefelkies* oder *Eisenkies* (34) etc.; außerdem *gediegen* als *Meteoreisen* (Härte 4,5). — Bildet einen nie fehlenden Bestandteil aller Organismen.

**2. Kupfer** (*Cuprum*<sup>1</sup>) Cu. Rot, politurfähig, sehr dehnbar (hämmerbar, walzbar, ziehbar), biegsam und zähe. Vorkommen teils *gediegen* (8), teils als Erz: *Rotkupfererz* (28), *Buntkupfererz* (50), *Malachit* (96), *Kupferlasur* (95), *Kupferglanz* (48), *Kupferkies* (49) etc.

**Kadmium**<sup>2</sup> (*Cadmium*) Cd. Weiß, dem Zinn ähnlich; dehnbar (hämmerbar, walzbar, ziehbar); sehr biegsam. — Vorkommen selten als selbständiges Mineral: *Greenockit* (55), häufig in Zinkerzen.

**Wismut** (*Bismutum*) Bi. Weiß, mit rötlichem Anflug; spröde; läßt sich pulvern. — Vorkommen: nicht sehr häufig, meist *gediegen* (6); selten als Erz: *Wismutglanz* (54) und *Kieselwismut* oder *Wismutblende* (142).

**Nickel**<sup>3</sup> (*Nicolum*) Ni. Weiß, mit einem Stich ins Gelbliche; dehnbar (hämmerbar, walzbar, ziehbar), biegsam, magnetisch. — Vorkommen als Erz: *Kupfernichel* oder *Rotnickelkies* (46), *Nickelkies* (45), *Nickelglanz* (42 u. 43), *Weißnickelkies* (44).

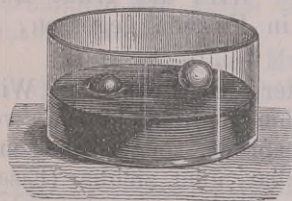


Fig. 1.

Eisen und Stein auf Quecksilber.

**Quecksilber** (*Hydrargyrum*<sup>4</sup> oder *Mercurius*) Hg. Grauweiß; bei gewöhnlicher Temperatur flüssig, Siedepunkt 360° (Dämpfe farblos, giftig). Alle Metalle (mit Ausnahme von Gold und Platin) und alle Mineralien schwimmen auf Quecksilber: eine Eisenkugel sinkt wenig über die Hälfte, eine Steinkugel kaum  $\frac{1}{3}$  ein. — Vorkommen *gediegen* (10) und als Erz: *Zinnober* (38).

**Silber** (*Argentum*) Ag. Rein weiß, sehr politurfähig; sehr dehnbar, hämmerbar (Blattsilber), walzbar, ziehbar. — Vorkommen *gediegen* (11) und als Erz: *Silberglanz* (51), *Rotgiltigerz* (52), *Fahlerz* (53) etc., außerdem in geringer Menge von 0,1—1% im *Bleiglanz*.

**Gold** (*Aurum*) Au. Das schönste und edelste aller Metalle, von prächtig gelber Farbe: höchst politurfähig; sehr dehnbar; hämmerbar (Blattgold), walzbar, ziehbar. — Vorkommen fast nur *gediegen* (12), sehr

<sup>1</sup>) lat. *aes cyprum*, cyprisches Erz. — <sup>2</sup>) lat. *cadmia*, Galmei, aber auch der in Zinköfen sich absetzende sog. Ofenbruch (*cadmia fornacum*), aus welchem STROMAYER 1818 das Kadmium darstellte. — <sup>3</sup>) *Kupfernichel*, ein Erz, welches zwar wie Kupfer aussieht, aber bei der Verarbeitung kein Kupfer giebt und deshalb von den Bergleuten so benannt wurde (Nickel, ein Schimpfwort). CROSTEDT entdeckte 1751 darin ein neues Metall, welches er Nickel nannte. — <sup>4</sup>) griech. ὕδωρ (*hýdor*), Wasser und ἄργυρος (*árgyros*), Silber, also: flüssiges Silber.



selten als Erz, teils im Innern der Gebirge, teils im aufgeschwemmten Land, woraus es durch Waschen (Goldwäschereien) gewonnen wird.

**Platin** (*Platina*<sup>1</sup>) Pt. Weis, mit einem Stich ins Stahlgraue, politurfähig, sehr dehnbar (hämmerbar, walzbar, ziehbar). In der Weisglühhitze schweisbar. — Vorkommen nur *gediegen* (13), aber meist in Verbindung mit andern Metallen, den sogenannten Platinmetallen (Palladium, Rhodium, Iridium, Osmium und Ruthenium) hauptsächlich in Brasilien und am Ural.

**3. Legierungen** sind homogene Gemische zweier oder mehrerer Metalle, erhalten durch Zusammenschmelzen derselben nach bestimmten Verhältnissen. Legierungen sind stets härter und spröder als der weichste ihrer Bestandteile; sie haben selten das aus ihrer Zusammensetzung berechnete mittlere spez. Gew., sondern sind entweder dichter oder weniger dicht, was die Folge einer Volumverminderung oder -vermehrung beim Zusammenschmelzen ist. Endlich ist der Schmelzpunkt in den allermeisten Fällen niedriger (und zwar mitunter sehr erheblich), als der des leichtflüssigsten Bestandteils.

Zinn und Blei: Schnelllot, leicht schmelzbar.

Kupfer und Zink: Messing oder Gelbguss, hellgelb, und Tombak oder Rotguss, rotgelb; außerdem Mannheimer Gold, Chrysorin, Talmigold, Bathmetall Oreid etc.

Kupfer und Zinn: Statuenbronze: rotgelb; Kanonengut: rötlichgelb; Glockengut: hellgelb; Spiegelmetall: weis. Die Kupferzinnlegierungen werden im allgemeinen Bronzen genannt. Phosphorbronze erhält beim Schmelzen einen Zusatz von Phosphor und wird dadurch sehr hart, fest und klangvoll.

Nickel, Kupfer und Zink: Neusilber oder Argentan, gelblichweis; außerdem Elektrum, Chinasilber, Alpaka, Perusilber.

Kadmium- und wismuthaltige Legierungen: NEWTON'sches Metall, Schmelzp. 95°, und ROSE'sches Metall, Schmelzp. 94° (beide aus Wismut, Blei und Zinn); WOOD'sches Metallgemisch, Schmelzp. etwa 70° und LEPWITZ'sche Legierung, Schmelzp. 60° (beide aus Kadmium, Wismut, Blei und Zinn).

Quecksilberhaltige Legierungen oder Amalgame sind bei geringem Quecksilbergehalt fest, bei größerem weich oder halbflüssig. Zinnamalgam dient zu Spiegelbelegungen.

Silber-Kupferlegierungen. Bei nicht zu hohem Kupfergehalt rein weis, härter, klingender und politurfähiger als reines Silber.

Gold-Silberlegierungen weis, und Gold-Kupferlegierungen röter, beide härter als reines Gold.

Metalle werden auch oberflächlich legiert: verzinnte, verkupferte, vernickelte, versilberte, vergoldete, verplattinierte Waren. Herstellung derselben durch Aufschmelzen, Zusammenwalzen oder auf galvanischem Wege.

## 2. Verhalten der unedlen Metalle beim Erhitzen.

**4.** Alle Metalle sind schmelzbar, aber, wie sich aus einer Vergleichung der Schmelzpunkte ergibt, bei sehr verschiedener Temperatur. Sie verändern beim Erwärmen, und zwar in der Regel schon vor dem

<sup>1</sup> span. *platiña*, (spr. platinja), Diminutivum von *plata*, Silber, also etwa: Halbsilber, Kleinsilber.

Schmelzen, ihre äußern Eigenschaften: Kupfer und Stahl werden weich und biegsam, Zink, welches bei gewöhnlicher Temperatur spröde ist und sich weder hämmern, noch biegen läßt, wird dehnbar, wenn man es etwas über  $100^{\circ}$  erwärmt, Blei und Zinn dagegen, die im kalten Zustande sehr dehnbar sind, werden nahe vor ihrem Schmelzpunkt spröde. Eisen und Platin endlich erweichen vor dem Schmelzen und lassen sich in diesem Zustand „schweißen“.

**Versuch** [T. § 3a]. Man bearbeite eine Zinkstange in kaltem Zustand mit dem Hammer, wobei sie brechen wird. Dann erwärme man sie vorsichtig über einer Lampe und hämmere von neuem, sie läßt sich jetzt zu einem dünnen Blech ausschlagen.

**Versuch** [T. § 1a]. Man schmelze Zinn oder Blei in einer eisernen Schale, nehme mit der Zange ein noch ungeschmolzenes Stück heraus und stofse es in einem zuvor erwärmten eisernen Mörser. Es läßt sich pulvern, ist also spröde geworden.

Bei stärkerem Erhitzen erleiden alle Metalle, mit Ausnahme von reinem Gold, Silber und Platin, eine auffallende Veränderung an der Oberfläche.

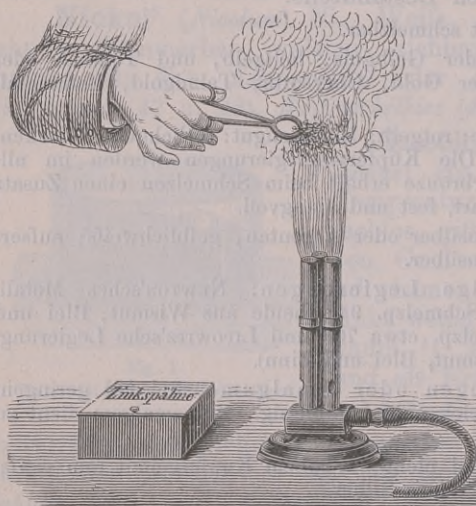


Fig. 2. Verbrennen von Zinkspänen.

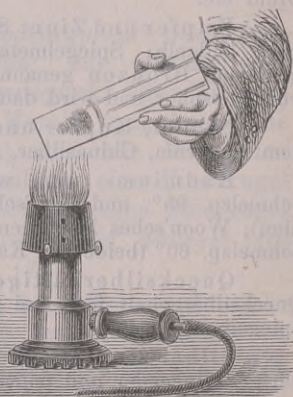


Fig. 3. Erhitzen von Stahl (Kupfer).

**Versuch** [T. § 1b]. Man schmelze Blei in einer eisernen Schale und erhitze nach dem Schmelzen noch längere Zeit. Die anfänglich blanke und spiegelnde Metalloberfläche bedeckt sich mit einer Haut; diese läßt sich mit einem Spatel abziehen, tritt aber alsbald von neuem wieder auf, so daß sich allmählich eine pulverige Masse auf der Oberfläche ansammelt. Wenn man das Erhitzen in dieser Weise lange genug fortsetzen würde, so würde die ganze Masse des Metalles zuletzt in diese pulverige Substanz umgewandelt werden.

**Versuch** [T. § 3b]. Man halte mittels einer Zange einen Bausch dünner Zinkspäne in die Flamme einer Lampe (Fig. 2). Das Metall verbrennt darin mit grünlich leuchtender Flamme und verwandelt sich in ein lockeres, weißes Pulver. — Oder besser: Man schmelze in einem Tiegel über einer Gebläselampe oder in einem Gebläseofen eine nicht zu kleine Menge Zink, so daß der Tiegel von dem geschmol-



zenen Metall fast ganz gefüllt ist, und setze die Erhitzung nach dem Schmelzen noch eine Zeitlang fort: Das Metall stößt Dämpfe aus, welche sich entzünden und mit grünlicher Flamme verbrennen; die weiße Asche fliegt in Flocken wie lockere Baumwolle in der Luft herum (*lana philosophica*).

**5. Versuch** [T. § 4a]. Man erhitze ein Stahl- und ein Kupferblech, indem man es mit seinem einen Ende über eine Flamme hält (Fig. 3). Das Metall überzieht sich zuerst mit einer farbig schillernden Haut und bedeckt sich bei stärkerem Erhitzen mit einer abbröckelnden, pulverigen Schicht (Hammerschlag).

**Versuch** [T. § 11a]. Quecksilber werde in einem Kolben von 500—700 ccm Inhalt mit aufgesetztem langen, weiten, oben offenen Glasrohr unter dem Abzug lange Zeit erhitzt. Es bildet sich endlich eine pulverige rote Haut (rote Quecksilberasche), welche großenteils an der Glaswand haftet.

**Versuch** [T. § 6]. Man erhitze Kadmium in einem kleinen Porzellantiegel über einer Gebläselampe stark (wie oben das Zink). Das Metall schmilzt, kommt dann zum Sieden und verbrennt mit gelblicher Flamme unter Entwicklung eines braunen Rauches zu einem braunen Pulver.

**Versuch.** Reines Silber, Gold und Platin bleiben, wenn sie in derselben Weise erhitzt werden, selbst bei stärkstem Glühen unverändert.

**Ergebnis.** Die unedlen Metalle verwandeln sich beim Erhitzen in verschieden gefärbte, pulverige (erdige) Substanzen (Aschen), welche durchaus keine Ähnlichkeit mehr mit den Metallen besitzen. Es sind neue Stoffe, und sie werden auch mit neuen Namen benannt. — Die edeln Metalle bleiben beim Erhitzen blank.

### 3. Erhitzen der unedlen Metalle beim Abschlufs der Luft.

**6.** Luftabschlufs läßt sich erzielen durch Umgebung des Metalles mit einem andern Gase, z. B. mit

**Wasserstoff** (*Hydrogenium*<sup>1)</sup> H. Ein Gas, welches sich durch Übergießen von Zink mit Salzsäure entwickelt.

**Versuch** [T. § 19 u. 20]. Wasserstoff wird aus einer Gasentwickelungsflasche entwickelt und in einem Gasometer aufgefangen. Man läßt ihn aus einer Röhre brennen und schiebt ein offenes Glasrohr darüber (chemische Harmonika), hält einen mit Wasserstoff gefüllten Cylinder verkehrt und zündet das Gas unten an, schiebt ein brennendes Licht hinein und zieht dasselbe langsam wieder heraus (Fig. 4). — Man füllt den Cylinder zu  $\frac{2}{7}$  mit Wasserstoff und  $\frac{5}{7}$  mit Luft und entzündet. — Man füllt zwei gleich große Flaschen ganz mit Wasserstoff, hält die eine aufrecht, die andere verkehrt (Fig. 5) und zündet nach 10 bis 15 Sekunden an. Man füllt den Cylinder ganz mit Wasserstoff, bringt ihn (Fig. 6) unter einen andern mit Luft gefüllten Cylinder und hält dann die Mündung des letztern über die Flamme.

**Ergebnis.** Wasserstoff ist ein farbloses und geruchloses, unsichtbares Gas, brennt mit schwach leuchtender Flamme, unterhält aber die Verbrennung nicht (brennende Körper erlöschen darin). Leichter als Luft; spez. Gew.  $0,0693 = \frac{1}{14}$ , und explodiert mit Luft ge-

<sup>1)</sup> griech. ὕδωρ (*hýdor*), Wasser, und γέννῶν (*gennān*), erzeugen, also Wassererzeuger.

mischt. — Läßt sich bei  $-140^{\circ}$  unter einem Druck von 650 Atm. zu einer Flüssigkeit verdichten.

Der Wasserstoff ist im 16. Jahrhundert durch PARACELsus entdeckt. Erst später, im Anfang des 17. Jahrhunderts, lernte man seine Brennbarkeit kennen und noch später (im 18. Jahrhundert) die Eigenschaft, mit Luft zu explodieren. Bis 1787 hieß er *brennbare Luft*.

Der Wasserstoff soll nun dazu benutzt werden, die Luft aus der Umgebung eines Metalles zu verdrängen, um zu sehen, ob sich letzteres beim Erhitzen auch unter diesen Umständen mit Asche bedeckt.

**Versuch [T. § 21].** Ein blank geputzter Streifen dünnes Kupferblech wird in einer Glasröhre in Wasserstoff erhitzt, der austretende Wasserstoff entzündet, dann nach einiger Zeit die Flamme entfernt und die schief gehaltene Röhre geöffnet, so daß Luft eindringen kann.



Fig. 4.

Entzündungsversuch mit Wasserstoff.

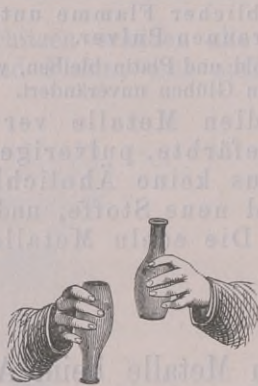


Fig. 5.

Spezifisches Gewicht des Wasserstoffs.

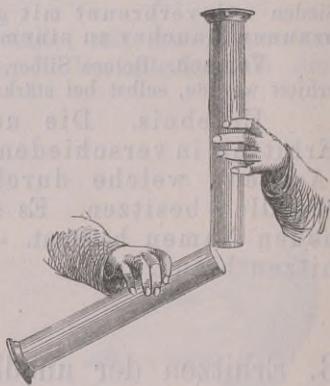


Fig. 6.

**Ergebnis.** Das Metall bleibt, solange es mit Wasserstoff in Berührung ist, völlig blank, überzieht sich aber, sobald die Luft eindringt, rasch mit der bekannten farbigen Haut.

Die Ursache der Veränderung (Aschenbildung) der unedlen Metalle liegt also in der Berührung mit der Luft.

#### 4. Veränderung der Luft in Berührung mit erhitzten Metallen.

Der folgende Versuch soll dazu dienen, um zu sehen, ob auch die Luft zugleich mit dem Metall eine Veränderung erleidet oder nicht, d. h. ob sie dabei eine bloß passive oder eine aktive Rolle spielt.

**7. Versuch [T. § 23].** Ein mit Kupferspänen gefülltes Rohr wird zum Glühen erhitzt und dann eine abgemessene Menge (1000 ccm) Luft darüber geleitet. Die austretende Luft fängt man in einem graduirten Cylinder auf (Fig. 7), mißt dieselbe, hebt den Cylinder bedeckt aus dem Wasser, stellt ihn aufrecht und



taucht einen brennenden Span hinein: Statt 1000 ccm erhält man nur 800 ccm wieder, und der eingetauchte brennende Span verlöscht.

**Ergebnis.** Während des Erhitzens verändert sich das Kupfer in der bekannten Weise. Das ausgetretene Gas verlöscht (erstickt) die Flamme (ist also keine atmosphärische Luft mehr), und sein Volum ist um  $\frac{1}{5}$  geringer als das der Luft. Die Luft spielt also bei der Umwandlung der unedlen Metalle in Aschen eine aktive Rolle. Sie scheint an das Metall einen ihrer Teile abzugeben, der mit dem Metall verbunden bleibt. Ist dies der Fall, so muß das Metall durch Umwandlung in Asche schwerer werden. Dies soll durch den folgenden Versuch entschieden werden.

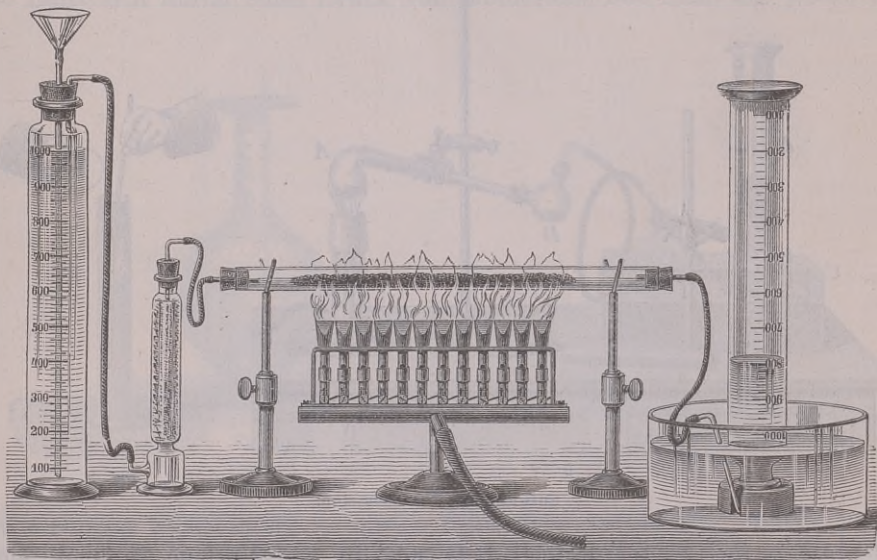


Fig. 7. Glühen von Kupfer im Luftstrome.

**Versuch** [T. § 24]. 1. Man verbrennt in einem gewogenen Rohre eine mitgewogene Menge Magnesiumband unter geeigneten Vorsichtsmafsregeln (Asbestpfropf) und wägt nach der Verbrennung ab. — 2. Man taucht einen kleinen Hufeisenmagnet mit seinen Polen in feines Eisenpulver, hängt ihn an eine Wage, bringt diese ins Gleichgewicht und erhitzt dann das Eisenpulver durch eine Flamme.

**Ergebnis.** Die Wage sinkt nach der Verbrennung des Magnesiums, bzw. während das Eisenpulver verglimmt. Die Metalle werden also bei ihrer Umwandlung in Aschen schwerer.

Hierdurch ist auf das Bestimmteste bewiesen, daß ein Teil der Luft sich bei der Aschenbildung mit dem Metall verbindet. Die Aschen bestehen aus Metall, verbunden mit einem Teile der Luft.

Welche Eigenschaften muß der verschwundene Teil der Luft besitzen, und wie wird er sich gegen erhitzte Metalle und gegen brennende Körper verhalten?

## 5. Entdeckung des Sauerstoffs.

Alle Versuche, den verschwundenen Teil der Luft aus den Aschen der unedlen Metalle wiederzugewinnen, würden sich als vergeblich erweisen, nur die Asche des halbedlen Quecksilbers giebt ihn beim Erhitzen wieder.

8. **Versuch** [T. § 26]. Rote Quecksilberasche wird in einer mit Kugelvorlage und Gasableitungsrohr versehenen Retorte erhitzt, das austretende Gas aufgefangen (Fig. 8) und mit einem glimmenden (nicht brennenden) Span geprüft (Fig. 9).

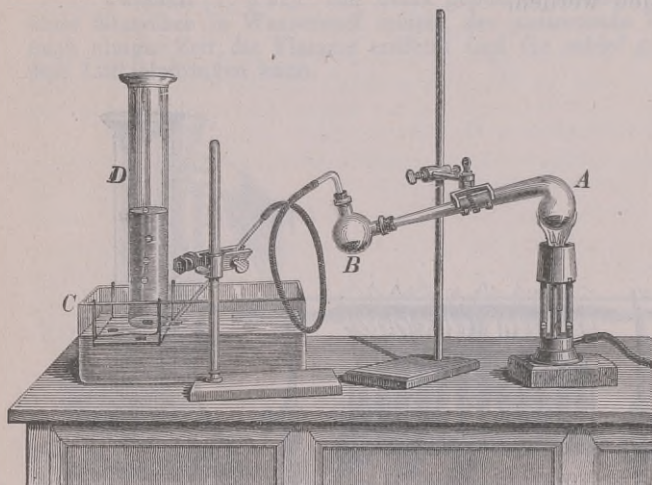


Fig. 8.

Entwicklung von Sauerstoff.



Fig. 9.

**Ergebnis.** Im Retortenhals und in der Vorlage sammelt sich metallisches Quecksilber. Das aufgefangene Gas ist farblos, bringt einen glimmenden Span sogleich zur Entzündung, und dieser brennt, wie vorauszusehen war, darin mit weit blendenderem Glanz, als in gewöhnlicher Luft. Die atmosphärische Luft besteht also 1. aus einem aktiven Teil, welcher die Verbrennung unterhalten kann und sich mit unedlen Metallen zu Aschen verbindet: er ist die Ursache der Aschenbildung; und 2. einem passiven Teil, welcher die Flamme erstickt und sich an der Aschenbildung nicht beteiligt.

Der aktive Teil heist Sauerstoff, der passive Stickstoff.

**Sauerstoff** (*Oxygenium*<sup>1)</sup> O (1774 von PRIESTLEY und 1775 von SCHEELE, welchem PRIESTLEY's Versuche unbekannt waren, entdeckt). Ur-

<sup>1)</sup> griech. *ὀξύς* (*oxys*), sauer, und *γεννᾶν* (*gennān*), erzeugen, also: Säureerzeuger, Säurebildner, weil man zuerst (irrtümlicherweise) annahm, daß alles Saure diesen Stoff enthalte.



sprünglich Feuerluft, dann Lebensluft und erst 1781 Sauerstoff (*Oxygène*) genannt. Farbloses, geruch- und geschmackloses Gas. Spez. Gew. 1,1088; unterhält die Verbrennung lebhaft, sowie den Atmungsprozess der Tiere, wobei er verbraucht wird. Verbindet sich mit Metallen. — Lässt sich bei  $-140^{\circ}$  und unter einem Druck von 320 Atm. zu einer Flüssigkeit verdichten; Siedep. bei gewöhnlichem Druck  $-181^{\circ}$ .

**Stickstoff** (*Nitrogenium*<sup>1)</sup> N (1777 von SCHEELE und LAVOISIER aus der Luft abgeschieden). Farbloses, geruch- und geschmackloses Gas, ohne Einwirkung auf Metalle. Spez. Gew. 0,969. Verlöscht die Flamme brennender Körper, kann den Atmungsprozess der Tiere nicht unterhalten. — Lässt sich durch einen Druck von mindestens 300 Atm. und plötzliche



Fig. 10.

Schwefel (Phosphor) und Eisen in Sauerstoff verbrannt.



Fig. 11.

Ausdehnung (Abkühlung) zu einer Flüssigkeit verdichten, welche unter gewöhnlichem Druck bei  $-193^{\circ}$  siedet und durch Verdampfen im Vakuum bei  $-225^{\circ}$  erstarrt.

**9. Versuche mit Sauerstoff** [T. § 29 bis 31]. Um Sauerstoff in größern Mengen darzustellen, bedient man sich nicht der Quecksilberasche, sondern des chloresäuren Kaliums. Man füllt mehrere Gefäße mit Sauerstoff und bringt brennende oder glühende Körper hinein.

Entzündeter Schwefel verbrennt mit lebhaft blauer Farbe unter Entstehung eines stechend riechenden Gases, Phosphor mit intensiv weißem, leuchtendem Licht (Fig. 10), wobei sich ein starker weißer Rauch entwickelt, der sich an der Wand und auf dem Boden des Gefäßes absetzt. Ein glühender Stahldraht (Uhrfederspirale) entzündet sich unter lebhaftem Funkensprühen (Fig. 11). Stoffe organischen Ursprungs (Holz, Baumwolle, tierische Substanzen), an einer Stelle so weit erhitzt, daß sie glimmen, verbrennen in Sauerstoff rasch und vollständig mit lebhafter Flamme.

<sup>1)</sup> spätlat. *nitrum*, Salpeter, und γεννῶν (*gennān*), erzeugen, also Salpetererzeuger, Salpeterbildner, weil der Stickstoff in der That ein wesentlicher Bestandteil dieses Salzes ist.

## 6. Atmosphärische Luft und Wasser.

**10. Atmosphärische Luft.** Dafs die Verbrennungen in der atmosphärischen Luft mit weit geringerer Intensität vor sich gehen, als in reinem Sauerstoff, hat seine Ursache in der Beimengung des indifferenten Stickstoffs. Man kann der Luft den Sauerstoff durch brennende Körper nicht vollständig entziehen, da solche zuvor verlöschen. Leicht dagegen entfernt man die letzten Spuren Sauerstoff durch Phosphor, welcher darin langsam und ohne Flamme verbrennt.

**Versuch [T. § 27].** Man befestige auf einem Schälchen ein kleines Licht, entzünde es, lasse das Ganze auf Wasser schwimmen und stürze eine umgekehrte Glasglocke darüber (Fig. 12). Nach einiger Zeit verlöscht die Flamme, während Wasser in die Höhe steigt.

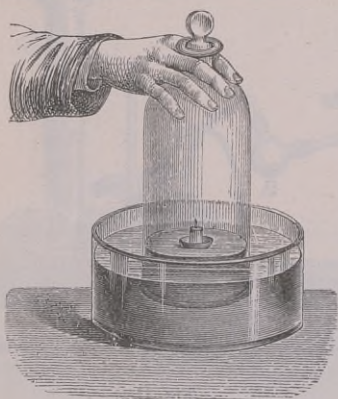


Fig. 12. Verbrennung in abgeschlossener Luft.

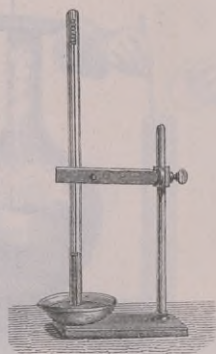


Fig. 13. Langsame Verbrennung.

**Versuch [T. § 52].** Man bringe in ein langes, oben geschlossenes Glasrohr mittels einer Drahtspirale ein Stück Phosphor und sperre die Luft über Wasser ab (Fig. 13). Der Phosphor beginnt sogleich zu rauchen, und schon nach einigen Minuten bemerkt man ein Aufsteigen des Wassers. Nach längerer Zeit hört das Rauchen vollständig auf; das Wasser ist dann etwa bis zu  $\frac{1}{5}$  in der Röhre emporgestiegen. Verschließt man jetzt die Röhre unter Wasser mit dem Finger, kehrt sie um und taucht einen brennenden Span hinein, so verlöscht derselbe.

Die Luft enthält also  $\frac{1}{5}$  ihres Volums Sauerstoff und  $\frac{4}{5}$  Vol. Stickstoff (genauer 20,9 Vol. Sauerstoff und 79,1 Vol. Stickstoff, oder nach Gewichtsteilen: 23,2 O und 76,8 N). Diese Zusammensetzung ist an allen Orten der Erdoberfläche (im Freien!) und zu allen Zeiten gleich. In geschlossenen Räumen kann zwar der Sauerstoffgehalt durch Verbrennung und Atmung etwas vermindert werden; das obige Verhältnis stellt sich aber in kurzer Zeit durch Diffusion<sup>1</sup> und Ventilation<sup>2</sup> wieder her. Die Ursache, dafs die Luft in manchen

<sup>1</sup>) lat. *diffundere*, ausgiefsen, verbreiten, zerstreuen. Bei der Diffusion vermischen sich Gase ohne wahrnehmbare Bewegung, selbst durch enge Spalten (Fenster- und Thürritzen) und feine Poren (Mauern). — <sup>2</sup>) lat. *ventus*, Wind. Bei Ventilation erfolgt die Mischung der Gase unter wahrnehmbarer Strömung.



Gegen den der Gesundheit nachtheilig ist, liegt nicht, wie man früher eine Zeitlang geglaubt hat, in einem geringern Gehalt an Sauerstoff, sondern in der Beimengung kleiner Mengen fremder schädlicher Gase und Keime niederer Organismen (Mikroben, Bakterien etc.).

Über andere gasförmige Bestandteile der Luft außer Sauerstoff und Stickstoff s. S. 17 u. 25.

**Flüssige Luft.** In neuerer Zeit ist es gelungen, die Luft in größeren Mengen zu verflüssigen. Sie wird auf etwa 75 Atm. komprimiert und strömt aus einer engen Öffnung in ein geschlossenes Röhrensystem, wobei ihr Druck um etwa 50 Atm. sinkt. Hierdurch kühlt sie sich stark ab und strömt zunächst um das Gefäß, welches die komprimierte Luft enthält, deren Temperatur dadurch bedeutend herabgesetzt wird. Die Folge ist eine abermalige Temperaturniedrigung, und so geht sie bald in den flüssigen Zustand über.

**11. Wasser.** Das Wasser ist eine Verbindung von Wasserstoff und Sauerstoff und entsteht bei der Verbrennung des erstern, sowie bei Entzündung eines Gemenges von Wasserstoff und Sauerstoff (Knallgas).

**Versuch [T. § 38].** Man leite in eine große oben geschlossene Glasglocke von untenher zwei Röhren dicht nebeneinander und lasse durch die eine Wasserstoff und die andere Sauerstoff einströmen (Fig. 14). Den erstern entzünde man (ehe man die

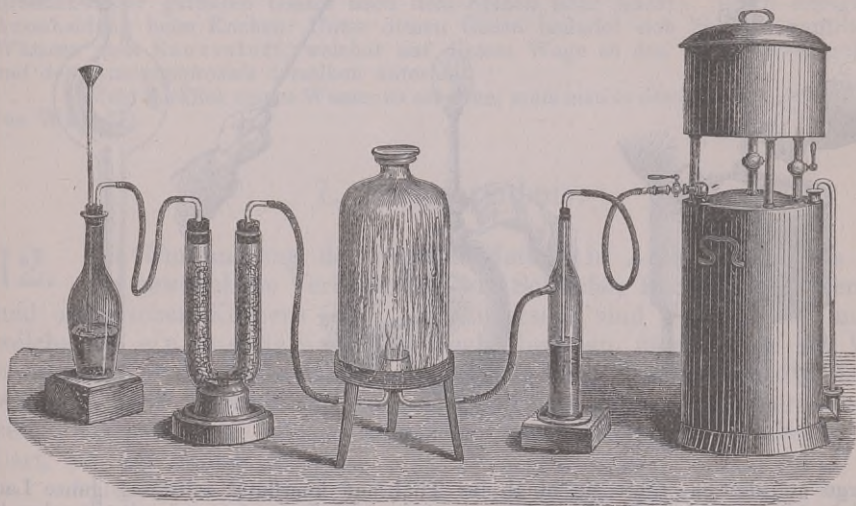


Fig. 14. Bildung von Wasser

Glocke aufsetzt!). Schon nach kurzer Zeit schlagen sich auf der Innenwand der Glocke wässerige Tröpfchen nieder, die sich bei näherer Untersuchung als Wasser erweisen.

**Versuch [T. § 33].** Wasserstoff wird in geeignetem Verhältnis mit Sauerstoff (2 Vol. : 1 Vol.) gemischt (Fig. 15) und kleine Quantitäten des Gemenges entzündet.

Dies kann auf verschiedene Weise geschehen, z. B. indem man Seifenblasen damit anfüllt und diese beim Aufsteigen mit einem brennenden Lichte berührt (Fig. 16), oder indem man Seifenwasser mit dem Gemenge zu Schaum aufbläst, oder endlich, indem man ein hohles, mit einem Stöpsel verschließbares Blechgefäß mit dem Gasgemenge füllt und den elektrischen Funken hindurchschlagen läßt (elektrische Pistole). — Es kann auch dadurch geschehen, daß man ein offenes Kugelrohr mit Wasserstoff füllt, dasselbe senkrecht hält und den oben austretenden Wasserstoff entzündet (Fig. 17).

In allen Fällen explodiert das Gemenge mit sehr heftigem Knalle. Es heißt deshalb Knallgas. Die Verbrennung desselben erfolgt unter intensiver Wärmeentwicklung. Um dieselbe gefahrlos zu machen, bedient man sich des Knallgasgebläses, in dessen Flamme selbst Platin schmilzt, und Kalk oder Zirkonerde zum heftigsten Glühen gebracht werden kann (Kalklicht, Zirkonlicht oder DRUMMOND'sches Licht).

Das Wasser nimmt den großartigsten Anteil an den Veränderungen der Erdoberfläche und an dem Leben und Gedeihen der sie bewohnenden organischen Wesen (Pflanzen wie Tiere). Aus den Wolken, die durch Kondensation<sup>1</sup> der Meeresdämpfe entstanden sind, als Regen herabströmend, bewässert es das ganze Land, macht fort und fort durch das ihm innewohnende Lösungsvermögen zahlreiche Stoffe, die in den Gesteinen und im Erdboden vorhanden sind, flüssig (Auflösung), zerreißt



Fig. 15.

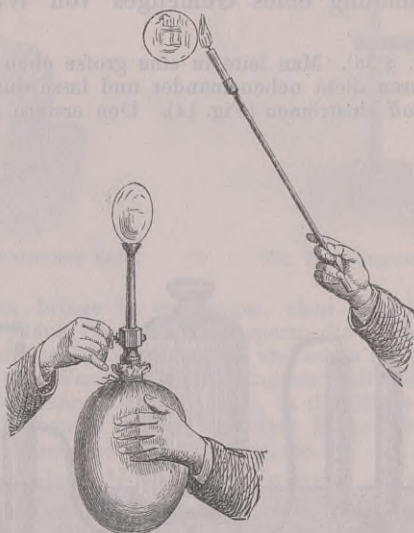


Fig. 16.



Fig. 17.

Versuche mit Knallgas.

Berge und Felsen, führt sie hinab ins Thal und überflutet zeitweilig ganze Landstriche, die es nicht selten, nachdem es wieder abgeflossen ist, auf weite Strecken hin mit Schlamm bedeckt zurückläßt. Gleichzeitig aber befruchtet es auch das Erdreich, indem es ihm die zur Ernährung der Pflanzen notwendigen Stoffe im gelösten Zustand zuführt.

Für die Entwicklung der organischen Wesen ist das Wasser von der allerhöchsten Bedeutung. Der Körper der Pflanzen und Tiere besteht zum größten Teile aus Wasser, welches in den Organen derselben in einer eigentümlichen Weise ein-

<sup>1</sup>) lat. *condensare*, verdichten, flüssig machen.



geschlossen ist, so daß es diese nicht durchnäßt, wohl aber in einem vollaftigen strotzenden Zustande (Schwellung oder Turgeszenz<sup>1)</sup>) erhält, der eine unerläßliche Bedingung des organischen Lebens ist (Wiederauffrischen abgeschnittener, welker Pflanzen nach dem Einstellen ihrer Stiele in Wasser). Zugleich dient es als Lösungsmittel für alle zum Leben notwendigen Substanzen (Nährstoffe), die es im flüssigen Zustande durch die Organe verbreitet und an die für die Ernährung bestimmten Orte führt, wo sie in Körpersubstanz umgewandelt werden.

Welche hohe Bedeutung das Wasser außerdem für die gewerblichen Verrichtungen der Menschen besitzt, weiß jeder. (Beispiele!)

Die natürlich vorkommenden Wässer sind: Regenwasser (und Schnee), Tau (und Reif), Quellwasser (Brunnen- oder Trinkwasser), Flußwasser, Mineralwässer und Meerwasser. Sie sind niemals rein, sondern enthalten immer mehr oder weniger fremde (mineralische und auch organische) Bestandteile, welche sie auf ihrem Wege von den Wolken herab bis zum Meere infolge ihres Lösungsvermögens in sich aufgenommen und in den flüssigen Zustand übergeführt haben. Am wenigsten davon enthält das Regenwasser und der Tau, doch sind auch diese, da sie mit dem Staube der Atmosphäre in Berührung gekommen sind, nicht völlig rein. Das Quellwasser enthält verschiedene Bestandteile des Erdbodens, durch den es geströmt ist, und hinterläßt dieselben nach dem vollständigen Eindampfen als einen festen Rückstand. Das Flußwasser ist in der Regel ärmer an solchen Bestandteilen, da sich ein Teil der in den Quellen enthaltenen Stoffe während des ruhigen Laufs der Flüsse wieder ausscheidet. Dagegen enthalten die Mineralwässer in der Regel so viel mineralische Bestandteile gelöst, daß sie danach schmecken. Das Meerwasser endlich ist eine Lösung verschiedener Salze, unter denen das gewöhnliche Kochsalz vorwaltet.

Auch Gase vermag das Wasser in sich aufzunehmen, aufzulösen oder zu absorbieren<sup>2</sup> und im flüssigen Zustande festzuhalten; erst nach längerem ruhigen Stehen scheidet sich ein Teil derselben wieder aus (Gasbläschen an den Wänden eines mit Brunnenwasser gefüllten Glases nach dem Stehen über Nacht). Rasch erfolgt die Ausscheidung beim Kochen: Unter diesen Gasen befindet sich bei den natürlichen Wässern stets Sauerstoff, welcher auf diesem Wege zu den Wassertieren gelangt und den Atmungsprozeß derselben unterhält.

Um ein wirklich reines Wasser zu erhalten, muß man es destillieren<sup>3</sup> (destilliertes Wasser).

## 7. Hauptergebnis.

**12.** Die Umwandlung der unedlen Metalle in Aschen einerseits und die gewöhnliche Verbrennung von Schwefel, Phosphor, Wasserstoff und organischen Körpern (Holz etc.) andererseits sind Naturerscheinungen, welche auf ein und derselben Ursache beruhen, nämlich auf der Verbindung der betreffenden Körper mit dem Sauerstoff der Luft, wobei letzterer „verbraucht“ wird, d. h. mit dem Akte seiner „Verbindung“ seine Eigenschaften — mit Ausnahme seines Gewichtes — ebenso verliert, wie der andere Körper.

Alle diese Vorgänge faßt man daher unter dem gemeinschaftlichen Namen **Verbrennung** oder **Oxydation** zusammen. Brennbare Körper heißen **oxydierbar**, verbrannte Körper im allgemeinen **Oxyde**; z. B. Bleioxyd, Zinnoxid, Eisenoxyd, Quecksilberoxyd etc.

<sup>1)</sup> lat. *turgescere*, aufschwellen, strotzend machen. — <sup>2)</sup> lat. *absorbere*, verschlucken. — <sup>3)</sup> lat. *destillare*, herabtropfen.

Geschichtliches. Im Altertume rechnete man die Luft zu den sogenannten vier Elementen (Feuer, Wasser, Erde, Luft), und noch bis gegen das Ende des 18. Jahrh. hielt man sie für einen einfachen, d. h. nicht aus verschiedenartigen Bestandteilen zusammengesetzten Körper; welche Rolle sie bei der Verbrennung spielt, war unbekannt. Im Mittelalter, zur Zeit der alchymistischen Chemie, beschäftigte man sich vornehmlich mit dem Problem, unedle Metalle in Gold zu verwandeln, und beobachtete dabei vielfach die Veränderung der ersteren beim Erhitzen an der Luft (*Verkalkung der Metalle*), ohne die Ursachen dieses Vorgangs zu erkennen. Ein wichtiger Fortschritt war es, als STAHL in Halle zuerst die Analogie der Verkalkung mit den gewöhnlichen Verbrennungserscheinungen darlegte. Doch stellte er über die beiden Prozessen zu Grunde liegenden Ursachen eine irrige Ansicht auf: er glaubte nämlich, daß sowohl in den Metallen, wie auch in allen übrigen brennbaren Körpern aus dem Pflanzen- und Tierreiche ein gemeinsames Prinzip der Brennbarkeit enthalten sei, welches er mit dem Namen *Phlogiston* oder *Brennstoff* bezeichnete (1697); dieses entweiche bei der Verbrennung, mische sich der Luft bei und mache dieselbe dadurch ungeeignet, die Verbrennung oder die Verkalkung weiter zu unterhalten (*phlogistisierte Luft*). Er hielt an dieser Ansicht fest, obwohl ihm bekannt war, daß die Metalle

durch Verkalkung nicht, wie es hiernach hätte sein müssen, eine Gewichtsabnahme, sondern eine Gewichtszunahme erlitten, und er so wenig wie seine Nachfolger legten auf dieses so wichtige Argument irgend welchen Wert. Die bedeutendsten Chemiker des vorigen Jahrhunderts in Deutschland, Frankreich und England folgten der von STAHL begründeten *phlogistischen Theorie*. Erst nachdem LAVOISIER (1774) nachgewiesen, daß bei der Verkalkung von unedlen Metallen (Zinn oder Blei) in geschlossenen Gefäßen das Metall gerade soviel an Gewicht zunimmt, als die mit eingeschlossene Luft an Gewicht verliert,<sup>1</sup> wurden bestimmtere Unterlagen zur erfolgreichen Bekämpfung der phlogistischen Theorie gewonnen, und nachdem nun auch um dieselbe Zeit der

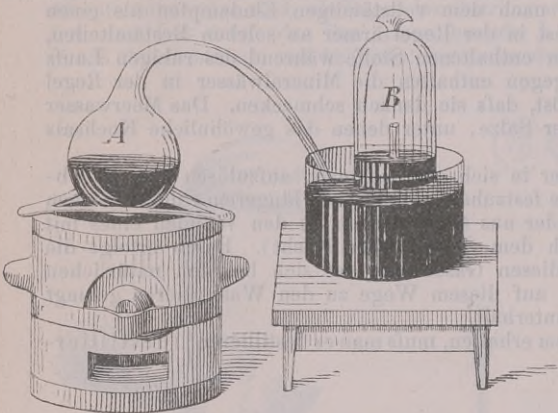


Fig. 18.

Sauerstoff entdeckt, gelangte LAVOISIER durch fortgesetzte Versuche dahin, im Jahre 1777 eine neue Verbrennungstheorie aufzustellen, welche alle Verbrennungs- und Verkalkungserscheinungen erklärte, ohne dazu der Annahme des STAHL'schen Phlogistons zu bedürfen. Der denkwürdige Versuch, durch welchen LAVOISIER 1777, also drei Jahre nach der Entdeckung des Sauerstoffs, nicht nur den unumstößlichen Beweis lieferte, daß der letztere allein die Ursache der Metallverkalkung ist, sondern auch zugleich die Zusammensetzung der Luft aus 1 Vol. Sauerstoff und 5 Vol. Stickstoff feststellte, wurde folgendermaßen ausgeführt. In einer Retorte A mit langem

<sup>1</sup>) Das Metall wurde mit Luft in eine Glasröhre eingeschmolzen und das Ganze gewogen, dann das Metall durch Erhitzen teilweise verkalkt und das Rohr abermals gewogen, wobei eine Gewichtszunahme nicht nachzuweisen war. Endlich öffnete man das Glasrohr, so daß Luft einströmen konnte, wog abermals und konnte jetzt eine Gewichtsvermehrung nachweisen, welche ebensoviel betrug als diejenige, die für das teilweise verkalkte Metall konstatiert wurde. — Es ist in hohem Grade interessant, daß derselbe Versuch schon 98 Jahre früher von dem englischen Chemiker BOYLE (1676) ausgeführt und beschrieben worden ist, ohne von diesem in seiner Bedeutung erkannt worden zu sein. (Vgl. ARENDT, Lehrgang S. 24.)



S-förmig gebogenem Halse wurde eine gewogene Menge Quecksilber gebracht und dieselbe auf einen mit Kohle zu heizenden Ofen gesetzt. Daneben war ein Gefäß mit Quecksilber so aufgestellt, daß der untere gebogene Teil des Retortenhalse bis auf den Boden reichte, und das offene Ende des Halses noch ein reichliches Stück über die Oberfläche des Quecksilbers empor ragte. Endlich stürzte man eine unten offene Glasglocke darüber, welche ein genau abgemessenes Volum Luft enthielt. Die beiden Räume *A* und *B* standen also miteinander in Verbindung. Nachdem alles so angeordnet war, wurde der Ofen angefeuert, das Quecksilber bis nahe zum Sieden erhitzt und bei dieser Temperatur 12 Tage lang erhalten. In den ersten Stunden war nichts zu beobachten; dann aber bildeten sich auf dem Quecksilber rote Flecke und Schuppen, welche fortwährend an Größe und Menge zunahmen. Gleichzeitig begann das Quecksilber in der Glocke *B* langsam zu steigen, was auf eine Volumverminderung der in *A* und *B* enthaltenen Luft hinwies. Als endlich nach der angegebenen Zeit ein Steigen des Quecksilbers nicht mehr beobachtet werden konnte, wurde der Versuch unterbrochen und zunächst die rückständige Luft gemessen. Sie hatte sich um nahezu  $\frac{1}{5}$  ihres ursprünglichen Volums vermindert. Dann wurde das gebildete rote Quecksilberoxyd gesammelt, gewogen, in einer kleinen Retorte erhitzt und das entwickelte Gas (Sauerstoff) aufgefangen. Seine Menge betrug dem Volum nach fast genau soviel, als die Volumabnahme der Luft in der Glocke *B*. Es war also hierdurch bewiesen, daß genau dieselbe Menge Gas, welches das Quecksilber beim Erhitzen der Luft entzogen hatte, durch stärkeres Erhitzen des Oxydes wieder frei wurde. — Das rückständige Gas in der Glocke *B* (Stickstoff oder, wie es LAVOISIER damals nannte, *mofette atmosphérique*) hatte natürlich die Eigenschaften der atmosphärischen Luft verloren. Als LAVOISIER aber 4 Vol. desselben mit 1 Vol. Sauerstoff mischte, erhielt er ein Gasgemenge, welches genau alle Eigenschaften der atmosphärischen Luft besaß.

Durch diesen entscheidenden Versuch mußte endlich die phlogistische Theorie als widerlegt gelten. Die neue Lehre, welche man die *antiphlogistische Theorie* nannte, entwickelte sich im Laufe der nächsten Jahre zur völligen Klarheit, und bald sprach es LAVOISIER bestimmt aus, daß der Sauerstoff das einzig wahre, die Verbrennung und Verkalkung bedingende Prinzip sei, und daß somit das Phlogiston nicht existiere. Obwohl man annehmen sollte, daß bei der Klarheit der Beweisführung LAVOISIER'S Ansichten unmittelbar hätten Anerkennung finden müssen, so beharrten doch die Anhänger der phlogistischen Theorie zum Teil noch lange Zeit hindurch bei ihrer Ansicht und suchten durch mancherlei Annahmen die neu erkannten Thatsachen mit ihrer Auffassung in Einklang zu bringen. Einige nahmen an, daß das Phlogiston sich mit einem Teile der Luft (Sauerstoff) vereinige, und daß das so entstandene Produkt entweder frei in der Luft verbleibe (gewöhnliche Verbrennung) oder in den verbrennenden Körper wieder eingehe und denselben schwerer mache (Verkalkung). Andere stellten die Ansicht auf, daß das Phlogiston negative Schwere besitze, so daß es die Körper, solange es noch in ihnen enthalten sei, leichter mache; beim Verbrennen dagegen entweiche es, lasse die Körper mit ihrer ursprünglichen Schwere zurück, vereinige sich mit einem Teile der Luft und mache diese dadurch leichter etc. etc. Selbst der Entdecker des Sauerstoffs (PRIESTLEY) gehörte zu den Gegnern der antiphlogistischen Theorie, welche erst mit dem Beginne des 19. Jahrhunderts zur allgemeineren Geltung gelangte.

Die atmosphärische Luft enthält außer ihren beiden gasförmigen Hauptbestandteilen, Sauerstoff und Stickstoff, noch einen dritten in sehr geringer Menge: die Kohlensäure (auf welche später noch ausführlicher zurückzukommen ist), und einen vierten: das Argon, dessen Gegenwart bis in die neueste Zeit übersehen und erst im Jahre 1895 von Lord RAYLEIGH und W. RAMSAY nachgewiesen worden ist. Es bleibt mit dem Stickstoff zurück, wenn der Sauerstoff durch Verbrennung entzogen wird, ist also gegen Flammen ebenso indifferent wie dieser und wurde eben deshalb immer mit demselben verwechselt. — In allerneuester Zeit (1898) sind von den englischen Forschern RAMSAY und TRAVERS noch drei andere elementare Gase in dem aus atmosphärischer Luft abgeschiedenen Argon aufgefunden worden, welche die Namen Neon, Metargon und Krypton erhalten haben.

Das Wasser wurde bis zum Jahre 1781 allgemein als einfacher Körper angesehen. In diesem Jahre teilte WARLTIER an PRIESTLEY mit, daß sich bei der Verbrennung von Wasserstoff in atmosphärischer Luft stets Feuchtigkeit bilde. Letzterer, der sich über die Erscheinung keine Rechenschaft geben konnte, wandte sich an WATT, welcher



1783 die Ansicht aussprach, daß man das Wasser als zusammengesetzt aus Sauerstoff und Phlogiston ansehen könne. Inzwischen stellte CAVENDISH Versuche darüber an und entdeckte schon früher, als WATT's Ansicht durch PRIESTLEY veröffentlicht wurde, mit Bestimmtheit, daß Wasserstoff, mit gewöhnlicher Luft oder Sauerstoff verbrannt, immer Wasser giebt. Diese Versuche wurden erst im Jahre 1784 publiziert. LAVOISIER endlich bestätigte die Beobachtung und übersetzte sie in die Sprache des antiphlogistischen Systems. Hiernach muß die Entdeckung der Natur des Wassers CAVENDISH zugeschrieben werden.

## II. Leichte Metalle und deren Oxyde.

**13.** Bis zu Anfang dieses Jahrhunderts waren nur schwere Metalle bekannt, und daher konnte man bis dahin das hohe spezifische Gewicht als ein charakteristisches Kennzeichen der Metalle betrachten. Seitdem aber ist eine gewisse Zahl von Metallen entdeckt worden, die ein auffallend niedriges spezifisches Gewicht besitzen, und von denen einige sogar auf Wasser schwimmen.

### *Die wichtigsten leichten Metalle.*

Namen	Spez. Gew.	Farbe	Schmelzpunkt	Entdeckung
Kalium, K . .	0,865	silberweiß	63°	1807 von DAVY.
Natrium, Na .	0,972	silberweiß	96°	1807 „ „
Calcium, Ca . .	1,5	gelb	bei Rotglut	1808 „ „
Barium, Ba . .	1,9	gelb	bei Rotglut	1808 „ „
Strontium, Sr .	2,5	gelb	bei mäßiger Rotglut	1808 „ „
Magnesium, Mg	1,8	silberweiß	bei mäßiger Rotglut	1808 „ „
Aluminium, Al	2,6	weiß	bei heller Rotglut	1827 von WÖHLER.

## 8. Kalium, Natrium, Calcium, Barium, Strontium.

**Kalium**<sup>1</sup> (*Kalium*) K. Silberweiß, stark glänzend, weich wie warmes Wachs, läßt sich kneten. — Vorkommen in der Asche der Landpflanzen und einigen Mineralien: *Feldspat* (131), *Kaïnit* (74), *Carnallit* (58), *Sylvin* (57) *Polyhalit* (69).

**Natrium**<sup>2</sup> (*Natrium*) Na. Silberweiß, dem Kalium ähnlich. — Vorkommen als Bestandteil vieler Mineralien: *Steinsalz* (59), *Glauber-salz* (66), *Soda* (81), *Trona* (82), *Natrocalcit* (83).

Beide Metalle zeigen ihren Glanz nur auf frischer Schnittfläche, oxydieren sich aber an der Luft sofort und müssen deshalb unter Petroleum oder in Röhren, mit Wasserstoff eingeschmolzen, aufbewahrt werden. Bei gelindem Erhitzen verbrennen sie rasch zu Oxyden.

**Versuch** [T. § 50]. Kalium und Natrium werden jedes für sich in einer Porzellanschale erhitzt. Sie schmelzen dabei zu einer metallglänzenden Masse, entzünden sich

<sup>1</sup>) arab. *al kali*, die Asche (Pflanzenasche), aus welcher die Verbindungen des Kaliums zuerst gewonnen wurden. — <sup>2</sup>) altlat. *nitrum*, natürliches mineralisches Laugensalz, welches eine Verbindung des Natriums ist (vgl. *nitrum* S. 11 Note 1).



bald und verbrennen unter Entwicklung eines starken Rauches und Hinterlassung weißer zerreiblicher Oxyde (Fig. 19).

Die Oxydationsprodukte heißen:

**Kaliumoxyd** oder **Kali** und **Natriumoxyd** oder **Natron**.

Beide ziehen aus der Luft rasch Feuchtigkeit an (sind hygroskopisch<sup>1)</sup>) und zerfließen damit zu öligen Flüssigkeiten (sind zerfließlich oder deliquescent<sup>2)</sup>), welche sich in Wasser leicht lösen. Die Lösungen wirken ätzend auf die Haut und machen sie dadurch schlüpfrig, schmecken (in starker Verdünnung!) laugenhaft, färben rotes Lackmus blau und

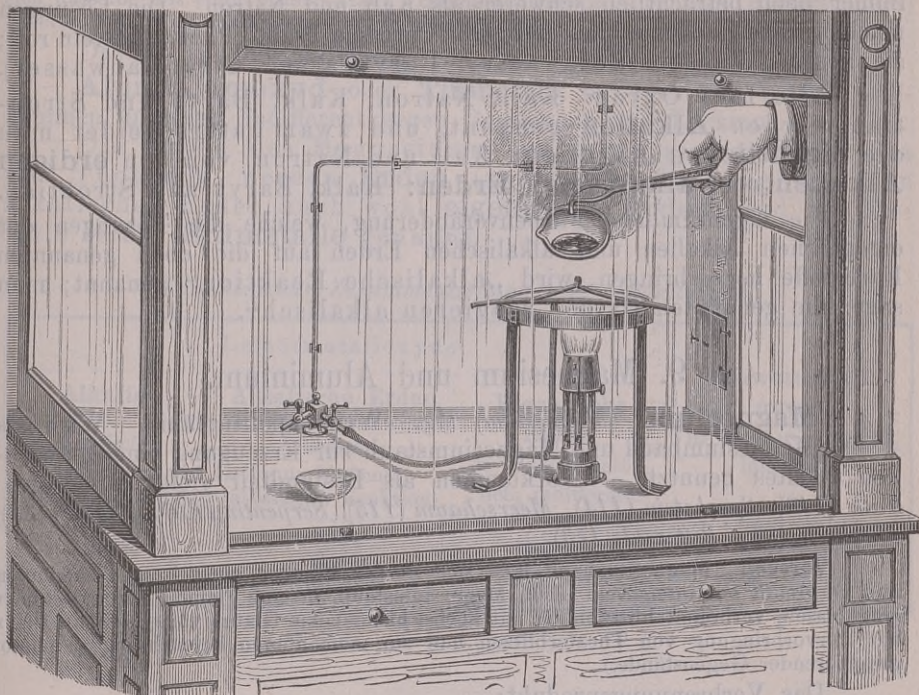


Fig. 19. Verbrennen von Kalium und Natrium.

gelbe Curcuma braun (Penolphtalein rot). Im konzentrierteren Zustand (Laugen genannt: Kalilauge, Natronlauge) wirken sie namentlich beim Erwärmen zerstörend auf organische (besonders animalische) Substanzen.

**Calcium**<sup>3</sup> (*Calcium*) Ca. Gelb, stark glänzend, dehnbar. — Vorkommen in *Kalkspat* (84), *Kalkstein* (84<sup>c</sup>), *Marmor* (84<sup>b</sup>), *Gips* (68), *Anhydrit* (67), *Dolomit* (86) etc. und im gebrannten Kalk.

<sup>1)</sup> griech. *ὑγρός* (*hygros*), feucht, und *σκοπή* (*skopé*) oder *σκοπιὰ* (*skopiá*), Beobachtung, also eigentlich: Feuchtigkeit anzeigend (weil Wasserdampf aus der Luft anziehend). — <sup>2)</sup> lat. *deliquesce*, zerschmelzen, zerfließen. — <sup>3)</sup> lat. *calx*, der Kalk.

**Barium**<sup>1</sup> (*Barium*) Ba. Gelb. — Vorkommen in *Schwerspat* (70), *Witherit* (88) etc.

**Strontium**<sup>2</sup> (*Strontium*) Sr. Gelb. — Vorkommen in *Strontianit* (89), *Cölestin* (71) etc.

Alle drei sind an der Luft leicht oxydierbar und deshalb unter Petroleum oder in Glasröhren mit Wasserstoff eingeschmolzen aufzubewahren. Ihre Oxyde

**Kalk** (oder Kalkerde) und **Strontian** (oder Strontianerde) sind schwer löslich, **Baryt** (oder Baryterde) weniger schwer löslich, aber immer noch beträchtlich schwerer als Kali und Natron. Die Lösungen machen rotes Lackmus blau und gelbe Curcuma braun (Phenolphthalein rot); sie heißen Wässer (Kalkwasser, Barytwasser, Strontianwasser).

Alle fünf Oxyde: Kali, Natron, Kalk, Baryt und Strontian werden **Alkalien** genannt, und zwar unterscheidet man die **eigentlichen Alkalien**: Kali und Natron, von den **erdigen Alkalien** oder **alkalischen Erden**: Kalk, Baryt und Strontian.

Die eigentümliche Farbenveränderung, welche die Lösungen der eigentlichen Alkalien und alkalischen Erden auf die oben genannten Farbstoffe hervorbringen, wird „alkalische Reaktion“ genannt; man sagt: die genannten Oxyde „reagieren alkalisch“.

## 9. Magnesium und Aluminium.

**14. Magnesium**<sup>3</sup> (*Magnesium*) Mg. Weiß, politurfähig. Wird als Magnesiumband und Magnesiumstaub zur Erzeugung eines glänzenden Lichtes benutzt. — Vorkommen als Bestandteil vieler Mineralien: *Talk* (113), *Speckstein* (114), *Meerschaum* (115), *Serpentin* (116), *Asbest* (123), *Magnetit* (87), *Bittersalz* (73).

**Versuch.** Magnesiumband läßt sich in der Flamme einer Lampe entzünden und verbrennt mit intensivem Licht, Magnesiumstaub, in eine Flamme geschüttet oder eingeblasen, verbrennt blitzähnlich mit höchst blendendem Glanz. (Magnesiumblitz zur Hervorbringung von Theaterblitzen und zur momentanen Beleuchtung zu photographierender Gegenstände.)

Das Verbrennungsprodukt:

**Magnesiumoxyd** oder **Magnesia** (Talkerde oder Bittererde) ist weiß, erdig, in Wasser fast vollkommen unlöslich und indifferent gegen Geschmack und Pflanzenfarben.

**Aluminium**<sup>4</sup> (*Aluminium*) Al. Weiß mit einem schwachen Stich ins Blaugraue, sehr politurfähig. — Vorkommen im *Porzellan*- und

<sup>1</sup>) griech. *βαρύς* (*bars*), schwer. Das Metall wurde zuerst aus der Baryterde (Schwererde) dargestellt, welche ihrerseits aus dem *Schwerspat* gewonnen wird. —

<sup>2</sup>) Der *Strontianit*, aus welchem das Strontium zuerst gewonnen wurde, hat seinen Namen von der schottischen Stadt Strontian, in deren Nähe er gefunden wird. —

<sup>3</sup>) *Magnesia alba*, Bittererde, ein aus dem Bittersalz bereitetes Medikament (seit Anfang des 18. Jahrhunderts), woraus durch DAVY das Metall dargestellt wurde. —

<sup>4</sup>) lat. *alūmen*, Alaun, dessen Hauptbestandteil Aluminium ist.



*Töpferthon*, im *Lehm*, also in jedem Ackerboden, und vielen andern Mineralien. Einer der verbreitetsten Bestandteile unserer Erdrinde. — Das Aluminium wird in neuerer Zeit durch Anwendung hoch gespannter starker elektrischer Ströme (mittels Dynamomaschinen) in größeren Mengen fabrikmäßig dargestellt. Es bildet mit Silber eine schön weiße und mit Kupfer eine schön goldgelbe Legierung (Aluminiumbronze). Sowohl das reine Metall als auch seine Legierungen finden eine vielseitige und mannigfaltige Anwendung zu den allerverschiedenartigsten Zwecken.

**Versuch.** Erhitzt man ein Stück Aluminiumblech über der Lampe, so bedeckt sich dasselbe mit einer grauen Haut. Dünngeschlagenes Aluminium (Blattaluminium) verbrennt in einer Flamme mit blendendem Glanz.

Das Verbrennungsprodukt:

**Aluminiumoxyd** oder **Thonerde** ist weiß, in Wasser vollkommen unlöslich, indifferent gegen Geschmack und Lackmus.

Die Oxyde des Magnesiums und Aluminiums: **Magnesia** und **Thonerde**, werden **Erden** (zur Unterscheidung von den alkalischen Erden auch wohl **eigentliche Erden**) und die Metalle selbst **Erdmetalle** genannt.

#### *Vergleichende Zusammenstellung aller Metalloxyde.*

Leichtmetalloxyde			Schwermetalloxyde, in Wasser unlöslich, indifferent.
Alkalien, in Wasser leicht löslich. Die Lösungen Lackmus bläuend, Curcuma bräunend (alkalische Reaktion).	Alkalische Erden, in Wasser schwerer löslich.	Eigentliche Erden, in Wasser unlös- lich, indifferent.	
Kali - Natron	Kalk Baryt Strontian	Magnesia Thonerde	Alle früher besprochenen.

### III. Nichtmetalle oder Metalloide und deren Oxyde.

#### 1. Kohlenstoff und Kohlensäure.

**15. Kohlenstoff** (*Carbonium*<sup>1)</sup> C. Ein allgemeiner Bestandteil aller organischen Körper, sowie der im gewöhnlichen Leben mit dem Namen Kohle (Stein-, Holz-, Braunkohle) benannten Substanzen; läßt sich durch Erhitzen derselben gewinnen.

<sup>1)</sup> lat. *carbo*, Kohle.

Namen	Spez. Gew.	Gestalt	Schmelzp.	Siedepunkt
Kohlenstoff				
Organische Kohle	1,2—1,7	amorph	unschmelzbar	—
Graphit . . . .	1,9—2,2	krystallinisch	unschmelzbar	—
Diamant . . . .	3,5—3,6	krystallisiert	unschmelzbar	—
Schwefel				
$\alpha$ -Schwefel . . .	2,07	krystallisiert	111,5°	424°
$\beta$ -Schwefel . . .	1,96	krystallisiert		
$\gamma$ -Schwefel . . .	1,91	amorph		
Phosphor				
gewöhnlicher . .	1,8	krystallinisch	44°	290°
roter . . . . .	2,1	amorph	—	—
Arsen	5,9	krystallisiert	—	verdampft bei 180°
Antimon	6,7	krystallinisch	450°	bei Weißglut
Bor	2,68	amorph	—	—
Kiesel				
krystallisiertes .	2,49	krystallisiert	—	—
amorphes . . . .	—	amorph	—	—

**Versuch** [T. § 40]. In einem lose bedeckten Porzellan- oder Platintiegel werden einige Stück Holz (Sägespäne), Papier, Stroh, Zucker, Stärkemehl, Leim, Knochen, Horn oder tierische Abfälle irgend welcher Art, Steinkohle, Braunkohle und dergl. erhitzt (Fig. 20).

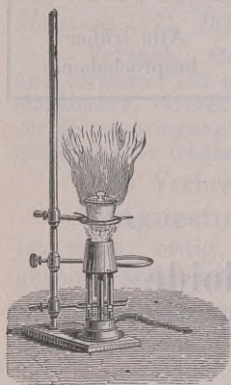


Fig. 20.  
Verkohlung von Holz.

Ergebnis. Anfangs entweichen brennbare Gase von üblem (brenzlichem) Geruch, besonders bei tierischen Substanzen; zuletzt hinterbleibt im Tiegel eine schwarze, je nach der Natur der verschiedenen Substanzen poröse oder blasig aufgeschwollene, meist leicht zerreibliche Kohle: Holzkohle, Zuckerkohle, Tierkohle, (Knochenkohle, Blutkohle etc.), Koks (von Steinkohlen) genannt.

Diese Kohlenarten bestehen, wenn sie stark und lange geglüht sind, zum größern Teil aus reinem Kohlenstoff.

Die Holzkohle wird im großen in den sogenannten Kohlenmeilern (Figg. 21 und 22) dargestellt, in welchen die Holzscheite dicht geschichtet und oben mit Erde bedeckt sind; für den Zutritt der Luft sind nur enge Kanäle gelassen. Die brennbaren Gase entweichen und verbreiten ihren Geruch oft stundenweit. — Die käufliche Holzkohle ist niemals vollständig ausgeglüht, sie entwickelt deshalb beim Glimmen immer noch riechende Gase (Kohlendunst).

Der Kohlenstoff ist selbst in stärkster Glühhitze weder



schmelzbar, noch flüchtig. Er kommt in drei verschiedenen allotropischen<sup>1</sup> Modifikationen vor:

a) **Organischer Kohlenstoff**, der aus organischen Körpern gewonnene. Letztere enthalten außer Kohlenstoff noch andere (flüchtige) Substanzen. Woraus ergibt sich dies?

b) **Graphit**<sup>2</sup> oder **Wasserblei**, **Reifsblei** (2). Blättrige, strahlige, schuppige oder dichte Massen, eisenschwarz, matt oder auch glänzend, abfärbend; Benutzung zu Bleistiften, zum Schwärzen eiserner Geräte und, wegen seiner Unschmelzbarkeit, gemengt mit feuerfestem Thon, zur Fabrikation von Tiegeln etc.

c) **Diamant**.<sup>3</sup> (1) Reinsten Kohlenstoff; krystallisiert in Oktaedern oder andern Formen des tesseralen Systems, meist farblos und durchsichtig, mitunter auch gefärbt (grün, rot, seltener schwarz); das Licht stark brechend und zerstreuernd, der härteste aller Körper: H. = 10.

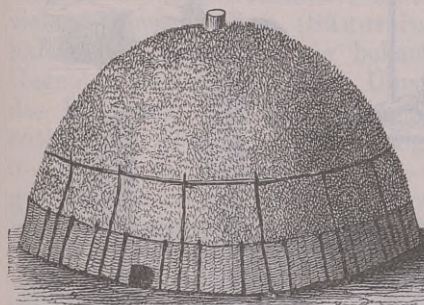


Fig. 21.

Kohlenmeiler.

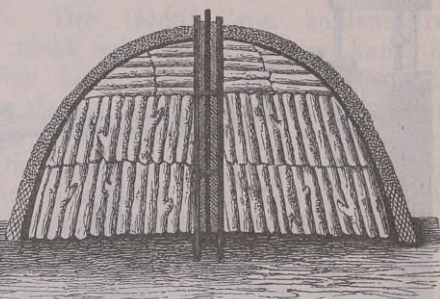


Fig. 22.

Die organische Kohle besitzt die Eigenschaft, Farbstoffe (ebenso auch übelriechende Substanzen, gewisse Pflanzengifte etc.) aus wässerigen Lösungen zu absorbieren<sup>4</sup> und Gase in sich aufzusaugen [T. § 40 u. 41]. Daher ihre Benutzung zum Entfärben von Flüssigkeiten (Zuckersaft etc.), zur Reinigung (Desinfektion<sup>5</sup>) von Wasser und zum Filtrieren von Luft (plastische<sup>6</sup> Kohle).

**16.** Während der Kohlenstoff (gleichgültig, welcher Herkunft) beim Erhitzen in geschlossenen Gefäßen vollkommen unverändert bleibt, verschwindet er bekanntlich für unsere Wahrnehmung beim Erhitzen an freier Luft. Dies ist ganz zweifellos eine Folge seiner Oxydation. Da kein Stoff vom Erdboden verschwinden kann, so kann das Oxydationsprodukt nichts anderes als ein für uns un wahrnehmbares Gas sein. Um dieses kennen zu lernen, muß der Kohlenstoff in der Weise verbrannt

<sup>1</sup>) griech. ἄλλος (állos), ein anderer, und τρόπος (trópos), die Wendung, die Art; also: anders geartet (äusserlich). — <sup>2</sup>) griech. γράφειν (gráphein), schreiben, wegen seiner Benutzung als Schreibmaterial zu Bleistiften. — <sup>3</sup>) griech. ἀδάμας (adámas) unbezwinglich. — <sup>4</sup>) lat. absorbēre, verschlucken. — <sup>5</sup>) lat. de privativum (ent-) und inficēre, mit etwas Schädlichem, mit Gift etc. anmachen; also entgiften. — <sup>6</sup>) griech. πλάσμα (plásma), Gebilde, also plastisch = geformt.

werden, daß man das Verbrennungsprodukt auffangen und untersuchen kann.

**Versuch** [T. § 42]. Man bringe in ein Glasrohr gut ausgeglühte Kohle (Holzkohle), leite Sauerstoff darüber und erhitze das Rohr von außen, bis die Kohle zu verbrennen beginnt. Das ausströmende Gas leite man in einen hohen Fußcylinder, in welchem mehrere Lichter brennen (Fig. 23), bis dieselben verlöschen, fange einen andern Teil in einem Stöpselcylinder auf und schütte es darin tüchtig mit kaltem Wasser, in welches man nachher etwas blaue Lackmuslösung gießt. Ferner leite man es in Kalkwasser, welches dadurch getrübt wird, und gieße es aus einem Cylinder in einen andern, in welchem ein brennendes Licht steht.

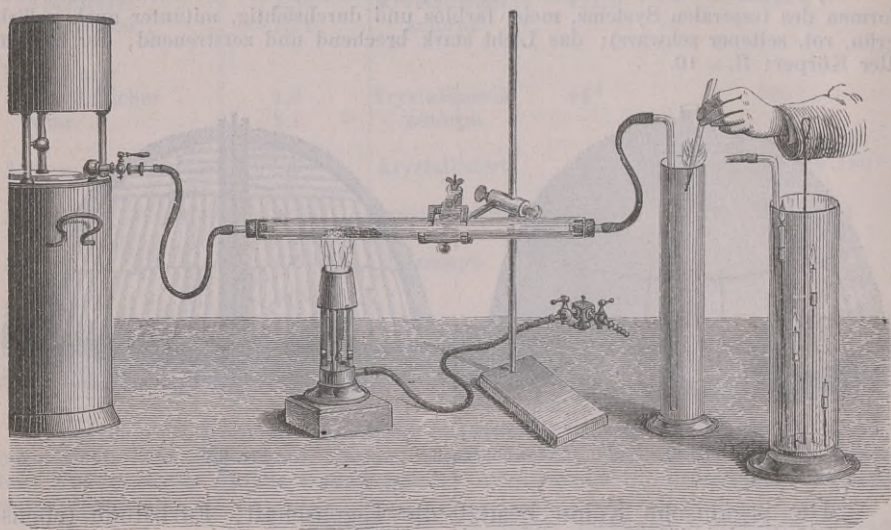


Fig. 23. Verbrennung von Kohlenstoff.

**Ergebnis.** Die Kohle verschwindet während des Verbrennens scheinbar unter Zurücklassung von etwas Asche. Das austretende Gas besitzt nicht mehr die Eigenschaften des Sauerstoffs. Daraus folgt: Kohlenstoff und Sauerstoff haben sich verbunden zu:

**Kohlensäure** (*Acidum carbonicum*), (so genannt wegen ihres säuerlichen Geschmackes), welche also aus Kohlenstoff und Sauerstoff bestehen muß, weil sie daraus entstanden ist. Spez. Gew. 1,524. Farblos, irrespirabel (nicht atembar), lebende Tiere sterben darin sofort, erstickt die Flamme, wird vom Wasser absorbiert (kohlensaures Wasser), bei 0° und unter gewöhnlichem Luftdruck zu gleichem Volum, bei 2 Atmosphären zu doppeltem, bei 3 Atmosphären zu dreifachem Volum etc., läßt sich durch Erhitzen wieder daraus entfernen und entweicht auch in offenen Gefäßen bei gewöhnlicher Temperatur nach einiger Zeit (kohlensaures Wasser in offenen Gläsern), trübt Kalkwasser, macht Lackmus weinrot, läßt sich durch sehr starken Druck (35 Atm.) zu einer Flüssigkeit verdichten (flüssige Kohlensäure), welche nach Entfernung des Druckes rasch verdampft und dadurch eine sehr intensive Kälte (– 79°) erzeugt, wobei ein Teil der Flüssigkeit erstarrt (feste Kohlensäure).



Flüssige Kohlensäure wird fabrikmäßig dargestellt und in schmiedeeisernen Flaschen von 2 bis 6 kg Inhalt versandt. Sie dient zur Fabrikation von Mineralwässern, in der Kellerwirtschaft zum Aufdrücken des Bieres, zum Treiben von Maschinen (Feuerspritze) und zur Erzeugung sehr niedriger Temperatur.

Die Kohlensäure entsteht bei der Verbrennung aller organischen Körper, ebenso auch beim Atmen der Tiere (Beweis durch Einblasen von Atmungsluft in Kalkwasser); sie ist deshalb ein nie fehlender Bestandteil der Atmosphäre (3 Vol. in 10000 Vol. Luft). Sie entwickelt sich ferner fertig gebildet, namentlich in vulkanischen Gegenden, aus dem Erdboden (Hundsgrotte bei Neapel, Pyrmont, Lahnthal bei Ems, Burgbrohl am Rhein; letzteres Vorkommen [1500 l per Minute] wird technisch verwertet zur Darstellung flüssiger Kohlensäure und künstlicher Mineralwässer) und bildet einen Bestandteil vieler Mineralquellen (Säuerlinge). Der Genuß von kohlensäurehaltigem Wasser ist, wie bekannt, nicht schädlich, sondern kann im Gegenteil unter besondern Umständen heilkräftig wirken, dagegen ist das Einatmen von Luft, welche mehr als die normale Menge Kohlensäure enthält, der Gesundheit nachteilig und wirkt schon bei einem Gehalt von 3—4 p. c. tödlich (erstickend). — Die Kohlensäure findet sich auch in großen Massen gebunden in vielen Mineralien und Gesteinen, z. B. Kalkstein, Marmor etc., aus denen sie durch Brennen oder auf anderem Wege befreit werden kann.

In geschlossenen Räumen, welche von vielen Menschen besetzt sind, kann durch die Atmung und des Abends überdies noch durch das Brennen von Gasflammen der Kohlensäuregehalt der Luft in schädlicher Weise anwachsen. Dem beugt man schon beim Bau der Häuser durch Ventilation<sup>1</sup> vor, indem durch passend angelegte Kanäle im Mauerwerk für Abführung der verdorbenen Luft und anderseits für Zuführung entsprechender Mengen frischer Luft durch andere Kanäle gesorgt wird. Für die Stellung der Abfluß- und Ausflusmündungen sind die Temperaturverhältnisse der aus- und eintretenden Luft, also vor allem auch die Jahreszeiten maßgebend (Winter- und Sommerventilation).

In Räumen, die nur von wenigen Menschen bewohnt werden, ist eine solche Vorsichtsmaßregel nicht notwendig, da auch bei geschlossenen Thüren und Fenstern infolge der Diffusion<sup>2</sup> durch die Ritzen derselben, ja selbst durch das poröse Mauerwerk, ein fortwährender Gasaustausch stattfindet, welcher meist genügt, um das gestörte Gleichgewicht wieder herzustellen.

Diffusion ist die freiwillige Ausbreitung von Gasen ineinander, welche ohne bemerkbare Bewegung derselben vor sich geht. Sie findet allemal statt, wenn mit einem Gase ein anderes in örtliche Berührung gebracht wird, sei es in einem und demselben Raume (Entwicklung einer kleinen Menge eines stark riechenden Gases in einem Zimmer), sei es in benachbarten Räumen, die durch eine poröse oder mit Löchern und Ritzen versehene Scheidewand getrennt sind. Die Ausbreitung der Gase ist eine wechselseitige, bis die Verteilung in dem Raume, bezw. in beiden Räumen eine gleichmäßige ist. Die Geschwindigkeit der Ausbreitung ist aber bei verschiedenen Gasen nicht gleich, sie verhält sich umgekehrt wie die Quadratwurzel aus den spezi-

<sup>1</sup>) lat. *ventus*, Wind. — <sup>2</sup>) lat. *diffundere* verbreiten, zerstreuen.



fischen Gewichten derselben, also bei Luft und Kohlensäure  $= \sqrt{1} : \sqrt{1,524} = 1 : 1,235$  oder nahezu wie 4 : 5, d. h. für 4 Vol. Kohlensäure, die austreten, treten 5 Vol. Luft ein. Wenn Wasserstoff und Luft gegeneinander diffundieren, gilt, da der Wasserstoff etwa 14-mal leichter ist als Luft, das Verhältnis  $\sqrt{1} : \sqrt{14} = 1 : 3,8$ , d. h. für 1 Vol. austretender Luft treten 3,8 Vol. Wasserstoff ein. In getrennten Räumen muß sich hierdurch vorübergehend eine Druckdifferenz herstellen, was sich durch den in Fig. 24 abgebildeten Versuch darthun läßt. Zwei poröse Thonzellen sind mit Glasröhren verbunden, welche in der Weise gebogen sind, wie die Fig. 24 zeigt. Die Thonzelle A ist in ein Becherglas mit Kohlensäure getaucht, die andere B von einem umgekehrten Becherglas umgeben, welches mit Wasserstoff gefüllt ist. Das Rohr a taucht in gefärbtes Wasser, und b ist bis zur Kugel mit solchem Wasser gefüllt. Da die Luft aus A rascher austritt, als die Kohlensäure aus dem Gase eintritt, entsteht in A ein partielles Vakuum, infolgedessen das Wasser in a emporsteigt. Umgekehrt tritt aus B die Luft langsamer aus, als der Wasserstoff ein, dadurch wächst der Gasdruck in B und treibt das Wasser aus der verjüngten Öffnung von b in einem Strahle empor.

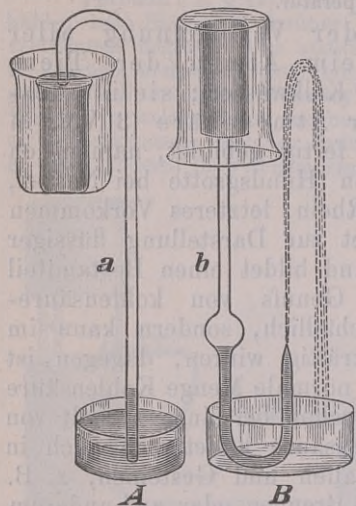


Fig. 24. Diffusion von Kohlensäure und Wasserstoff gegen Luft.

großer Flüchtigkeit. Später wurde sie *Spiritus sylvestris* oder *Gas sylvestre* (Waldgeist oder Waldgas) und von BLACK, nachdem dieser ihre Eigenschaft, von Kalkwasser gebunden (fixiert) zu werden, erkannt hatte, *fixe Luft* genannt, ein Ausdruck, der sich noch bis in unsere Tage erhalten hat. LAVOISIER endlich zeigte, daß sie das Verbrennungsprodukt des Kohlenstoffes ist, lernte ihre Zusammensetzung kennen und nannte sie Kohlensäure. Derselbe zeigte auch durch Verbrennung eines Diamanten in Sauerstoff, daß derselbe aus reinem Kohlenstoff besteht.

## 2. Schwefel und schweflige Säure.

**17. Schwefel (Sulfur) S.** Seit dem Altertum bekannt. Bei gewöhnlicher Temperatur fest, gelb; kommt als Stangenschwefel (körnische, leicht zerbrechliche, im Innern krystallinische Masse, die in der warmen Hand knistert) und als Schwefelblumen (feines citronengelbes Pulver) im Handel vor. Er schmilzt bei  $111,5^{\circ}$  zu einer honiggelben, dünnen Flüssigkeit, wird bei stärkerem Erhitzen ( $250-260^{\circ}$ ) rotbraun und dick, später wieder etwas dünnflüssiger, entzündet sich dann an der Luft und siedet bei  $424^{\circ}$ . Aus einer Retorte läßt er sich destillieren<sup>2</sup> (Fig. 25) und zu Schwefelblumen sublimieren<sup>3</sup> (Fig. 26). [T. § 57a und b.]

<sup>1</sup>) lat. *spiritus*, Geist. So wurde in der mittelalterlichen Chemie jeder Körper genannt, der leicht Gasgestalt annahm. Der Name *Gas* wurde erst später eingeführt. — <sup>2</sup>) lat. *destillare*, herabträufeln, nämlich der durch Abkühlung der Dämpfe entstandenen Flüssigkeit. — <sup>3</sup>) lat. *sublimis*, hoch, erhaben. Die durch rasche Abkühlung in der Luft zu einem feinen Staube fester Körperteilchen verdichteten Schwefeldämpfe steigen nach oben.



Er löst sich in Schwefelkohlenstoff und scheidet sich daraus in oktaedrischen Krystallen ab. Geschmolzener und in einem bedeckten Gefäße langsam abgekühlter Schwefel erstarrt zu nadelförmigen Krystallen. Geschmolzen und bis nahe zum Sieden erhitzt und rasch abgekühlt, bildet er eine zähe, braune — beim Abkühlen destillierten Schwefels (Fig. 25) eine ebenfalls zähe, aber schön gelbe — Masse (amorpher<sup>1</sup> Schwefel). Er existiert also in drei allotropischen Modifikationen:<sup>2</sup>

a)  $\alpha$ -Schwefel, krystallisiert in Rhomben-Oktaedern (aus der Schwefelkohlenstofflösung), spez. Gew. 2,07.

b)  $\beta$ -Schwefel, krystallisiert in schiefen rhombischen, nadelförmigen Prismen durch langsame Abkühlung des geschmolzenen Schwefels, spez. Gew. 1,96. [T. § 57c.]

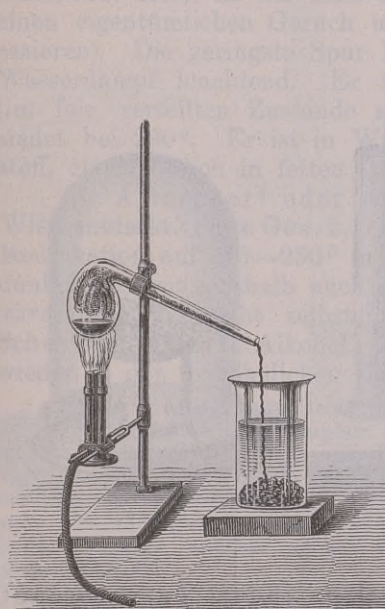


Fig. 25.

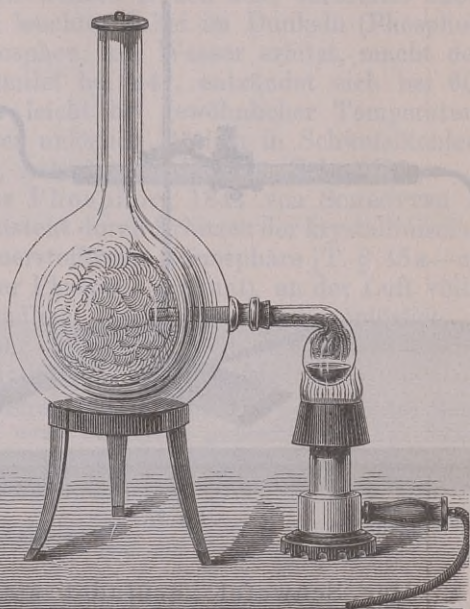


Fig. 26.

Destillieren und Sublimieren von Schwefel.

c)  $\gamma$ -Schwefel oder amorpher Schwefel, unkrystallinisch durch rasche Abkühlung [des stark erhitzten Schwefels, spez. Gew. 1,91. Die beiden letzten Modifikationen gehen nach kurzer Zeit von selbst in die erstere über. [T. § 57 d.]

Vorkommen: a) in gediegenem Zustande namentlich in vulkanischen Gegenden, in Sicilien (Girgenti), in der Romagna, auf den ionischen Inseln, in Ägypten, an den Küsten des roten Meeres, ferner in Polen, Hannover, bei Lüneburg, bei Aachen, bei Marienbad, in Aragonien etc.; b) in Erzen (*Pyrite, Kiese, Glanze, Blenden*) mit verschiedenen Metallen (Eisen, Kupfer, Blei, Silber etc.) verbunden.

<sup>1</sup>) griech.  $\alpha$  ( $a$ ) privativum (nicht, ohne), und  $\mu\omicron\rho\phi\eta$  ( $morph\bar{e}$ ), die Gestalt, also ohne Gestalt, d. h. Krystallgestalt. — <sup>2</sup>) griech.  $\acute{\alpha}\lambda\lambda\omicron\varsigma$  und  $\tau\rho\acute{o}\pi\omicron\varsigma$ , s. S. 23 Note 1.

**18. Versuch** [T. § 44]. Man verbrenne Schwefel im Sauerstoffstrom (Vorsicht beim Entzünden, s. T. a. a. O.) und leite das entweichende Gas in etwas Wasser, welches zuvor durch einige Tropfen Lackmuslösung blau gefärbt wurde (Fig. 27), — ferner verbrenne man in einem flachen Schälchen Schwefel, stelle einen Dreifuß, auf welchem einige bunte Blumen etc. und befeuchtete buntbedruckte Kattunläppchen liegen, darüber und bedecke schließlicb das Ganze mit einer Glasglocke (Fig. 28).

**Ergebnis.** Der Schwefel verbrennt mit blauer, lebhaft leuchtender Flamme zu einem unsichtbaren Gase, welches vom Wasser absorbiert wird, demselben saure Eigenschaften erteilt und, in die Luft geleitet, durch seinen stechenden Geruch bemerklich wird. — Die Farben der unter die Glocke gebrachten Gegenstände verschwinden.

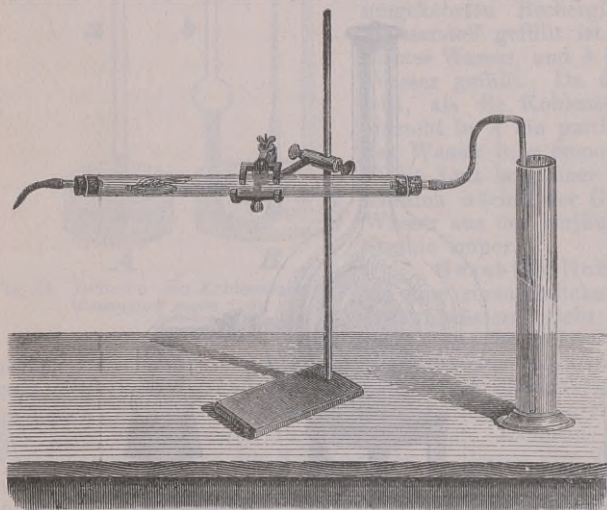


Fig. 27.

Schweflige Säure.

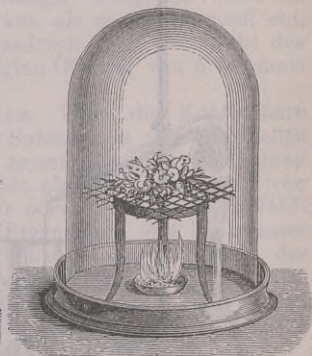


Fig. 28.

Der Schwefel verbindet sich also, indem er verbrennt, mit Sauerstoff und bildet

**Schweflige Säure** (*Acidum sulfurosum*), farbloses, unsichtbares Gas von stechendem Geruch und scharf saurem Geschmack, schwerer als Luft, spez. Gew. 2,22; wird von Wasser stark absorbiert (bei 10° über 50 Vol.), welchem es seinen Geschmack und Geruch erteilt, bildet an feuchter Luft (durch Absorption<sup>1</sup> von Wasserdampf) sichtbare Nebel, ist irrespirabel, erregt, schon in kleinen Mengen eingeatmet, Husten und Brustbeklemmung und führt in größerer Menge Erstickung herbei. Flammen erlöschen in schwefliger Säure, welche selbst nicht brennbar ist. Farbstoffe organischen Ursprunges werden gebleicht. Verwendung zum Bleichen von Wolle und Seide, Stroh- und Korbwaren, bei der Fabrikation der als Papierstoff dienenden sogenannten *Cellulose* aus Holz, zum Schwefeln des Hopfens und der Fässer, zum Bleichen des Rohzuckers

<sup>1</sup>) lat. *absorbēre*, verschlucken.



und zur Desinfektion.<sup>1</sup> Verdichtet sich durch Druck (4 Atmosphären) oder Kälte ( $-10$  bis  $-11^{\circ}$ ) zu einer farblosen Flüssigkeit, welche an freier Luft rasch verdunstet. (Flüssige schweflige Säure.)

### 3. Phosphor und Phosphorsäure.

**19. Phosphor**<sup>2</sup> (*Phosphorus*) P. Kommt in zwei allotropischen<sup>3</sup> Modifikationen vor:

a) Weißer oder krystallinischer Phosphor. 1669 von BRANDT und KUNKEL entdeckt. Spez. Gew. 1,8. Gelblichweiß, wachsartig durchscheinend, stößt an der Luft einen weißen Rauch aus, verbreitet dabei einen eigentümlichen Geruch und leuchtet dabei im Dunkeln (Phosphoreszieren). Die geringste Spur Phosphor, mit Wasser erhitzt, macht den Wasserdampf leuchtend. Er schmilzt bei  $44^{\circ}$ , entzündet sich bei  $60^{\circ}$  (im fein verteilten Zustande sehr leicht bei gewöhnlicher Temperatur), siedet bei  $290^{\circ}$ . Er ist in Wasser unlöslich, löslich in Schwefelkohlenstoff, etwas löslich in fetten Ölen, Äther und Alkohol. Sehr giftig.

b) Amorpher<sup>4</sup> oder roter Phosphor, 1844 von SCHRÖTTER in Wien entdeckt. Spez. Gew. 2,1. Entsteht durch Erhitzen der krystallinischen Modifikation auf  $240$ — $250^{\circ}$  in sauerstofffreier Atmosphäre [T. § 45a—c]; dunkelviolettfarbig (deshalb auch roter Phosphor genannt), an der Luft völlig unveränderlich, nicht selbstentzündlich, nicht leuchtend, unlöslich in Schwefelkohlenstoff, Alkohol, Äther und Ölen, geht, über  $260^{\circ}$  erhitzt, wieder in den gewöhnlichen Zustand über. Nicht giftig.

Verwendung hauptsächlich zu Streichzündhölzern. Die gewöhnlichen Zündhölzer enthalten weißen Phosphor mit einer Zündmasse gemischt, ihre Fabrikation ist wegen der Giftigkeit der sich dabei entwickelnden Phosphordämpfe äußerst gesundheitsgefährlich. Die sogenannten schwedischen Zündhölzer sind phosphorfrei und enthalten nur eine Zündmasse, während die Reibfläche aus amorphem Phosphor besteht. Beim Reiben verwandelt sich dieser nur an der geriebenen Stelle in gewöhnlichen Phosphor, welcher sogleich Feuer fängt und die Entzündung auf die Zündmasse überträgt.

Um das Verbrennungsprodukt des Phosphors kennen zu lernen, wird derselbe in einem abgeschlossenen Raume verbrannt.

**Versuch** [T. § 45d u. e]. Man verbrenne unter einer mit Sauerstoff gefüllten Glocke, die auf einer Glasplatte steht, ein kleines Stück Phosphor, indem man dasselbe durch einen warmen Draht entzündet, und leite während der Verbrennung langsam Sauerstoff ein, wobei man die Glocke mit einem Pfropf aus Asbest oder Glaswolle verschließt (Fig. 29). — In einem Kelchglase übergieße man ein kleines Stück Phosphor mit heißem Wasser und leite durch ein Metallrohr Sauerstoff bis auf den Boden des Glases.

**Ergebnis.** Beim Verbrennen des Phosphors entwickelt sich ein weißer Rauch, der sich als eine schneeartige Masse auf der Glasplatte und an den Wänden der Glocke niederschlägt. Der auf der Glasplatte niedergesunkene Schnee zerfließt an der Luft sehr rasch (durch Anziehung

<sup>1</sup>) lat. *de* und *inficere*, s. S. 23 Note 5. — <sup>2</sup>) griech. *φῶς* (*phôs*), Licht, *φωσ-φόρος* (*phos-phóros*) lichttragend, also Lichtträger. — <sup>3</sup>) griech. *ἄλλος* und *τρόπος*, s. S. 23 Note 1. — <sup>4</sup>) griech. *α* und *μορφή*, s. S. 27 Note 1.

von Feuchtigkeit) zu einer öligen, sauer schmeckenden, Lackmus stark rötenden Flüssigkeit. — Die Verbrennung unter Wasser zeigt, daß die Verbrennungstemperatur weit unter dem Siedepunkt des Wassers liegt. Das Verbrennungsprodukt des Phosphors heißt:

**Phosphorsäure** (*Acidum phosphoricum*). Sehr hygroskopisch<sup>1</sup>; zieht aus der Luft rasch Wasser an (ist zerfließlich oder deliquescent<sup>2</sup>; löst

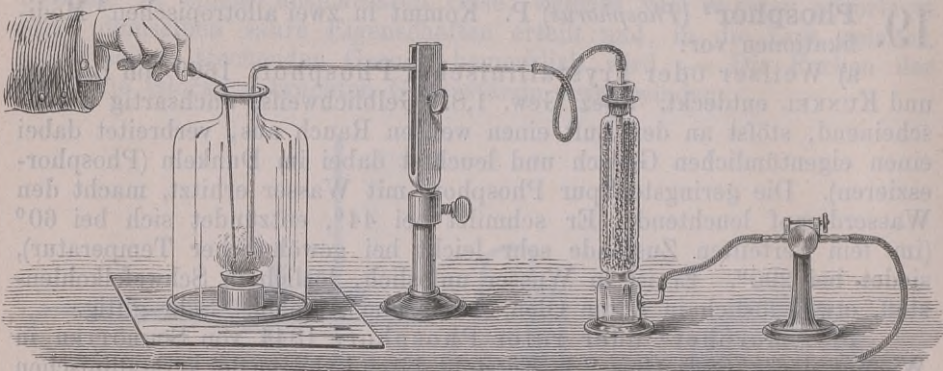


Fig. 29. Darstellung von Phosphorsäureanhydrid.

sich sehr leicht in Wasser zu einer Flüssigkeit, welche stark sauer schmeckt und Lackmus rötet. — Nicht giftig.

#### 4. Arsen und arsenige Säure.

**20. Arsen**<sup>3</sup> (*Arsenicum*) As. Das Arsen ist seit dem 13. Jahrhundert bekannt. Spez. Gew. 5,9. Metallisch glänzend, von bläulich-weißer bis stahlgrauer Farbe; krystallisiert im hexagonalen System (rhombödrisch); sehr spröde, leicht pulverisierbar. Verwandelt sich bei 180°, ohne zu schmelzen, in knoblauchartig riechende Dämpfe, welche an kältern Gegenständen in stahlgrauen glänzenden, kleinen Krystallen (Arsenspiegel) sublimieren. Sehr giftig. Verwendung fast nur zu Legierungen (Schrot). Vorkommen in der Natur seltener gediegen, meist als Erz: *Arsenit* oder *Arsenblüte* (14), *Realgar* und *Auripigment* (32), *Arsenikies* (36), *Arsenfahlerz* (53).

**Versuch** [T. § 46]. Man erhitzte Arsen in einem engen, unten zugeschmolzenen Röhrchen, aus schwer schmelzbarem Glase (Fig. 30). — Man entzündet etwas Arsen in einem kleinen Metallöffel mittels Lötrohrflamme und bringt es brennend in einen mit Sauerstoffgas gefüllten Ballon (wie in Fig. 10, S. 11). Nachdem die Flamme erloschen ist, gießt man reines Wasser in den Ballon, schüttelt tüchtig und gießt einige Tropfen blauer Lackmuslösung hinein. — Man verbrennt etwas Arsen mittels Lötrohr auf der Kohle (Fig. 31).

<sup>1</sup>) griech. *ὕγρὸς* (*hygrós*) feucht, und *σκοπή* (*skopē*) oder *σκοπιὰ* (*skopiá*), Beobachtung, also eigentlich: Feuchtigkeit anzeigend (weil Wasserdampf aus der Luft anziehend). — <sup>2</sup>) lat. *deliquescere*, zerschmelzen, zerfließen. — <sup>3</sup>) griech. *ἀρσενικός* (*arsenikós*), männlich, kräftig, wegen seiner kräftigen Wirkung als Gift.



Ergebnis. Durch das Erhitzen im Röhrchen bildet sich der Arsenspiegel; beim Brennen auf der Kohle nimmt man leicht den knoblauchartigen Geruch wahr. Beim Verbrennen in Sauerstoff entwickelt sich ein starker weißer Rauch, welcher sich bald zu einem weißen feinen Pulver im Ballon niederschlägt. Dieses bleibt beim Schütteln mit Wasser scheinbar unverändert, erteilt aber dem Wasser die Eigenschaft, blaues Lackmus zu röten, ist also wenig löslich.

**Arsenige Säure** (*Acidum arsenicosum*), aus Arsen und Sauerstoff bestehendes, weißes Pulver, in Wasser sehr schwer löslich, Lackmus schwach rötend. Sehr giftig (trotzdem Arsenikesser in Tirol und Steiermark).



Fig. 30.

Verdampfen und Verbrennen von Arsen.



Fig. 31.

Verwendung in der Medizin, zur Vergiftung schädlicher Tiere (Rattengift, Giftmehl) und zur Glas- und Farbenfabrikation; doch haben die arsenhaltigen Farben wegen ihrer Giftigkeit nur eine eingeschränkte Benutzung. Die arsenige Säure bildet sich bei vielen metallurgischen Prozessen als Nebenprodukt und entweicht als Hüttenrauch (Hedri), wird aber wegen ihrer Schädlichkeit nicht ins Freie gelassen, sondern durch lange gemauerte Kanäle (Giftgänge) geleitet, worin sie sich an den Wänden als weiße feste Masse absetzt, die man von Zeit zu Zeit ausschlägt.

## 5. Antimon und antimonige Säure.

**21. Antimon**<sup>1</sup> (*Stibium*) Sb. Seit dem 15. Jahrhundert bekannt. Spez. Gew. 6,7. Zinnweiß, metallglänzend, von krystallinischem, großblättrigem Gefüge. Schmelzpt. 450°. Krystallisiert nach dem Erstarren in

<sup>1</sup> Die Ableitung von dem griech. *ἀντι* (*anti*), gegen, und *μοναχός* (*monachón*), Mönch, franz. *antimoine* (Anwendung der Spießglaspräparate durch BASILIUS VALENTINUS bei seinen Klosterbrüdern) ist wenig verbürgt.

Rhomboedern, spröde, leicht pulverisierbar, in der Weißglühhitze flüchtig. — Verwendung zu Legierungen (Letternmetall), thermoelektrischen Säulen.

Vorkommen. Selten gediegen, häufig als Erz: *Antimonblüte* (16), *Senarmontit* (33), *Graupiefiglaserz* (15).

**Versuch** [T. § 47]. Man schmelze etwas Antimon in einem Kohlengrübchen vor dem Lötrohr und schütte es rasch auf Papier (Fig. 32). — Ferner bringe man etwas in einem Löffel (Phosphorlöffel) geschmolzenes Antimon in einen mit Sauerstoff gefüllten Ballon (wie in Fig. 10, S. 11).

**Ergebnis.** In beiden Fällen wirbelt ein weißer Rauch auf, der sich im Ballon als weißes Pulver ansetzt:

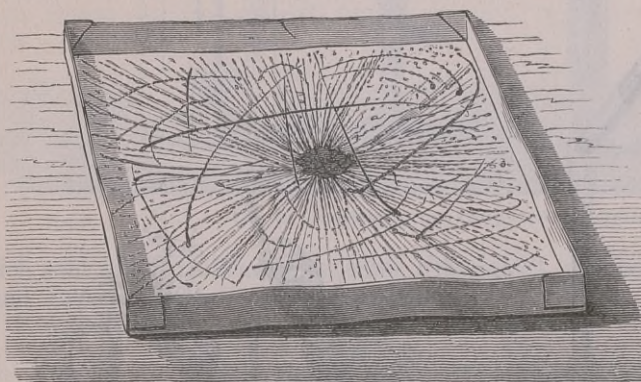


Fig. 32. Antimon.



Fig. 33. Borsäure.

**Antimonige Säure** (oder **Antimonoxyd**), aus Antimon und Sauerstoff bestehend, weißes Pulver, in Wasser unlöslich.

## 6. Bor und Borsäure.

**Bor**<sup>1</sup> (*Borum*) B. Amorphes, grünlichbraunes Pulver, verbrennt in Sauerstoff leicht zu

**Borsäure** (*Acidum boracicum*), welche in heißem Wasser leicht löslich ist und daraus in schuppigen, sich fettig anführenden Krystallen beim Erkalten wieder ausgeschieden wird. Die Lösung ist schwach sauer und rötet Lackmus schwach, färbt auch Curcumapapier braun.

**Versuch** [T. § 48]. Krystallisierte Borsäure wird auf einen Platindeckel oder im Porzellanschälchen anfangs gelinde, zuletzt stark erhitzt. — Einige Borsäurekrystalle werden mit Alkohol verrieben und dieser entzündet. — In einem kleinen Kochfläschchen wird etwas krystallisierte Borsäure mit Schwefelsäure und Alkohol erhitzt und die austretenden Dämpfe entzündet (Fig. 33).

<sup>1</sup>) *Borax* (arabisch *borak*, Metallschmelzer), ein Salz, welches als Zusatz beim Schmelzen und Löten von Metallen benutzt wird, und aus welchem zuerst die Borsäure und später das Bor gewonnen wurde.



Ergebnis. Die krystallisierte Borsäure (Sedativsalz, *Sal sedativum* HOMBERGI, 1702) schmilzt leicht unter Entwicklung von Wasserdampf, welcher sich in einem verkehrt darüber gehaltenen Becherglase an den Wänden desselben kondensiert; nach dem Austreten des Wassers bildet sie eine geschmolzene, sehr zähe, nach dem Erstarren glasartige, leicht zerbrechliche Masse, welche sich, mit Wasser übergossen, stark aufbläht und erwärmt. (Wiederaufnahme des Wassers.) Sie färbt die Flamme brennender Körper grün. Verwendung als Zusatz zu Glasflüssen, sowie in der Porzellanmalerei, wegen der Flammenfärbung auch in der Feuerwerkerei; ferner wegen ihrer antiseptischen<sup>1</sup> Eigenschaften in der Medizin als Desinfektionsmittel<sup>2</sup> in Wasser gelöst bei Augen- und Ohrenkrankheiten und in Form von Verbandwatte und Salbe (Borwatte, Borvaseline) bei Hautkrankheiten, sowie zur Konservierung von Nahrungsmitteln.

Vorkommen der Borsäure als Mineral: *Sassolin* (19) und in vielen natürlichen Wässern (Toskana, Nordamerika); ferner im *Borax* (103), *Borocalcit* (104) und *Boracit* (105).

## 7. Kiesel und Kieselsäure.

**22. Kiesel**<sup>3</sup> (*Silicium*) Si. Existiert krystallisiert und amorph. Mit Sauerstoff verbunden, bildet es die

**Kieselsäure**, *Acidum silicicum* (*Kieselsäureanhydrid*), welche, künstlich dargestellt und scharf getrocknet, ein amorphes, in Wasser unlösliches, geschmackloses Pulver bildet. Sie erlangt indes unter gewissen, später näher zu erörternden Umständen eine nicht unbedeutende Löslichkeit.

Vorkommen in der Natur als *Bergkrystall*, *Amethyst*, *Rauchtopas*, *Quarz*, *Katzenauge*, *Tiegerauge*, *Achat*, *Karneol*, *Jaspis*, *Onyx*, *Chalcedon*, *Chrysopras*, *Heliotrop*, *Feuerstein*, *Opal*, *Kieselguhr*, *Polierschiefer*, *Tripel* (20 und 21). Sie bildet ferner die Substanz vieler Versteinerungen (*Petrefakten*<sup>4</sup>), heisst im zertrümmerten, grobkörnigen Zustand *Gerölle* und *Kies* (Kiesel), im feinkörnigen *Sand* und bildet als solcher neben Thon einen Hauptbestandteil des Ackerbodens.

Verwendung der edlern Formen zu Schmucksteinen, der andern zur Glas- und Porzellanfabrikation und im zertrümmerten Zustande (Sand) als Schleif- und Poliermittel, als Material zum Scheuern und als Zusatz zum gelöschten Kalk bei der Bereitung des Mörtels.

<sup>1</sup>) griech. *ἀντί* (*anti*), gegen, und *σῆψις* (*sēpsis*), Fäulnis. — <sup>2</sup>) s. S. 23 Note 5. — <sup>3</sup>) lat. *silex*, der Kieselstein. — <sup>4</sup>) lat. *petra*, Stein, und *facere*, machen.

## IV. Rückblick.

### 1. Natur der Oxyde.

**23.** Sämtliche unedeln Metalle und die meisten Metalloide verbinden sich direkt mit Sauerstoff zu neuen Produkten, welche im allgemeinen Oxyde genannt werden. Die äußeren Eigenschaften der Oxyde sind zwar sehr verschieden, doch lassen sie sich ungezwungen in drei Gruppen ordnen.

**1. Indifferente Oxyde.** Die Oxyde der schweren Metalle und des Aluminiums und Magnesiums; in Wasser unlöslich, ohne Geschmack und ohne Reaktion auf Pflanzenfarben. Farbe verschieden.

Zinnoxid: weiß.

Bleioxyd oder Bleiglätte: rötlich-gelb.

Zinkoxyd: weiß.

Eisenoxyd: rotbraun bis rot.

Kupferoxyd: schwarz.

Kadmiumoxyd: braungelb bis dunkelgelb.

Nickeloxyd: schwarz.

Wismutoxyd: blaß citronengelb.

Quecksilberoxyd: ziegelrot.

Aluminiumoxyd oder Thonerde: weiß.

Magnesiumoxyd oder Magnesia: weiß.

**2. Alkalien:** die Oxyde der leichten Metalle (außer Magnesium und Aluminium); in Wasser löslich, und zwar leicht (eigentliche Alkalien: Kali und Natron), oder weniger leicht (alkalische Erden): Kalk, Baryt, Strontian; Geschmack ätzend, Reaktion auf Farben alkalisch, d. h. rotes Lackmus bläuernd und gelbe Curcuma bräuernd, Phenolphthalein rötend.

**3. Säuren:** die Mehrzahl der Metalloidoxyde; in Wasser löslich (Kohlensäure, schweflige Säure, Phosphorsäure, Borsäure, arsenige Säure) oder unlöslich (antimonige Säure und Kieselsäure). Sie machen (wenn löslich) blaues Lackmus rot und schmecken sauer (saure Reaktion).

**Versuch** [T. § 51]. Man rühre in mehreren nebeneinander stehenden Kelchgläsern die obengenannten Oxyde mit Wasser zusammen, lasse die Gläser einige Zeit stehen und prüfe dann die Flüssigkeit durch Eintauchen von blauem und rotem Lackmus-, bez. Phenolphthaleinpapier.

**Ergebnis.** 1. Die Oxyde der schweren Metalle und des Aluminiums und Magnesiums sind in Wasser unlöslich und indifferent gegen Geschmack und Lackmus.

2. Die Oxyde der Alkali- und Alkalierdmetalle sind in Wasser löslich, schmecken ätzend, bläuen rotes Lackmus, bräuen Curcuma und röten Phenolphthalein.

Die Erstarrungsrinde des Erdkörpers besteht bis zu einer großen Tiefe hinab hauptsächlich aus Oxyden; wir leben auf einem durchaus verbrannten Boden. Die Hauptbestandteile des Ackerlandes, des Wiesengrundes und des Waldbodens sind Thon und Sand (Kieselsäure), ge-



menget mit geringen Quantitäten Kalk, Magnesia, Eisenoxyd, Kali, gebunden an Säuren, darunter namentlich Kohlensäure und etwas Phosphorsäure. Die Felsarten, durch deren Verwitterung der Ackerboden, überhaupt das Schwemmland, entstanden sind, enthalten im großen und ganzen ebenfalls die genannten Oxyde als Bestandteile. Endlich ist auch das Wasser des Meeres und der Flüsse ein Oxydationsprodukt. Es liegen also ganz ungeheure Mengen Sauerstoff gebunden in der festen und flüssigen Erdrinde: im Wasser der Meere nach einer ungefähren Abschätzung allein 300 Trillionen kg, und außerdem enthält die Atmosphäre noch sehr bedeutende Mengen in freiem Zustande (Gesamtgewicht der Luft: 5 Trillionen kg, also das des Sauerstoffs 1 Trillion kg). Durch diesen atmosphärischen Sauerstoff werden mit Ausnahme der edlen Metalle und des Diamants ohne Unterlaß alle brennbaren Körper (unedle Metalle und organische Substanzen) oxydiert, und zwar entweder rasch mit Flamme (gewöhnliche Verbrennung) oder langsam ohne Flamme (langsame Verbrennung, welche bei den Metallen im allgemeinen Rosten, bei den organischen Stoffen Vermoderung und Verwesung genannt wird); endlich auch bei der Atmung der lebenden Wesen. Die Oxydation oder Verbrennung ist also einer der allgemeinsten Vorgänge auf der ganzen Erdoberfläche, und es müßte demnach mit der Zeit alles Brennbares verbrennen und verbrannt bleiben, wenn nicht andere Vorgänge existierten, die den verbrannten Körpern, wenigstens denen einer gewissen Kategorie, ihren Sauerstoff wieder entzögen und so einen Wechsel aufrecht erhielten, welcher, solange die gegenwärtigen Bedingungen unseres Erdkörpers unverändert bleiben, seinerseits unbegrenzt erscheint.

Hierüber wird in dem Abschnitte, welcher über die Reduktionen handelt, näheres auszuführen sein.

## 2. Stellung und Aufgabe der Chemie.

**24.** Die Chemie ist ein Zweig der beobachtenden Naturwissenschaften (Naturlehre), welche das Verhalten der Naturkörper, das heißt deren Veränderungen unter verschiedenen Umständen, studiert und zugleich die Ursachen der Naturerscheinungen erforscht. (Andere Zweige der beobachtenden Naturwissenschaften: Physik, Physiologie, Geologie und Astronomie.) Die Chemie speziell hat es nur mit den **substantiellen** Veränderungen der Naturkörper, d. h. mit den Veränderungen des **Stoffes** zu thun und deren Ursachen aufzufinden.

Die substantiellen (chemischen) Veränderungen beruhen entweder (wie in allen bisher betrachteten Fällen) auf einer Verbindung zweier (oder mehrerer) Körper zu einem neuen: chemische Verbindung oder **Synthese**, oder auf einer Trennung eines Körpers in Bestandteile verschiedener Natur: chemische Zersetzung oder **Analyse**, z. B. Zersetzung des Quecksilberoxydes durch Erhitzen in Quecksilber und Sauerstoff. Das Produkt einer chemischen Verbindung ist ein **zusammen-**



**gesetzter Körper**; die Substanzen, aus denen er besteht, heißen seine **Bestandteile**. **Binäre** Verbindungen bestehen aus zwei, **ternäre** aus drei, **quaternäre** aus vier Bestandteilen. **Chemischer Prozess** oder **chemische Reaktion**<sup>1</sup> ist die allgemeine Bezeichnung für chemische Vorgänge aller Art. Körper, die aufeinander chemisch einwirken (reagieren), heißen **Agenzien**<sup>2</sup> oder **Reagenzien**. Auf dem Wege der Analyse gelangt man zu einfachern Stoffen; Stoffe, die sich nicht mehr chemisch zerlegen lassen, heißen **Urstoffe** oder **Elemente**.

Die Zahl der zusammengesetzten Körper ist außerordentlich groß, denn mit Ausnahme weniger Metalloide und Metalle (C, S, Sb, As, Bi, Fe, Cu, Pb, Hg, Ag, Au und Pt), die sich überdies in verhältnismäßig sehr geringer Menge im Mineralreich finden, und des die Atmosphäre bildenden freien O und N (nebst Argon, Metargon, Neon, Krypton), sind alle Körper, welche die Erde trägt und ihre Rinde, soweit sie uns bekannt ist, bilden, zusammengesetzter Natur. Trotz der unendlichen Mannigfaltigkeit dieser zahllosen lebenden und leblosen (organischen und anorganischen) Gebilde ist die Zahl der Urstoffe, aus denen dieselben zusammengesetzt sind, doch eine sehr beschränkte; denn bis jetzt sind nur etwa 80 Elemente bekannt. Da alle äußeren und inneren Verschiedenartigkeiten der irdischen Stoffe nur auf ihrer chemischen Zusammensetzung beruhen, diese Verschiedenartigkeiten aber ins Unbegrenzte gehen, so erkennen wir mit gerechtem Staunen, mit wie beschränkten Mitteln die Natur das denkbar Großartigste schafft.

In der Tabelle auf S. 37 sind die Elemente nach ihrer Wichtigkeit in drei Abteilungen gebracht, welche durch den Druck unterschieden sind.

1. Elemente, welche zur Aufrechterhaltung der großen Verhältnisse in der Natur und im Kulturleben der Menschen notwendig und unentbehrlich sind: 1. Kohlenstoff, 2. Wasserstoff, 3. Sauerstoff, 4. Stickstoff, 5. Schwefel, 6. Phosphor, 7. Chlor, 8. Kiesel, 9. Kalium, 10. Natrium, 11. Calcium, 12. Magnesium, 13. Aluminium, 14. Eisen, 15. Gold, 16. Silber, 17. Platin, 18. Quecksilber, 19. Kupfer, 20. Blei, 21. Zinn, 22. Mangan, 23. Zink. — Die Elemente von 1 bis 14 sind wesentliche Bestandteile des Pflanzen- und Tierkörpers, die andern von 15 bis 23 dienen notwendigen Zwecken in den Einrichtungen der Menschen, so daß sich der Mangel jedes einzelnen in mehr oder weniger großem Umfange empfindbar machen würde.

2. Elemente, welche zwar nützlich, aber nicht unentbehrlich für den Gebrauch sind: 24. Brom, 25. Jod, 26. Fluor, 27. Arsen, 28. Antimon, 29. Bor, 30. Barium, 31. Strontium, 32. Chrom, 33. Kobalt, 34. Nickel, 35. Uran, 36. Wismut, 37. Kadmium, 38. Molybdän und 39. Wolfram. — Sie dienen einzelnen bestimmten Zwecken. Ihr Fehlen würde nicht unbemerkt bleiben und nicht ohne Nachteil empfunden werden; doch sind sie nicht in dem Maße unentbehrlich, wie die ersten 23.

3. Elemente von untergeordneter Bedeutung und meist nur selten vorkommend: die übrigen 45. Wenn diese Elemente existierten, so würde an den bestehenden Verhältnissen der Erde und ihrer Bewohner nichts Wesentliches geändert werden. Ihre Verbindungen finden sich nur an einzelnen Orten der Erde und dort meist nur in geringer Menge. Sie sind von speziellem Interesse nur für den Chemiker.

Von Bedeutung für die Zwecke des Unterrichts sind nur die erstgenannten 39 Elemente, also genau die Hälfte aller bis jetzt bekannten.

<sup>1</sup>) lat. *reagere*, gegenwirken. — <sup>2</sup>) lat. *agere*, wirken.



Tabelle der chemischen Elemente.

A. Metalloide	B. Leichte Metalle	C. Schwere Metalle
<b>I. Sauerstoffgruppe.</b> <b>Sauerstoff</b> ( <i>Oxygenium</i> ) O. <b>Schwefel</b> ( <i>Sulfur</i> ) S. Selen ( <i>Selenium</i> ) Se. Tellur ( <i>Tellurium</i> ) Te.	<b>VI. Kaliumgruppe</b> [Alkalimetalle]. <b>Kalium</b> ( <i>Kalium</i> ) K. <b>Natrium</b> ( <i>Natrium</i> ) Na. Lithium ( <i>Lithium</i> ) Li. Cäsium ( <i>Caesium</i> ) Cs. Rubidium ( <i>Rubidium</i> ) Rb. Thallium ( <i>Thallium</i> ) Tl.	<b>X. Eisengruppe.</b> <b>Chrom</b> ( <i>Chromium</i> ) Cr. <b>Eisen</b> ( <i>Ferrum</i> ) Fe. <b>Zink</b> ( <i>Zincum</i> ) Zn. <b>Mangan</b> ( <i>Manganum</i> ) Mn. <b>Kobalt</b> ( <i>Cobaltum</i> ) Co. <b>Nickel</b> ( <i>Nicolum</i> ) Ni. <b>Uran</b> ( <i>Uranium</i> ) U. Indium ( <i>Indium</i> ) In. Gallium ( <i>Gallium</i> ) Ga.
<b>II. Gruppe der Salzbildner oder Halogene.</b> <b>Chlor</b> ( <i>Chlorum</i> ) Cl. <b>Brom</b> ( <i>Bromum</i> ) Br. <b>Jod</b> ( <i>Jodum</i> ) J. <b>Fluor</b> ( <i>Fluorum</i> ) F.	<b>VII. Calciumgruppe</b> [Alkalierdmetalle]. <b>Calcium</b> ( <i>Calcium</i> ) Ca. <b>Barium</b> ( <i>Barium</i> ) Ba. <b>Strontium</b> ( <i>Strontium</i> ) Sr.	<b>XI. Bleigruppe.</b> <b>Blei</b> ( <i>Plumbum</i> ) Pb. <b>Quecksilber</b> ( <i>Hydrargyrum, Mercurius</i> ) Hg. <b>Silber</b> ( <i>Argentum</i> ) Ag. <b>Kupfer</b> ( <i>Cuprum</i> ) Cu. <b>Wismut</b> ( <i>Bismutum</i> ) Bi. <b>Kadmium</b> ( <i>Cadmium</i> ) Cd. Molybdän ( <i>Molybdaenum</i> ) Mo. Wolfram ( <i>Wolframium</i> ) Wo. Vanad ( <i>Vanadium</i> ) Va. Niob ( <i>Niobium</i> ) Nb. Tantal ( <i>Tantalum</i> ) Ta. Titan ( <i>Titanium</i> ) Ti.
<b>III. Stickstoff- oder Phosphorgruppe.</b> <b>Stickstoff</b> ( <i>Nitrogenium</i> ) N. Argon, Metargon. Helium, Neon, Krypton. <b>Phosphor</b> ( <i>Phosphorus</i> ) P. <b>Arsen</b> ( <i>Arsenicum</i> ) As. <b>Antimon</b> ( <i>Stibium</i> ) Sb.	<b>VIII. Magnesiumgruppe.</b> <b>Magnesium</b> ( <i>Magnesium</i> ) Mg.  <b>IX. Aluminiumgruppe</b> [Erdmetalle]. <b>Aluminium</b> ( <i>Aluminium</i> ) Al. Beryllium ( <i>Beryllium</i> ) Be. Cer ( <i>Cerium</i> ) Ce. Lanthan ( <i>Lanthanum</i> ) La. Didym ( <i>Didymium</i> ) Di. Yttrium ( <i>Yttrium</i> ) Y. Erbium ( <i>Erbium</i> ) E. Zirkon ( <i>Zirconium</i> ) Zr. Thorium ( <i>Thorium</i> ) Th. (Ferner: Ytterbium, Holmium, Thulium, Norwegium, Philippium, Decipium, Mosandrium, Samarium, Dysprosium, Gadolinium, Scandium, Neodidym, Praeseodidym etc.)	<b>XII. Zinngruppe.</b> <b>Zinn</b> ( <i>Stannum</i> ) Sn. Germanium ( <i>Germanium</i> ) Ge. <b>Gold</b> ( <i>Aurum</i> ) Au. <b>Platin</b> ( <i>Platina</i> ) Pt. Palladium ( <i>Palladium</i> ) Pd. Iridium ( <i>Iridium</i> ) Ir. Ruthenium ( <i>Ruthenium</i> ) Ru. Osmium ( <i>Osmium</i> ) Os. Rhodium ( <i>Rhodium</i> ) Rh.
<b>IV. Kohlenstoffgruppe.</b> <b>Kohlenstoff</b> ( <i>Carbonium</i> ) C. Bor ( <i>Borum</i> ) B. Kiesel ( <i>Silicium</i> ) Si.		
<b>V. Wasserstoffgruppe.</b> <b>Wasserstoff</b> ( <i>Hydrogenium</i> ) H.		

## V. Sulfide.

### a) Verbindungen des Schwefels mit den Metallen.

**25.** Die unedeln Metalle und das Silber verbinden sich direkt mit Schwefel, einige (z. B. Quecksilber, Silber) schon bei gewöhnlicher Temperatur, andere leicht, wenn sie mit Schwefel erhitzt werden oder mit Schwefeldampf in Berührung kommen.

**Schwefelkupfer** oder **Kupfersulfür** (*Cuprum sulfuratum*) [T. § 58] entsteht durch Erhitzung von Kupferspänen in Schwefeldampf unter



Fig. 34. Schwefelkupfer.

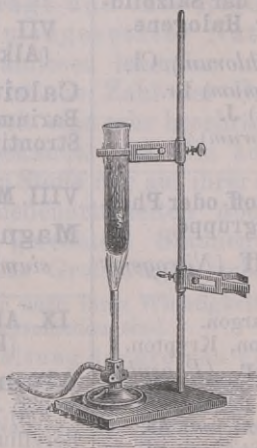


Fig. 35. Schwefelblei (-zinn).

lebhaftem Glühen des Metalles und Zusammenschmelzen des entstandenen Sulfides (Fig. 34). Letzteres bildet eine blauschwarze, zerreibliche, in Wasser unlösliche Masse.

Vorkommen in der Natur als *Kupferglanz* (48) und *Kupferkies* (49).

**Schwefelzinn** oder **Zinnsulfid** (*Stannum sulfuratum*) [T. § 59] entsteht durch Zusammenschmelzen von Zinn und Schwefel (Fig. 35) unter Erglühen; schwärzlich graue, im Innern krystallinische Masse; unlöslich in Wasser.

Vorkommen in der Natur als *Zinnkies* (56).

**Schwefelblei** oder **Bleisulfid** (*Plumbum sulfuratum*) [T. § 59] entsteht wie das vorige (Fig. 35) und bildet eine nichtkrystallinische, mattschwarze, in Wasser unlösliche Masse.

Vorkommen in der Natur als *Bleiglanz* (37).

**Schwefeleisen** oder **Eisensulfid** (*Ferrum sulfuratum*) [T. § 60] entsteht durch direkte Verbindung beider Elemente unter verschiedenen



Umständen: a) durch Berührung von weifsglühendem Schmiedeeisen mit Stangenschwefel; — b) durch Erhitzen von Eisenstaub mit Schwefelblumen in einem bedeckten Tiegel; die Verbindung tritt schon ein, wenn man das Gemenge beider auf einem Stein mit einem heißen Glasstab berührt; — c) durch gelindes Erwärmen eines Gemenges von Eisenfeile, Schwefelblumen und etwas Wasser; — d) durch Eintauchen eines weifsglühenden Eisendrahtes in Schwefeldampf. Schwarz, in Wasser unlöslich.

Vorkommen in der Natur als *Eisenkies* (34) und *Markasit* (35).

**Schwefelzink** oder **Zinksulfid** (*Zincum sulfuratum*). Bildet sich unter starker Feuererscheinung, wenn man Zinkstaub mit Schwefelblumen

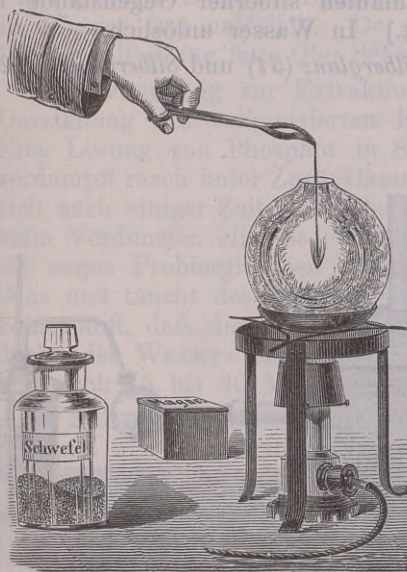


Fig. 36. Schwefelmagnesium.



Fig. 37. Schwefelquecksilber.

mischt und in einer eisernen Schale erhitzt. Letztere füllt sich allmählich mit einer lockeren Masse von Schwefelzink. Weiß, in Wasser unlöslich.

Vorkommen in der Natur als *Zinkblende* (39).

**Schwefelmagnesium** oder **Magnesiumsulfid** (*Magnesium sulfuratum*) [T. § 61] entsteht durch Eintauchen eines brennenden Magnesiumbandes in Schwefeldampf (Fig. 36). Weißliche Masse.

**Schwefelquecksilber** oder **Quecksilbersulfid** (*Hydrargyrum sulfuratum, Cinnabaris*) [T. § 62]. Schwefel mit Quecksilber längere Zeit zusammengerieben (Fig. 37) bildet eine schwarze, pulverige Masse, welche, vorsichtig in einem Kölbchen erhitzt, zu einem stahlgrauen Pulver sublimiert, das beim Reiben rot wird. (Zinnober, als Malerfarbe benutzt.) Unlöslich in Wasser.

Vorkommen in der Natur als *Zinnober* (38).

**Schwefelkadmium** oder **Kadmiumsulfid** (*Cadmium sulfuratum*) entsteht, wenngleich schwierig, durch Zusammenschmelzen von Kadmium und Schwefel. Von ausgezeichnet schön tiefgelber Farbe, wird als Malerfarbe benutzt.

Vorkommen in der Natur als *Greenockit* (55).

**Schwefelsilber** oder **Silbersulfid** (*Argentum sulfuratum*) [T. § 63]. Pulverförmiges Silber mit Schwefel erhitzt, vereinigt sich zu einer bleigrauen, metallglänzenden Masse, welche sich mit dem Messer schneiden läßt und hämmerbar ist. Auch schon bei gewöhnlicher Temperatur vereinigt sich blankes Silber mit Schwefel oberflächlich und überzieht sich dann mit einer schwarzen Haut. (Anlaufen silberner Gegenstände in Luft, welche schwefelige Dämpfe enthält.) In Wasser unlöslich.

Vorkommen in der Natur als *Silberglanz* (51) und *Silberblende* (52).

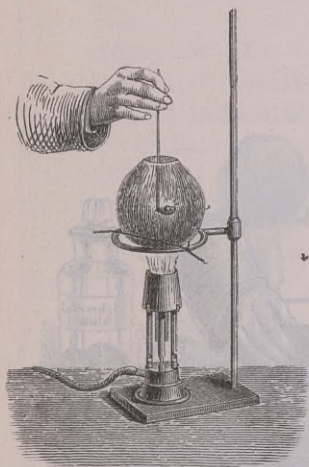


Fig. 38. Schwefelkalium und -natrium.

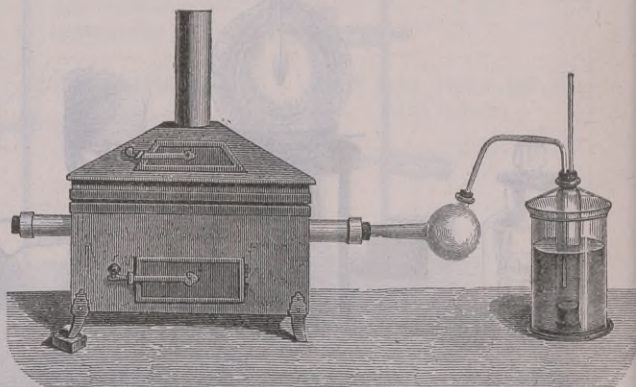


Fig. 39. Darstellung von Schwefelkohlenstoff.

**Schwefelkalium** und **Schwefelnatrium** (*Natrium* und *Kalium sulfuratum*) [T. § 65] entstehen durch Verbrennen von Kalium, bez. Natrium in Schwefeldampf (Fig. 38). Das käufliche Schwefelkalium (Schwefelleber) und Schwefelnatrium sind derbe, gelbgefärbte, übelriechende Massen, welche sich leicht in Wasser lösen. Die Lösungen bläuen rotes Lackmus und machen Curcuma braun (Phenolphthalein rot).

## b) Verbindungen des Schwefels mit den Metalloiden.

**Schwefelarsen** (*Arsenicum sulfuratum*) [T. § 66]. Arsen und Schwefel miteinander gemengt, verbinden sich schon bei gelindem Erwärmen zu einer rotgelben oder gelbroten Masse.

Vorkommen in der Natur als *Realgar* und *Auripigment* oder *Opferment* (32).



**Schwefelantimon** (*Stibium sulfuratum*) [T. § 66] entsteht leicht durch direkte Verbindung von Antimon und Schwefel beim Erhitzen. Grauschwarzes Pulver, in Wasser unlöslich.

Vorkommen in der Natur als *Grauspiefsglaserz* (33).

**26. Schwefelkohlenstoff** (*Carbonium sulfuratum* oder *Alkohol sulfuris*) [T. § 67] entsteht, wenn man Schwefeldampf über rotglühende Kohlen leitet (Fig. 39). Das austretende gasförmige Produkt verdichtet sich zu einer übelriechenden, durchsichtigen Flüssigkeit von bedeutendem Refraktions- und Dispersionsvermögen (Anwendung in der Optik zur Füllung der Prismen für Spektralversuche). Spez. Gew. 1,27; Siedep. 48°. In Wasser fast unlöslich. Der Schwefelkohlenstoff ist ein vorzügliches Lösungsmittel für fette Öle, Schwefel, Phosphor, Kautschuk, Guttapercha.

Verwendung zur Extraktion fetter Öle aus den Presskuchen, zur Darstellung des vulkanisierten Kautschuks und als Desinfektionsmittel. Eine Lösung von Phosphor in Schwefelkohlenstoff, auf Papier gegossen, verdampft rasch unter Zurücklassung von fein verteiltem Phosphor, welcher sich nach einiger Zeit von selbst entzündet. Der Schwefelkohlenstoff giebt beim Verdunsten eine bedeutende Temperaturerniedrigung. Umhüllt man ein enges Probiergläschen dicht mit Fließpapier, gießt Wasser in das Glas und taucht das untere Ende des Fließpapiers so weit in Schwefelkohlenstoff, daß dieser sich durch Kapillarität im Papiere bis zur Oberfläche des Wassers emporzieht, so bildet sich außen ein starker Reif, und nach 15 bis 30 Minuten ist das Wasser im Rohr gefroren.

**Schwefelwasserstoff** (*Hydrogenium sulfuratum*) [T. § 68 und 69]. Schwefel und Wasserstoff können sich zwar direkt verbinden, wenn man Wasserstoff in siedenden Schwefel leitet; auf bequemere Weise aber bereitet man den Schwefelwasserstoff, indem man Schwefeleisen mit einer verdünnten Säure übergießt. Farbloses, sehr übelriechendes, brennbares Gas; giftig; spez. Gew. 1,199. Wird von Wasser absorbiert (Schwefelwasserstoffwasser) und teilt demselben seinen übeln Geruch mit. Rötet blaues Lackmus. Entwickelt sich in der Natur in Kloaken und Abfallstätten faulender, tierischer Substanzen, z. B. in faulenden Eiern.

### c) Natur der Sulfide.

Die Sulfide der Metalle sind den Oxyden bezüglich ihrer äußern Eigenschaften analog.

1. Die Sulfide der Schwermetalle und des Aluminiums sind in Wasser unlöslich und indifferent gegen Geschmack und Lackmus.

2. Die Sulfide der Alkali- und Alkalierdmetalle sind in Wasser ziemlich schwer löslich; die Lösungen schmecken ätzend, bläuen rotes Lackmus und bräunen Curcuma.

3. Die Sulfide der Metalloide kommen in allen drei Aggregatzuständen vor. Schwefelwasserstoff ist in Wasser löslich und verhält sich wie eine schwache Säure (Fig. 39).

Hiernach besteht ein gewisser Parallelismus zwischen den Oxyden und Sulfiden. In der Natur kommen viele Sulfide (Glanze, Kiese, Blenden, z. B. Bleiglanz, Kupferkies, Zinkblende) vor, doch lange nicht in so großer Menge wie die Oxyde (vgl. S. 34 u. 35).

## VI. Haloide.<sup>1</sup>

### 1. Chloride.

**27. Chlor** (*Chlorum*) Cl. 1774 von SCHEELÉ entdeckt; später (1809 und 1810) von GAY-LUSSAC und THENARD, sowie von DAVY für ein Element erklärt; letzterer nannte es nach seiner Farbe *Chlorine* oder *chloric*<sup>2</sup> gas, GAY-LUSSAC im Jahre 1813 Chlor.

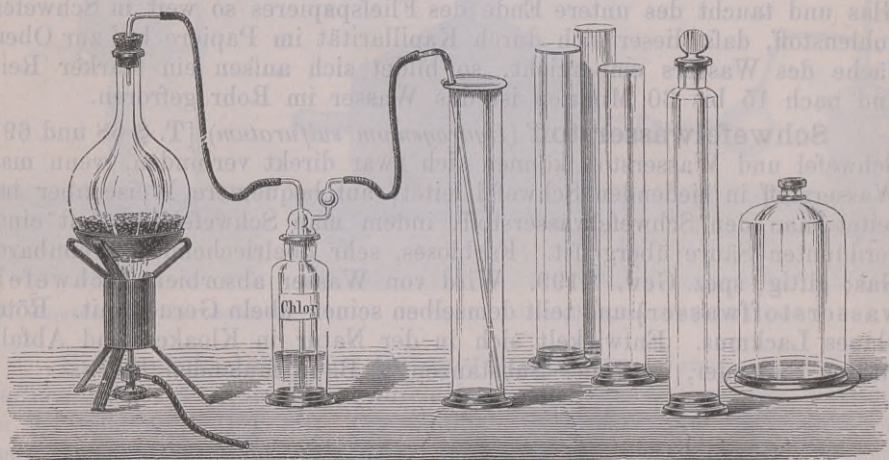


Fig. 40. Darstellung von Chlor.

**Versuch** [T. § 71 und 72]. Man entwickle Chlor aus Braunstein und Salzsäure oder Chlorkalk und Salzsäure und fange es in hohen, gut ausgetrockneten Fußcylindern (Fig. 40) auf. Dann bringe man in einen der Cylinder (Fig. 41) unechtes Blattgold und Blattsilber (dünngeschlagenes Messing, bez. Zinn), ferner in Streifen geschnittene Zinnfolie (Stanniol) und Rauschgold (sehr dünnes Messingblech), beides zuvor etwas angewärmt, tauche in einen andern Cylinder ein brennendes Licht oder eine am

<sup>1</sup>) griech. *ἅλς* (*hals*), Salz, und *εἶδος* (*eidōs*), Gestalt, Beschaffenheit; also salzähnliche Körper (s. u.). — <sup>2</sup>) griech. *χλωρός* (*chloros*), gelblichgrün.



untern Ende nach oben gebogene Glasröhre, aus welcher eine Leuchtgasflamme brennt (Fig. 42). In einen dritten Cylinder bringe man einige Blumen, buntbedruckte, angefeuchtete Kattunlappen und etwas beschriebenes und bedrucktes, ebenfalls an-



Fig. 41. Blattmetalle in Chlor.



Fig. 42. Flamme in Chlor.

gefeuchtetes Papier (Fig. 43). In eine mit Chlor gefüllte Glasglocke (Fig. 44) schütte man unter geeigneten Vorsichtsmafsregeln etwas Antimonpulver. Ferner leite man Chlor unter häufigem Schütteln in kaltes Wasser. Endlich werfe man in einen mit Chlor



Fig. 43. Bleichen in Chlor.



Fig. 44. Antimon in Chlor.

gefüllten, gut zu verschliessenden Cylinder ein Stück festes Kali, giesse rasch etwas Wasser hinein, verschliese, schüttelte den Cylinder damit, tauche ihn verkehrt in kaltes Wasser und entferne den Stöpsel unterhalb des Wassers.

Ergebnis. Chlor ist ein grünlichgelbes, eigentümlich riechendes Gas von grosser chemischer Energie. Sehr giftig; bewirkt, schon in höchst geringer Menge eingeatmet, starken Hustenreiz, in gröfserer Menge Brustbeklemmung, Blutspeien, Erstickungszufälle, Tod. Spez. Gew. 2,46; läfst sich durch Druck zu einer dunkelgrünlichgelben Flüssigkeit verdichten, verbindet sich energisch mit Metallen, bleicht Pflanzenfarben, Tinte etc., läfst

aber Kohle (Ruß) und Druckerschwärze unverändert; wird von Wasser absorbiert und erteilt demselben seine Farbe und seinen Geruch (Chlorwasser). Mit Kali in Berührung gebracht, verschwindet es anscheinend; läßt sich also auf diese Weise leicht beseitigen.

### a) Verbindungen des Chlors mit den Metallen.

**28.** Die unedlen Metalle verbinden sich direkt mit Chlor, und zwar erfolgt die Verbindung schon bei gewöhnlicher Temperatur oder nach gelindem Anwärmen meist unter starker Wärmeentwicklung und Feuererscheinung. Die hieraus entstehenden Verbindungen heißen Chloride oder Chlorüre, je nachdem sie reicher oder ärmer an Chlor sind.

**Versuch** [T. § 73 bis 76]. Man leite Chlor nacheinander durch Glasröhren, in welche man dünnen Kupferdraht, bez. Eisendraht und in schmale Streifen geschnittenes dünnes Aluminiumblech gebracht hat, dabei erhitze man die Röhre von außen (Fig. 45) [T. § 75]. — In drei andere Röhren bringe man je ein Porzellanschiffchen mit Zinn-, bez. Zink- und Bleifeilspänen und erhitze ebenfalls.

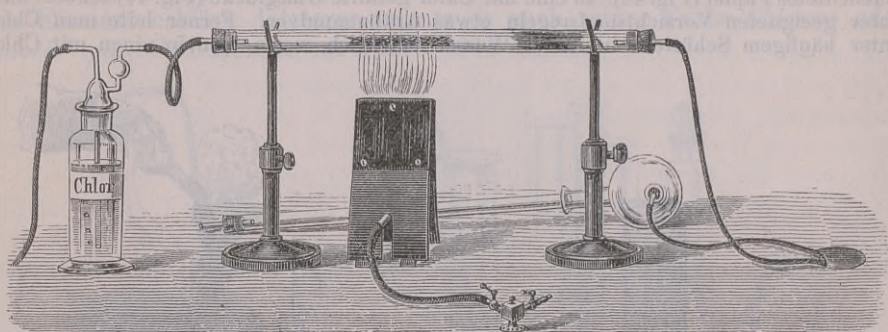


Fig. 45. Verbindung von Kupfer, Eisen, Aluminium mit Chlor.

**Ergebnis.** Die Metalle verbinden sich unter Erglühen mit Chlor; beim Blei, Zink und Zinn treten leuchtende Flammen auf. Die Produkte kondensieren sich entweder in der Röhre (wie beim Kupfer, Eisen, Zink und Blei) oder in einer mit der Röhre verbundenen Vorlage (beim Aluminium und Zinn).

**Kupferchlorür** (*Cuprum chloratum*), anfänglich geschmolzen, nach dem Erkalten feste, braune Masse, welche in Wasser unlöslich ist, aber beim Liegen an feuchter Luft grün wird und sich dann in Wasser löst. Diese Lösung rötet Lackmus und enthält **Kupferchlorid** (*Cuprum bichloratum*), welches sich in wenig Wasser mit grüner, in viel Wasser mit blauer Farbe löst.

**Zinnchlorid** (*Stannum chloratum*), farblose (oder durch Chlor etwas grünlich gefärbte), leicht bewegliche, an der Luft stark rauchende Flüssigkeit, die bei 150° siedet, sich mit wenig Wasser (unter Zischen) zu einer festen krystallinischen Masse (gewässertes Zinnchlorid) verbindet und



auch aus feuchter Luft den Wasserdampf begierig anzieht, weshalb sie in offenen Gefäßen raucht und nach einiger Zeit erstarrt [T. § 74]. In größeren Mengen Wasser löst sich das Zinnchlorid zu einer farblosen, Lackmus rötenden Flüssigkeit. Es wurde nach seinem Entdecker (LIBAVIUS) *Spiritus fumans Libavii* genannt.

**Zinkchlorid** (*Zincum chloratum*), geschmolzene, nach dem Abkühlen weißliche Masse, zieht aus der Luft unter Zerfließen rasch Feuchtigkeit an und löst sich sehr leicht in Wasser zu einer sauern, Lackmus rötenden Flüssigkeit.

**29. Bleichlorid** (*Plumbum chloratum*), weißse, aus kleinen Krystallen bestehende, in kaltem Wasser schwer lösliche, in siedendem Wasser leichter lösliche Masse, deren Lösung Lackmus rötet.

**Eisenchlorid** (*Ferrum sesquichloratum*), stahlgraue, schon bei wenig über 100° flüchtige Krystallschüppchen, an der Luft rasch durch Anziehen von Feuchtigkeit zu einer gelbbraunen Flüssigkeit zerfließend; giebt mit Wasser eine gelbliche bis rötlichbraune, Lackmus rötende Lösung, welche blutstillend wirkt. — Außerdem giebt es noch ein **Eisenchlorür** (*Ferrum chloratum*), welches sich nicht durch direkte Einwirkung von Chlor auf Eisen, wohl aber in anderer (später zu besprechender) Weise darstellen läßt. Grasgrüne Krystalle, in Wasser löslich, Lackmus rötend.

**Quecksilberchlorür** (*Hydrargyrum chloratum*) bildet sich, wenn überschüssiges Quecksilber in wenig Chlorgas erhitzt wird, wobei es zu einer schmutzig weissen, strahlig krystallinischen, in Wasser sehr schwer löslichen Substanz sublimiert (Kalomel, in der Medizin gebräuchlich).

Vorkommen in der Natur als: *Quecksilberhornerz* (65).

Wird überschüssiges Chlor angewandt, so bildet sich **Quecksilberchlorid** (*Hydrargyrum bichloratum*), welches in weissen, nadelförmigen Krystallen sublimiert und sich in Wasser zu einer farblosen, Lackmus rötenden Flüssigkeit löst. Sehr wichtiges (nur äußerlich anzuwendendes) Arzneimittel wegen seiner desinfizierenden (keimtötenden) Eigenschaften (Sublimat, Ätzsublimat, *Mercurius sublimatus corrosivus*).

**Aluminiumchlorid** (*Aluminium chloratum*), blaßgrünlichgelbe oder citronengelbe, wachsglänzende Masse, an der Luft rauchend, sich mit wenig Wasser unter Zischen stark erhitzend, in mehr Wasser leicht zu einer farblosen, Lackmus rötenden Flüssigkeit löslich.

**Silberchlorid** (*Argentum chloratum*). Dünngeschlagenes Silber verbindet sich mit Chlor zu einer leicht schmelzbaren, nach dem Erstarren geschmeidigen, biegsamen, farblosen, durchscheinenden, hornähnlichen Masse (*Hornsilber*), welche sich in hoher Temperatur verflüchtigt und in Wasser vollständig unlöslich ist.

Vorkommen in der Natur als: *Hornsilber* (64).

**Magnesiumchlorid** (*Magnesium chloratum*). An der Luft entzündetes Magnesium brennt in Chlorgas weiter (Fig. 46) unter Bildung einer weißlichen, in Wasser leicht löslichen Verbindung. Die Lösung schmeckt bitterlich salzig und ist indifferent gegen Lackmus.

**Natriumchlorid** oder **Kochsalz** (*Natrium chloratum*). Natrium verbrennt, wenn man es erwärmt in Chlorgas bringt, mit außerordentlicher Lebhaftigkeit und starker Lichtentwicklung (Fig. 47); es verbindet

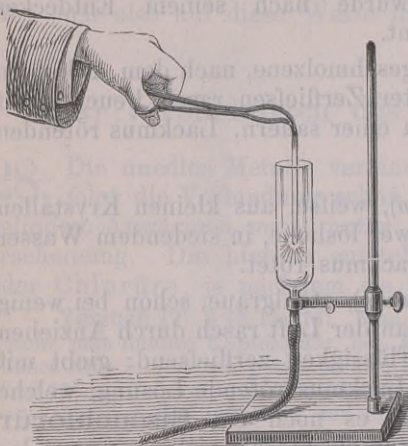


Fig. 46.

Verbindung von Magnesium mit Chlor.

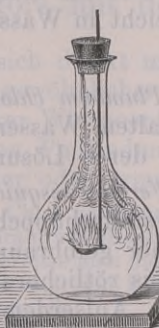


Fig. 47.

Verbindung von Kalium, bez. Natrium mit Chlor.



Fig. 48.

sich damit auch bei gewöhnlicher Temperatur, wenn es, in dünne Scheibchen geschnitten, längere Zeit mit Chlorgas in einem verschlossenen Gefäßs



Fig. 49. Verbrennung von Wasserstoff in Chlor.



Fig. 50. Chlorknallgas.

in Berührung bleibt (Fig. 48). Das Produkt ist identisch mit dem allbekannten Kochsalz; in Wasser löslich, indifferent gegen Lackmus, Geschmack rein salzig.



**Kaliumchlorid** (*Kalium chloratum*). Kalium verhält sich gegen Chlor dem Natrium ganz analog. Das Produkt ist ebenfalls ein salzartiger Körper mit bitterlichem Beigeschmack; indifferent gegen Lackmus.

Die folgende Tabelle enthält eine übersichtliche Zusammenstellung der wichtigsten Metallchloride mit ihren hauptsächlichsten Eigenschaften.

Abkürzungen: Rk. = Reaktion, kr. = krystallinisch, l. = löslich, ll. = leicht löslich, zll. = ziemlich leicht löslich, sll. = sehr leicht löslich, wl. = wenig (schwer) löslich, swl. = sehr wenig (sehr schwer) löslich, unl. = unlöslich, Lsg. = Lösung, konz. = konzentriert, verd. = verdünnt.

*Namen und Eigenschaften der wichtigsten Metallchloride.*

Leichtmetallchloride	Schwermetallchloride	
	Eisengruppe	Blei- und Zinngruppe
Rk. indifferent.	Rk. sauer.	Rk. sauer.
Natriumchlorid, weifs, kr., ll.	Chromchlorid, pfirsichblütrot, kr., in Lsg. grün.	Bleichlorid, weifs, kr., wl.
Kaliumchlorid, weifs, kr., ll.	Eisenchlorid, stahlgrau, kr., sll., Lsg. gelb bis rotbraun.	Quecksilberchlorid, weifs, kr., l.
Calciumchlorid, weifs, kr., sll., zerfließlich.	Eisenchlorür, grasgrün, kr., ll.	Quecksilberchlorür, schmutzig weifs, strahlig kr., swl.
Bariumchlorid, weifs, kr., zll.	Zinkchlorid, weifs, strahlig, kr., sll., zerfließlich.	Silberchlorid, geschmolzen hornartig, ganz unl.
Strontiumchlorid, weifs, kr., ll.	Manganchlorür, blafsrosa, kr., ll.	Kupferchlorid, grün, kr., ll., Lsg. konz. grün, verd. blau.
Magnesiumchlorid, weifs, kr., sll., zerfließlich.	Kobaltchlorür, dunkelrosa, sll.	Kupferchlorür, geschmolzen braun, swl.
Rk. sauer.	Nickelchlorür, apfelgrün, ll.	Kadmiumchlorid, weifs, ll.
Aluminiumchlorid, gelblichweifs, sll.		Zinnchlorid, flüssig, sll.
		Goldchlorid, gelb, kr., sll.
		Platinchlorid, gelb, kr., sll.

Es sind also ganz unl.: Silberchlorid.

swl.: Quecksilberchlorür und Kupferchlorür.

wl.: Bleichlorid.

b) Verbindungen des Chlors mit den Metalloiden.

**30.** Die Verbindungen des Chlors mit Schwefel, Phosphor, Arsen und Antimon sind an der Luft stark rauchende, heftig riechende, sauer reagierende flüssige oder feste Körper. Von besonderer Wichtigkeit ist

**Chlorwasserstoff** oder **Salzsäuregas** (*Acidum hydrochloricum*), bildet sich durch direkte Verbindung von Chlor und Wasserstoff.

**Versuch** [T. § 79]. Man fülle ein größeres Gefäß mit Chlor und tauche eine aus einer Glasröhre brennende, nicht zu große Wasserstofflamme hinein (Fig. 49). Die Flamme brennt darin mit bläulichgrünem Licht weiter unter Entwicklung eines

Gases, welches an der Luft starke Nebel bildet. Nach vollständigem Verschwinden der grünen Farbe des Chlorgases giesse man etwas kaltes Wasser in das Gefäß, schüttele damit um und setze einige Tropfen blaue Lackmuslösung hinzu, welche sofort geröthet wird. — Man fülle einen Cylinder zur Hälfte mit Chlor, zur Hälfte mit Wasserstoff und bringe das Gemenge durch Entzündung zur Explosion (Fig. 50). — Man fülle ein kleines, dünnwandiges Kochfläschchen mit einem Gemenge von gleichen Volumen Chlor und Wasserstoff und bringe es dann unter geeigneten Vorsichtsmafsregeln [T. § 80] in das Sonnenlicht oder in das Licht einer Magnesiumflamme. In beiden Fällen erfolgt sofort die Verbindung des Chlors mit dem Wasserstoff unter heftiger Explosion.

Das bei diesen Versuchen auftretende Produkt, der Chlorwasserstoff, ist ein farbloses, stechend riechendes, an feuchter Luft starke Nebel bildendes Gas; spez. Gew. 1,265; wird von Wasser begierig absorbiert<sup>1</sup> (500 Mafs bei 0°, 420 Mafs bei 10°). Die dadurch entstehende Lösung ist farblos, stöfst, wenn sie gesättigt ist, an der Luft dicke Nebel aus, schmeckt äufserst sauer und röthet Lackmus stark; sie heifst wässerige Salzsäure (die käufliche rohe Salzsäure ist durch eine Verunreinigung mit Eisenchlorid gelb gefärbt). Durch Erhitzen läfst sich das Salzsäuregas aus der wässerigen Salzsäure (jedoch nicht vollständig) vertreiben. Hierdurch bietet sich ein Mittel zur bequemen Darstellung des Chlorwasserstoffgases dar, wobei sich auch die auferordentliche Absorptionsfähigkeit des Wassers für dieses Gas leicht zeigen läfst (Erzeugung eines leeren Raumes durch Absorption des Gases durch Wasser [T. § 81]).

Konzentrierte wässerige Salzsäure entläfst beim Erwärmen anfänglich ein nur wenig feuchtes Chlorwasserstoffgas; bald aber gehen mehr und mehr Wasserdämpfe mit über, und zuletzt destilliert eine wässerige Säure von konstanter Zusammensetzung, welche an der Luft nicht raucht.

Je reicher die wässerige Salzsäure an Chlorwasserstoff ist, desto gröfser ist ihr spez. Gewicht, wie sich aus folgender Tabelle ergibt:

*Tabelle über den Gehalt der wässerigen Salzsäure von verschiedener Konzentration an Gewichtsprozenten Chlorwasserstoff.*

Spez. Gew.	Gew.-Proz. HCl.	Spez. Gew.	Gew.-Proz. HCl.	Spez. Gew.	Gew.-Proz. HCl.
1,00	0,00	1,07	14,30	1,14	28,40
1,01	2,04	1,08	16,60	1,15	30,40
1,02	4,07	1,09	18,50	1,16	32,40
1,03	6,12	1,10	20,30	1,17	34,40
1,04	8,40	1,11	22,20	1,18	36,40
1,05	10,50	1,12	24,40	1,19	38,40
1,06	12,41	1,13	26,40	1,20	40,40

Annähernd findet man den Prozentgehalt, wenn man die Dezimalstellen des spez. Gewichts mit 2 multipliziert, z. B. spez. Gew. = 1,12 Prozentgehalt = 24 (statt 24,40) u. s. f.

<sup>1</sup>) lat. *absorbere*, verschlucken.



## c) Natur der Chloride.

Die Chloride der schweren Metalle und des Aluminiums sind mit Ausnahme des Zinnchlorids fest, meist krystallinisch, in Wasser löslich (außer Silberchlorid, Quecksilberchlorür, Kupferchlorür und Bleichlorid [s. o. S. 47]), schmecken (in verdünnter Lösung!) sauer und metallisch zusammenziehend, röten Lackmus und sind beim Erhitzen mehr oder weniger leicht flüchtig.

Die Chloride der leichten Metalle (mit Ausnahme des Aluminiumchlorids) sind fest, krystallinisch, dem Kochsalz ähnlich, in Wasser löslich, indifferent gegen Lackmus etc., von salzigem, nicht ätzendem Geschmack und organische Substanzen nicht angreifend.



Fig. 51. Natur der Chloride.

Hiernach sind die Chloride der Metalle, obwohl sie den Oxyden und Sulfiden der Metalle ihrer Zusammensetzung nach analog sind, doch von letztern beiden in ihren Eigenschaften und ihrem Verhalten durchaus verschieden (Vergleichung mit S. 34).

Wegen ihrer salzartigen Beschaffenheit rechnet man die Chloride der Metalle zu den Salzen und unterscheidet sie von den eigentlichen Salzen (s. w. u.) durch den Namen **Haloidsalze**.<sup>1</sup>

Salzsäure verhält sich ganz wie eine starke Säure, ist aber in ihrer Zusammensetzung von den früher besprochenen Säuren, die durch Vereinigung von Sauerstoff mit Metalloiden entstehen, wesentlich verschieden, da sie frei von Sauerstoff ist und an dessen Stelle Wasserstoff enthält: daher Chlorwasserstoffsäure (nicht zu verwechseln mit Chlorsäure!).

<sup>1</sup>) griech. *ἅλς* (*hals*), Salz, und *εἶδος* (*eidōs*), die Gestalt, Beschaffenheit, also: salzähnliche (d. h. dem Kochsalz ähnliche) Salze.

## 2. Bromide, Jodide und Fluoride.

**31.** Brom, Jod und Fluor sind dem Chlor analog.

**Brom**<sup>1</sup> (*Bromum*) Br [T. § 83]. Im Jahre 1826 von BALARD entdeckt; flüssig, braunrot, von sehr unangenehmem Geruch, spez. Gew. 2,97 bis 2,99. Verwandelt sich schon bei gewöhnlicher Temperatur in schwere, rotbraune Dämpfe (spez. Gew. des Dampfes 5,52), siedet bei 50°. In Wasser zu einer rotbraunen Flüssigkeit löslich (Bromwasser). Ebenso in Alkohol und Äther. Die wässrige Lösung giebt durch Schütteln mit Äther ihr Brom an letzteren ab [T. § 83].

Das Brom verbindet sich leicht mit Metallen:

**Versuch** [T. § 84]. Man bringe in zwei Bechergläser etwas Eisen-, bez. Zinkstaub, befeuchte die Metallpulver und gieße Brom darauf. Unter heftigem Zischen und sehr lebhafter Wärmeentwicklung tritt die Reaktion ein, wobei reichliche Mengen dunkelrotbrauner Bromdämpfe entweichen. Zuletzt gieße man größere Mengen Wasser hinzu und filtriere. — Die Eisenlösung ist bläulich, die Zinklösung farblos; beide röten Lackmus.

**Ergebnis.** Eisen und Zink verbinden sich direkt mit Brom zu Eisenbromür, bez. Zinkbromid, beide leicht löslich, von saurer Reaktion.

Die Verbindungen des Broms mit den Metallen heißen Bromide (bez. Bromüre); sie sind den Chloriden analog.

**Bromwasserstoff** oder **Bromwasserstoffsäure** (*Acidum hydrobromicum*) [T. § 84], farbloses Gas, besteht aus Brom und Wasserstoff, wird vom Wasser lebhaft absorbiert (wässrige Bromwasserstoffsäure) und verhält sich dem Chlorwasserstoff analog.

**Jod**<sup>2</sup> (*Jodum*) J [T. § 85 u. 87]. 1812 von COURTOIS entdeckt, fest, krystallinisch, von stahlgrauer, metallischglänzender Farbe; spez. Gew. 4,95; Schmelzp. 107°; Siedep. 176—180°; es giebt beim Erwärmen veilchenblaue, sehr schwere Dämpfe (spez. Gew. des Dampfes 8,77); löst sich ziemlich schwer in Wasser (Jodwasser), leicht in Alkohol (Jodtinktur) und Äther, in allen drei Lösungsmitteln mit brauner Farbe, ebenfalls leicht in Schwefelkohlenstoff mit violettblauer Farbe. Der wässrigen Lösung kann durch Schütteln mit Äther und Schwefelkohlenstoff das Jod entzogen werden. Färbt Stärkemehl und Stärkelösung (in neutraler oder saurer Flüssigkeit) blau.

Die Verbindungen des Jods mit den Metallen heißen Jodide (bez. Jodüre); sie sind den Chloriden analog.

**Jodwasserstoff** oder **Jodwasserstoffsäure** (*Acidum hydrojodicum*), farbloses Gas, besteht aus Jod und Wasserstoff, wird von Wasser lebhaft absorbiert (wässrige Jodwasserstoffsäure) und verhält sich dem Chlorwasserstoff analog.

<sup>1</sup> griech. βρωμος (*bromos*) Gestank, wegen seines üblen Geruchs. — <sup>2</sup> griech. ιωειδης (*ioeides*), veilchenblau, wegen der Farbe seiner Dämpfe; also eigentlich Iod, doch spricht und schreibt man allgemein Jod.



**Fluor**<sup>1</sup> (*Fluorum*) F, in freiem Zustande erst in neuester Zeit (1886) durch MOISSAN dargestellt. Hell grünlich gelbes Gas (heller als Chlor); spez. Gew. 1,26; verbindet sich mit großer Energie mit allen Elementen, nur nicht mit dem Sauerstoff; organische Körper (z. B. Alkohol, Benzin, Terpentinöl, Petroleum) werden lebhaft angegriffen und fangen in Berührung mit dem Gase sofort Feuer. Seine Verbindungen mit den Metallen heißen Fluoride.

**Fluorwasserstoff, Fluorwasserstoffsäure** oder **Flusssäure** (*Acidum hydrofluoricum*) besteht aus Fluor und Wasserstoff, wird vom Wasser lebhaft absorbiert (wässrige Flusssäure) und verhält sich dem Chlorwasserstoff analog, besitzt aber überdies die Eigenschaft, Glas zu ätzen.

Die wässrige Flusssäure wird fabrikmäßig dargestellt und in Guttapercha-Flaschen in den Handel gebracht. — Gießt man einige ccm in ein dünnwandiges Probierglas, welches man durch eine Klemme senkrecht hält (mit untergesetzter Wasserschale), so trübt sich die anfangs klare Flüssigkeit bald unter Abscheidung eines reichlichen, aus weißen Flocken bestehenden Niederschlags, bis nach einiger Zeit das Glas zerfressen ist und die Säure ausfließen läßt.

### 3. Rückblick.

Chloride, Bromide, Jodide und Fluoride sind binäre Verbindungen der vier Elemente Chlor, Brom, Jod, bez. Fluor mit Metallen, welche in ihrer Zusammensetzung und in ihren äußeren Eigenschaften dem Kochsalz analog sind. Sie werden deshalb **Haloide**<sup>2</sup> oder **Haloidsalze** und jene vier Elemente (Cl, Br, J, F) **Halogene**<sup>3</sup> oder **Salzbildner** genannt.

Die Wasserstoffverbindungen der Halogene: Chlorwasserstoff, Bromwasserstoff, Jodwasserstoff und Fluorwasserstoff sind Säuren und heißen **Haloidsäuren**. Sie unterscheiden sich von den (früher besprochenen) Sauerstoffsäuren oder Oxy-säuren (z. B. Kohlensäure, schweflige Säure, Phosphorsäure etc.) dadurch, daß sie keinen Sauerstoff, sondern außer den Halogenen nur noch Wasserstoff enthalten; deshalb werden sie auch wohl **Wasserstoffsäuren** oder **Hydrosäuren** genannt.

<sup>1</sup>) So genannt als Bestandteil des *Flussspaths* oder *Fluorits* (lat. *fluere*, fließen; mittellat. *fluor*, Fluß), welcher als „Flussmittel“ bei der Verarbeitung von Erzen benutzt wird. — <sup>2</sup>) griech. *ἅλς* (*hals*), Salz und *εἶδος* (*eidos*), Beschaffenheit. (S. 49 Note 1.) — <sup>3</sup>) griech. *ἅλς* und *γεννᾶν* (*gennan*), erzeugen, also Salzerzeuger oder Salzbildner.

## Zweiter Abschnitt.

### I. Reduktionen.

**32.** Alle bisherigen Versuche, mit Ausnahme eines einzigen (Darstellung von Sauerstoff aus rotem Quecksilberoxyd), waren Synthesen: Darstellung neuer Stoffe (Oxyde, Sulfide, Haloide) durch Verbindung (**einfache Addition**) metallischer und nichtmetallischer Elemente mit Sauerstoff, Schwefel und Halogenen. Der nächste Schritt zur Erweiterung unserer chemischen Kenntnisse muß nun naturgemäfs dahin gehen, daß wir versuchen, diese „binären Verbindungen“ wieder zu spalten, d. h. die in ihnen enthaltenen Elemente wieder isoliert darzustellen oder auf ihren ursprünglichen Zustand zurückzuführen. Prozesse dieser Art werden der Gegenstand der nächsten Versuche sein; man nennt sie **Reduktionen**<sup>1</sup> und umfaßt mit diesem Ausdrucke die Wiederherstellung der Elemente sowohl aus den Oxyden, wie auch aus den Sulfiden und Haloiden. Ist das Oxydieren, Sulfurieren, Chlorieren etc. ein Aufbau, so ist das Reduzieren als Abbau zu bezeichnen.

Um derartige Reduktionen auszuführen, muß die Kraft, durch welche die Verbindungen bewirkt worden sind, wieder überwunden werden. Diese Kraft heifst: Affinität<sup>2</sup> oder chemische Verwandtschaft<sup>3</sup> und ist die Kraft, welche Körper verschiedener chemischer Natur Theilchen für Theilchen untereinander zu neuen Substanzen (chemischen Verbindungen) vereinigt und sich der Trennung derselben widersetzt.

Die Affinität gehört zu den anziehenden Kräften; sie wirkt aber nicht, wie die Gravitation zwischen mehr oder weniger großen Körpermassen in die Ferne, oder wie die Adhäsion und Kohäsion bei unmittelbarer Berührung unter Erhaltung der physikalischen Eigenschaften, sondern nur zwischen kleinsten, sinnlich nicht wahrnehmbaren Theilchen, so daß durch die Vereinigung derselben ein neuer Stoff entsteht, der selbst bei stärkster Vergrößerung als homogen erscheint und in seinen Eigenschaften mehr oder weniger auffallend verschieden von seinen Be-

<sup>1</sup>) lat. *reducere*, zurückführen. — <sup>2</sup>) lat. *affinis* verwandt. — <sup>3</sup>) s. Lehrgang S. 41 und 43.



standteilen erscheint. Die Affinität schafft neue Stoffe, die deshalb auch mit neuen Stoffnamen benannt werden.

Die Trennung der letztern in ihre Bestandteile (Reduktion) kann nur durch Überwindung der Affinität geschehen, was in den allermeisten Fällen nur durch Zufuhr fremder Energie zu erreichen ist. Die Mittel, die sich hierzu darbieten, sind 1. Wärme, 2. stärkere chemische Verwandtschaft, 3. Elektrizität.

## 1. Reduktion durch Wärme.

Von den Metalloxyden lassen sich nur die der edlen Metalle und das Quecksilberoxyd durch Erhitzung reduzieren. Letzteres geschah bereits bei der Darstellung des Sauerstoffs (S. 10). In diesem Falle treten das Metall und der Sauerstoff beide in freiem Zustande auf. Die chemische Verwandtschaft zwischen diesen Metallen und Sauerstoff ist so gering, daß sie schon durch mäßiges Erhitzen überwunden wird.

Die Oxyde der unedlen Metalle lassen sich durch Erhitzen nicht reduzieren, wenigstens nicht durch solche Hitzegrade, wie wir sie zu erzeugen vermögen.

Es ist aber sehr wahrscheinlich, daß durch genügend hohe Hitzegrade, die wir aber zur Zeit noch nicht hervorbringen können, auch sie reduziert werden können. Die Spektralanalyse lehrt, daß auf der Sonne viele Metalle in Dampfform neben Wasserstoff und Sauerstoff in freiem Zustande vorhanden sind. Die Temperatur auf der Sonne, welche jedenfalls sehr hoch ist, verhindert also die Verbindung dieser Elemente miteinander.

## 2. Reduktion durch stärkere chemische Verwandtschaft.

### a) Durch Wasserstoff.

Sollen Oxyde (Sulfide, Chloride etc.), welche sich durch Wärme nicht zersetzen lassen, so reduziert werden, daß das darin enthaltene, mit dem Sauerstoff (Schwefel, Chlor etc.) verbundene Element in freiem Zustand auftritt, so müssen sie mit einem Stoff, welcher stärkere Verwandtschaft zum Sauerstoff (Schwefel, Chlor etc.) besitzt, unter geeigneten Umständen in Berührung gebracht werden. Solche Stoffe werden Reduktionsmittel genannt. Die geeignetsten Reduktionsmittel für Oxyde sind Wasserstoff, Kohlenstoff und Kalium oder Natrium. Schwefel kann nicht als Reduktionsmittel für Metalloxyde benutzt werden. (Weshalb nicht?) Ebenso wenig Phosphor.

**Versuch** [T. § 89 u. 92]. Man bringe in je eine Glasröhre eine Schicht Kupferoxyd, resp. Eisenoxyd, leite einen Strom wohlgetrocknetes Wasserstoffgas darüber und erhitze das Rohr von außen (Fig. 52).

**Ergebnis.** In der Kälte wirkt Wasserstoff auf die Metalloxyde nicht ein; beim Erwärmen aber beschlägt sich das Rohr stromabwärts vom Metalloxyd bald mit flüssigem Wasser, welches sich bei stärkerem Erhitzen in Dampf verwandelt und in der Kugelvorlage kondensiert, wobei die Wasserstoffflamme verlöscht. Das Oxyd wird unter Erglühen reduziert, und nach dem Erkalten findet man im Rohr das Metall in Pulverform.

Wenn bei der Reduktion des Eisenoxydes die Temperatur niedrig gehalten wird, so besitzt das reduzierte Eisenpulver die Eigenschaft, in Berührung mit der Luft Sauerstoff unter Erglühen zu absorbieren und sich wieder in Eisenoxyd zu verwandeln (pyrophorisches<sup>1</sup> Eisen siehe T. § 92).

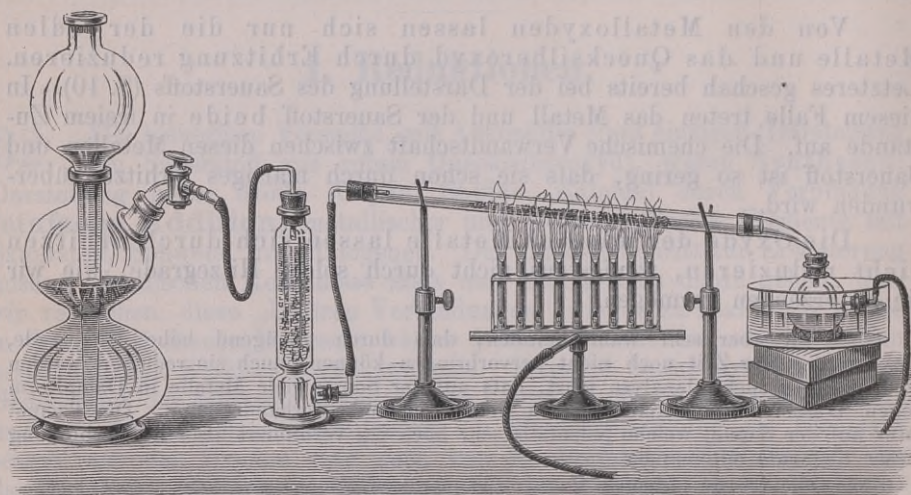
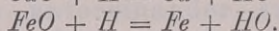
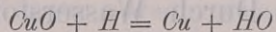


Fig. 52. Reduktion von Kupferoxyd.

Der Prozess lässt sich durch folgende chemische Gleichungen ausdrücken:



Der Wasserstoff tritt an die chemische Stelle des Metalls, ist der Stellvertreter (Substitut); der Prozess ist also keine bloße Addition, sondern eine **Substitution**.<sup>2</sup>

**Verallgemeinerung.** Auch die Oxyde anderer schwerer Metalle, z. B. Eisen, Blei, Kobalt, Nickel, Zinn, Zink (sehr schwer), lassen sich durch Wasserstoff reduzieren; andere wiederum nicht, z. B. Chrom und Uran. In allen Fällen ist das Nebenprodukt Wasser, welches durch Oxydation des Wasserstoffs entstanden ist. Diese Oxydation ist aber

<sup>1</sup>) griech. πῦρ (*pyr*), Feuer, und φέρειν (*phérein*), tragen, also feuertragend.  
— <sup>2</sup>) lat. *substituere*, an die Stelle setzen; also Stellvertretung.



eine indirekte (auf Kosten des zuvor gebundenen Sauerstoffs), es verläuft also mit der Reduktion zugleich eine Oxydation: das Metall wird reduziert, das Reduktionsmittel oxydiert.

## b) Durch Kohlenstoff.

**33. Versuch** [T. § 93]. Man menge Bleioxyd mit Sägespänen und erhitze das Gemenge anfangs schwach, zuletzt stärker in einem bedeckten Tiegel (Fig. 53). Die Sägespäne verwandeln sich hierbei zuerst in Kohle (vgl. S. 22), welche dann reduzierend auf das Bleioxyd wirkt und das Metall frei macht. Dieses sammelt sich als ein geschmolzenes Kügelchen (Regulus) unten im Tiegel an.

**Versuch.** Man bringe Bleioxyd in ein Kohlengrübchen und blase die Flamme einer Lampe mittels eines Lötrohrs darauf (Fig. 54). Das Bleioxyd schmilzt und wird, sobald es mit der glühenden Kohle in Berührung kommt, reduziert, wobei die entstandene Kohlensäure unter Aufbrausen entweicht.

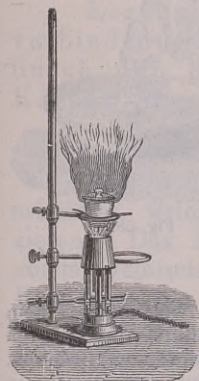


Fig. 53.



Fig. 54.

Reduktion von Bleioxyd.

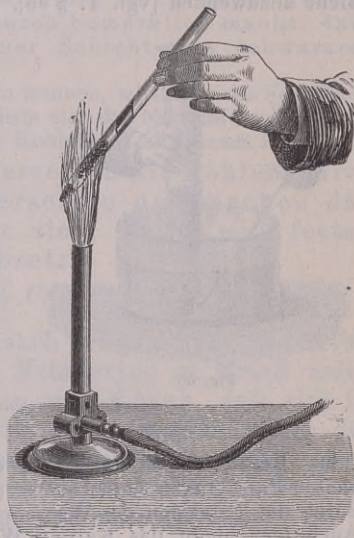
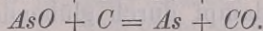
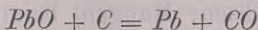


Fig. 55.

Reduktion von arseniger Säure.

**Versuch** [T. § 94]. Man bringe in ein unten zugeschmolzenes Rohr aus strengflüssigem Gas etwas arsenige Säure und darüber einige Stücke Holzkohle; dann erhitze man so, daß die Kohle zum Glühen kommt (Fig. 55). Es bildet sich oberhalb der erhitzten Stelle ein metallisch glänzender Überzug von Arsen (Arsenspiegel), während die Kohlensäure aus dem oberen Ende des Rohres entweicht.

**Ergebnis.** Zinnoxid, Bleioxyd und arsenige Säure werden durch Kohlenstoff in der Glühhitze reduziert:



**Verallgemeinerung.** Auch die Oxyde der meisten übrigen schweren Metalle lassen sich durch Kohlenstoff reduzieren; ebenso die Oxyde einiger Metalloide: arsenige Säure, antimonige Säure, Phosphorsäure.

### c) Durch Kalium oder Natrium, Magnesium und Aluminium.

#### *α) Reduktion des Wassers.*

**34. Versuch.** Man lasse in einem in der pneumatischen Wanne umgestürzten, mit Wasser gefüllten Cylinder ein Natriumkügelchen aufsteigen (Fig. 56). Das Metall schmilzt zu einer Kugel, welche auf dem Wasser unter lebhafter Entwicklung von Wasserstoffgas schwimmt. Auf diese Weise läßt sich der Cylinder vollständig mit Wasserstoffgas füllen, welches man an seinen Eigenschaften erkennt. Das durch Oxydation entstandene Natron bleibt im Wasser gelöst; die Lösung macht rotes Lackmus blau, schmeckt laugenhaft, etc. — Bei diesem Versuch ist große Vorsicht anzuwenden [vgl. T. § 95].

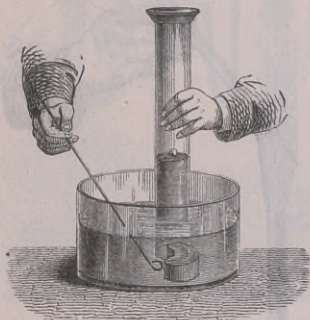


Fig. 56.

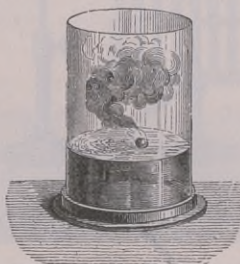


Fig. 57.

Reduktion von Wasser durch Kalium und Natrium.



Fig. 58.

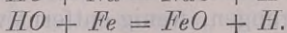
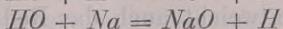
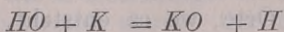
**Versuch** [T. § 95]. Man werfe etwas Kalium auf Wasser, welches in einem weiten Fußcylinder enthalten ist (Fig. 57). Das Metall schmilzt ebenfalls, und der sich durch die Reduktion des Wassers entwickelte Wasserstoff kommt sofort zum Brennen. Auch hier bleibt das Kali in Wasser gelöst. — Wirft man Natrium auf Wasser in einer offenen Schale, so entzündet sich der dabei entwickelnde Wasserstoff nicht; wohl aber, wenn man das Wasser mit einer Scheibe Fließpapier bedeckt und das Natrium darauf legt (Fig. 58).

**Ergebnis.** Kalium und Natrium zersetzen das Wasser, verbinden sich mit dem Sauerstoff desselben zu Kali, resp. Natron, während der Wasserstoff frei wird und entweicht.

**Verallgemeinerung.** Auch andere Metalle können das Wasser zersetzen, wenn auch weniger leicht, z. B. Calcium, Barium, Strontium bei gewöhnlicher Temperatur, reines Magnesium bei Siedehitze, und die Metalle der Eisengruppe (Eisen, Mangan) beim Glühen in Wasserdampf. Ebenso kann der Wasserdampf durch glühende Kohle reduziert werden.



Auch diese Reduktionen sind Substitutionen:



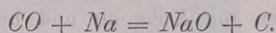
*β) Reduktion der Kohlensäure.*

Die zu dem folgenden Versuche nötige Kohlensäure könnte man, wie früher geschehen, durch Verbrennen von Kohlenstoff im Sauerstoffstrome herstellen. Doch ist es bequemer, sie aus kohlensäurehaltigen Mineralien, z. B. Marmor, in denen sie im gebundenen Zustande enthalten ist (s. S. 25) durch Salzsäure auszutreiben.

**Versuch** [T. § 98]. Man übergieße in einer Gasentwickelflasche in Stücke zerschlagenen Marmor mit mäßig verdünnter Salzsäure und leite die sich entwickelnde Kohlensäure durch ein kurzes, offenes, dünnwandiges Rohr aus schwer schmelzbarem Glase. Durch das offene Ende des letztern schiebt man ein Porzellanschiffchen, welches man zuvor mit dünn geschnittenen Natrium- (oder Kalium-) scheibchen gefüllt hat, und erhitzt, während die Kohlensäureentwicklung in vollem Gange ist, das Glasrohr an der Stelle, wo das Schiffchen steht, stark. — Nach kurzer Zeit tritt die Reduktion der Kohlensäure ein, welche sich dadurch bemerklich macht, daß sich das Metall unter Erglühen mit einer Schicht von schwarzem Kohlenstoff bedeckt.

Um letztern von dem überschüssigen Metall zu trennen, wirft man das Schiffchen samt Inhalt nach dem Erkalten in Alkohol, in welchem sich das Natrium unter ruhiger Gasentwicklung löst, und sammelt schließlich den Kohlenstoff auf einem Filter.

**Ergebnis.** Kalium und Natrium zersetzen die Kohlensäure, verbinden sich mit dem Sauerstoff derselben und machen dadurch den Kohlenstoff frei, welcher sich, da er ein fester Körper ist, am Orte der Reduktion absetzt:



Sehr kräftige Reduktionsmittel sind auch Magnesium und Aluminium, welche in der Schmelzhitze viele Metalloxyde zu Metall reduzieren. Das Aluminium entwickelt dabei so viel Wärme, daß sich in einem Gemisch des zu reduzierenden Oxydes mit Aluminiumpulver die Reduktion von selbst weiter fortpflanzt unter Steigerung der Temperatur bis zur Rot- und Weißglut. Eine solche Mischung kann geradezu als Mittel zur Erzeugung sehr hoher Temperaturen Benutzung finden.

**Zusammenfassung.** So verschieden auch der äußere Verlauf der Reduktionsprozesse erscheinen mag — je nach den Aggregatzuständen und der Flüchtigkeit der betreffenden Substanzen —, so durchaus gleichartig ist doch in allen Fällen der chemische Vorgang, wie folgende Zusammenstellung zeigt:

Zu reduzierendes Oxyd (RO)	Reduktions- mittel (X)	Reduktionsprodukt (R)	Neues Oxyd (RO)
I. <i>CuO</i> (fest)	+ <i>H</i> (gasf.) =	<i>Cu</i> (fest) bleibt am Ort	+ <i>HO</i> (dampf.) entweicht.
II. <i>FeO</i> (fest)	+ <i>H</i> (gasf.) =	<i>Fe</i> (fest) desgl.	+ <i>HO</i> (dampf.) desgl.
III. <i>PbO</i> (fest)	+ <i>C</i> (fest) =	<i>Pb</i> (fest) desgl.	+ <i>CO</i> (gasf.) desgl.
IV. <i>AsO</i> (flücht.)	+ <i>C</i> (fest) =	<i>As</i> (flüchtig) sublimiert	+ <i>CO</i> (gasf.) desgl.
V. <i>HO</i> (flüssig)	+ <i>K</i> (fest) =	<i>H</i> (gasf.) entweicht	+ <i>KO</i> (fest) bleibt am Ort.
VI. <i>CO</i> (gasf.)	+ <i>K</i> (fest) =	<i>C</i> (fest) bleibt am Ort	+ <i>KO</i> (fest) desgl.

In den drei ersten Fällen I, II und III bleibt also nur das Reduktionsprodukt an dem Orte, wo es entsteht, während das neue Oxyd entweicht; im Falle IV entweicht auch das Reduktionsprodukt, wird aber unter den Versuchsbedingungen, wenig entfernt vom Orte, zurückgehalten; im Falle V entweicht das Reduktionsprodukt vollständig, während das neue Oxyd zurückbleibt, gelöst in Wasser und nur durch Reagenzien zu erkennen; im Falle VI endlich bleiben beide, das Reduktionsprodukt und das neue Oxyd, gemengt miteinander, am Orte im festen Zustande zurück.

So stellt sich also der äufsere Vorgang bei diesen sechs Reduktionsprozessen in der That in sehr verschiedener Weise dar. Der chemische Verlauf derselben ist aber überall der gleiche: Das Reduktionsmittel stellt sich an den chemischen Ort des Reduktionsproduktes, und dieses wird frei. Übrigens ist auch zu beachten, daß überall zwei chemische Prozesse neben einander verlaufen: Eine Oxydation des Reduktionsmittels  $X$  und eine Reduktion des Oxydes  $RO$ .

**35.** Die Reduktionsprozesse sind von der allerhöchsten technischen Wichtigkeit, weil sie dazu dienen, die unedlen Metalle aus den Erzen darzustellen (Metallurgie<sup>1</sup> oder Hüttenkunde<sup>2</sup>).

**Eisenreduktions- oder Hochofenprozels.** Der Hochofen (Figg. 59 u. 60) ist ein Schachtofen: oben die Gicht,  $o$ , zum Einschütten der Materialien, darunter der Schacht, an der weitesten Stelle Kohlensack genannt. Der nach unten sich verengende Teil ist die Rast, der enge Teil das Gestell,  $e$ , darunter der Herd,  $n$ , geschlossen durch den Wallstein,  $u$ , dem gegenüber der Tümpelstein,  $s$ , zwischen Wallstein und Tümpelstein die offene Brust. In das Gestell mündet die Düse,  $r$ , zum Einblasen der Luft.

Man heizt den Hochofen mit Koks an und beschickt ihn durch die Gicht mit abwechselnden Schichten von Erz (Eisenoxyd gemengt mit thonerde-, kalk- und kieselerdehaltigem Material, sogenannte Zuschläge) und Koks und giebt durch die Düsen Gebläsewind. Das geschmolzene Eisen fließt durch das Gestell in den Herd; gleichzeitig bilden sich aus den Zuschlägen Schlacken, welche das flüssige Metall bedecken und vor Oxydation beschützen. Diese werden durch die offene Brust abgezogen und fließen über die Schlackentrift ab. Ist der Herd mit Eisen gefüllt, so sticht man dieses ab und läßt es in mit Sand gefüllte Kanäle fließen.

a) Das gewonnene Eisen heißt Roheisen, es enthält 2,5—5,8 Proz. Kohlenstoff und außerdem noch im ganzen etwa 5 Proz. Silicium, Schwefel, Phosphor, mitunter auch Arsen; durch den Kohlenstoffgehalt wird es bei Gebläsehitze schmelzbar, ist nach dem Erkalten spröde und sehr hart; läßt sich nicht schweißen. Wird es umgeschmolzen und in Formen gegossen, so heißt es Gufseisen.

b) Soll es in Schmiedeeisen (Schweifseisen) verwandelt werden, so muß man ihm alle fremden Bestandteile entziehen. (Der Kohlenstoff macht das Eisen spröde, der Schwefel rotbrüchig, der Phosphor kalt-

<sup>1</sup>) griech. *μεταλλουργεῖν* (*metallurgein*) (von *μέταλλον* [*métallon*], Metall, Erz, und *ἐργεῖν* [*érgein*], darstellen, bereiten), also: Verarbeitung der Erze zu Metallen. — <sup>2</sup>) Hütten heißen die ursprünglich sehr einfachen, jetzt nicht selten sehr großartig angelegten Stätten, in denen die metallurgischen (hüttenmännischen) Arbeiten ausgeführt werden.



brüchig.) Dies geschieht durch abermaliges Schmelzen unter Einwirkung von Luft, durch deren Sauerstoff sowohl der Kohlenstoff als auch die übrigen Beimengungen oxydiert, also beseitigt werden. Das Schmiedeeisen ist nicht mehr spröde, sondern zähe, dafür aber auch weniger hart und schwieriger schmelzbar. Die Oxydation der fremden Beimengungen geschieht entweder durch Zuführen von Gebläseluft auf offenen Herden (Frischprozeß) oder in Flammenöfen unter fortwährendem Rühren

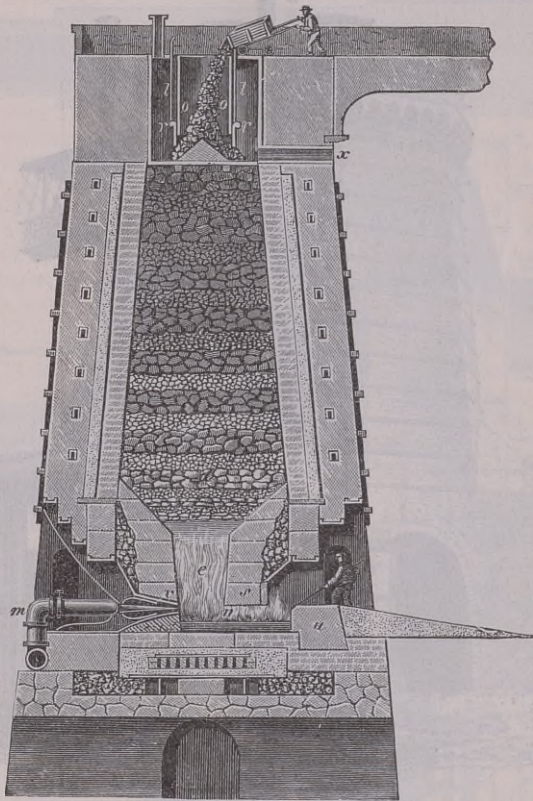


Fig. 59. Hochofen (Durchschnitt).

(Puddlingsprozeß).<sup>1</sup> Da hierbei der Schmelzpunkt des Eisens infolge der fortschreitenden Entkohlung allmählich steigt, so wird die Masse immer zähflüssiger und bildet zuletzt einen teigigen Klumpen (Luppe), den man zuletzt im weißglühenden Zustande durch Hammer und Walze zu Stangen von verschiedenem Querschnitt und verschiedener Dicke formt (Rundeisen  $\bigcirc$ , Quadrateisen  $\square$ , Winkelleisen  $\angle$ , T-Eisen  $\perp$ , Bandeisen  $—$ , Schiene  $\Omega$ ).

Durch Verbesserung der Puddelöfen ist es in neuerer Zeit gelungen,

<sup>1</sup>) engl. *to puddle*, rühren.

die Temperatur so hoch zu steigern, daß das Puddelleisen geschmolzen bleibt und nachher gegossen werden kann (Flusseisen). — Man kann dem Gufseisen (fertig gegossenen Gegenständen) den Kohlenstoff zum größten Teil auch dadurch entziehen, daß man die Gegenstände in gepulvertem Roteisenstein (Eisenoxyd) packt und längere Zeit (6—8 Tage) einer starken Glühhitze aussetzt. Hierdurch wird der Kohlenstoffgehalt auf 0,2 bis

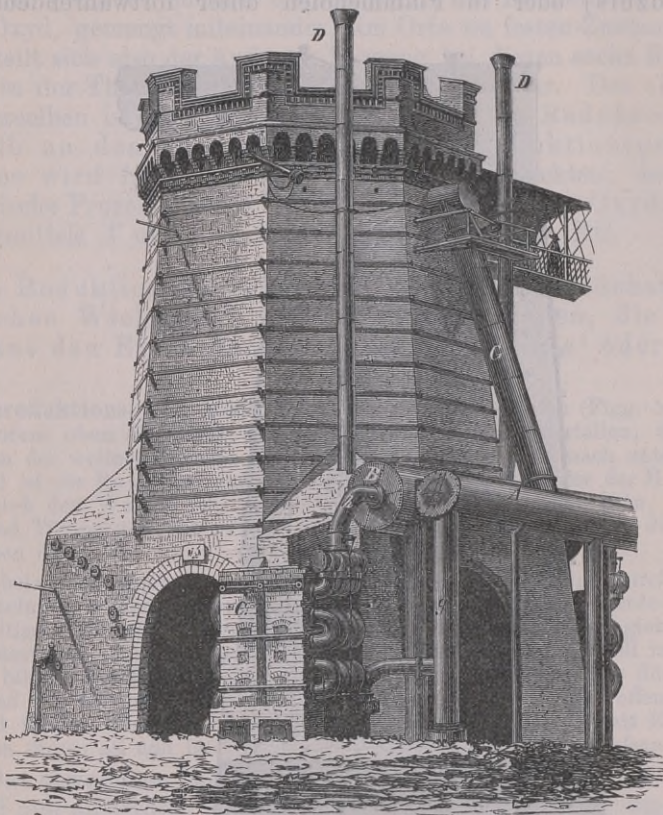


Fig. 60. Hochofen.

0,15% vermindert, und solche Gegenstände lassen sich dann schmieden (schmiedbarer Gufs).

c) Stahl ist Eisen mit einem sehr geringen Kohlenstoffgehalt (0,6 bis 1,2%) und frei von allen übrigen Beimengungen. Er wird entweder aus Roheisen durch Oxydation (Frischstahl, Puddelstahl, Flufsstahl, Bessemerstahl) oder aus Schmiedeeisen durch nachträgliche Kohlhung (Cementstahl) gewonnen. Gufsstahl ist Frisch- oder Puddelstahl, der nachträglich nochmals in Tiegeln umgeschmolzen wird.

Der geringe Kohlenstoffgehalt des Stahls bedingt es, daß er sich einerseits wie Schweifeseisen schmieden läßt und andererseits fähig ist, eine große Härte anzunehmen, wenn man ihn glühend macht und dann durch Eintauchen in eine Flüssig-



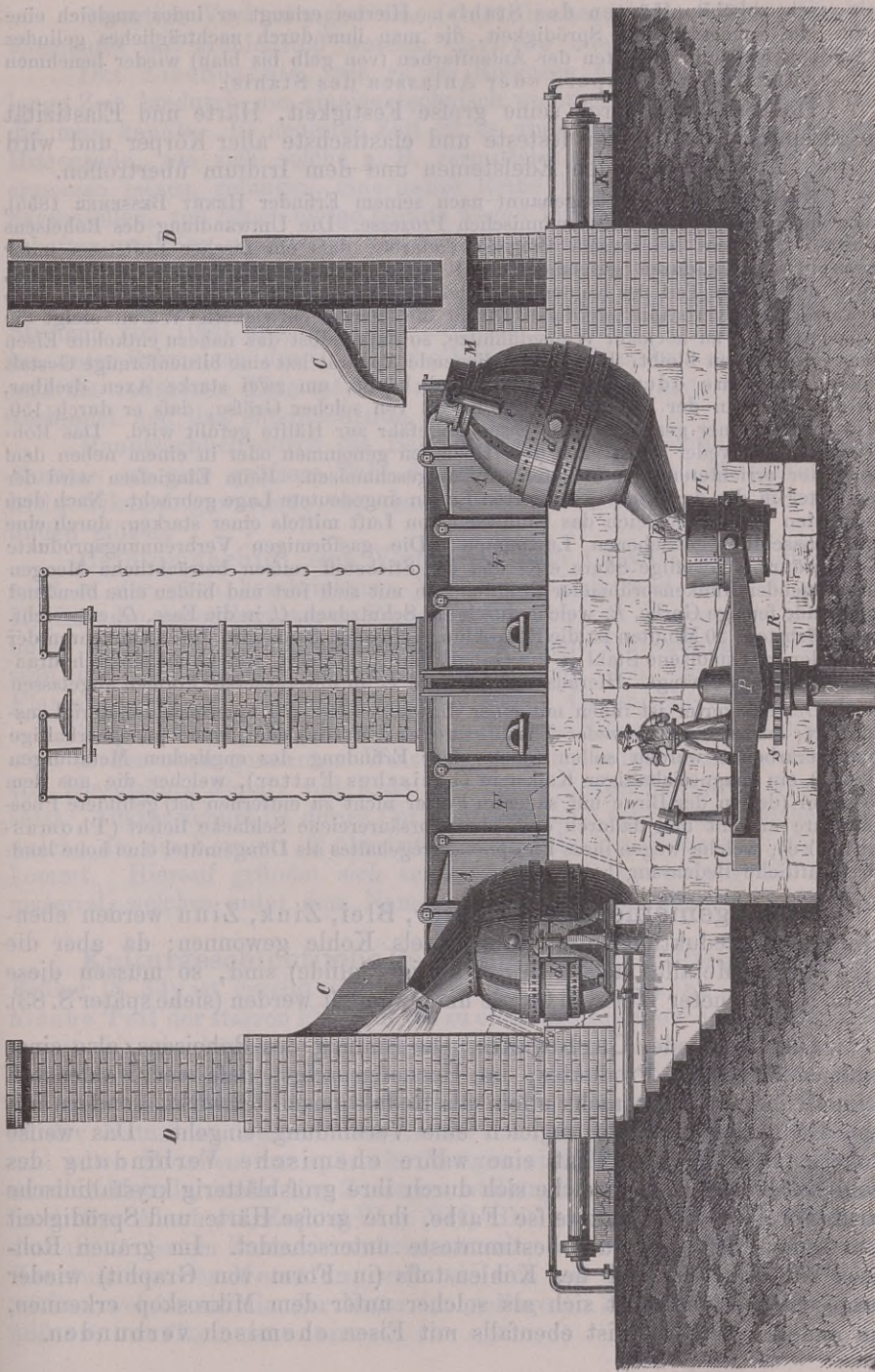


Fig. 61. Bessemerprozess.



keit rasch abkühlt (Härten des Stahls). Hierbei erlangt er indes zugleich eine mehr oder weniger grofse Sprödigkeit, die man ihm durch nachträgliches gelindes Erwärmen bis zum Auftreten der Anlauffarben (von gelb bis blau) wieder benehmen kann (Adoucieren, Tempern oder Anlassen des Stahls).

Der Stahl ist durch seine grofse Festigkeit, Härte und Elastizität ausgezeichnet: er ist der festeste und elastischste aller Körper und wird in der Härte nur von den Edelsteinen und dem Iridium übertroffen.

Bessemerprozess (sogenannt nach seinem Erfinder HENRY BESSEMER 1855), einer der grofsartigsten hüttenmännischen Prozesse. Die Umwandlung des Roheisens in Stahl geschieht bei diesem Prozesse dadurch, dafs ein rascher Luftstrom unter starker Pressung durch geschmolzenes Roheisen geblasen wird (Frischprozess), wobei der grölste Teil des Kohlenstoffs und die obengenannten fremden Beimengungen in kurzer Zeit verbrannt werden. Durch die hierbei entwickelte Wärme steigt die Temperatur bis zu höchster Weifsglühhitze, so dafs selbst das nahezu entkohlte Eisen noch geschmolzen bleibt. Der hierzu dienende Apparat hat eine birnenförmige Gestalt (Bessemerbirne oder Konverter) und hängt, um zwei starke Axen drehbar, freischwebend in der Luft (Fig. 61). Er ist von solcher Gröfse, dafs er durch 150, bezw. 200 Zentner geschmolzenes Eisen ungefähr zur Hälfte gefüllt wird. Das Roheisen wird entweder direkt aus dem Hochofen genommen oder in einem neben dem Konverter errichteten Flammenofen, *F*, umgeschmolzen. Beim Eingiefsen wird der Konverter in die durch die punktierten Linien angedeutete Lage gebracht. Nach dem Aufichten beginnt sogleich das Einblasen von Luft mittels einer starken, durch eine Dampfmaschine getriebenen Luftpumpe. Die gasförmigen Verbrennungsprodukte (Kohlensäure, schweflige Säure etc.) und der Stickstoff reifsen beträchtliche Mengen verbrennender, funkensprühender Eisenteilchen mit sich fort und bilden eine blendend leuchtende feurige Garbe, *B*, welche durch das Schutzdach, *C*, in die Esse, *D*, entweicht. Nach höchstens 20 Minuten ist die Entkohlung vollendet, dann wird durch Umkehren der Birne der geschmolzene Stahl in die Gufspanne, *T*, entleert, welche an einem hydraulischen Krahn, *P*, hängt. Hieraus endlich wird er in untergesetzte Formen abgelassen.

Der Konverter ist innen mit einer dicken Schicht von feuerfestem Material ausgefüttert; letzteres ist entweder Thon (saueres Futter) oder, wenn phosphorhaltige Erze verarbeitet werden sollen (nach einer Erfindung des englischen Metallurgen THOMAS) ein magnesiainhaltiger Kalkstein (basisches Futter), welcher die aus dem Phosphor (der in der Birne mit sauerem Futter nicht zu entfernen ist) gebildete Phosphorsäure anzieht und dadurch eine phosphorsäurereiche Schlacke liefert (Thomas-schlacke), welche wegen ihres Phosphorsäuregehaltes als Düngemittel eine hohe landwirtschaftliche Bedeutung hat.

**Verallgemeinerung.** Kupfer, Blei, Zink, Zinn werden ebenfalls durch Reduktion ihrer Erze mittels Kohle gewonnen; da aber die Erze dieser Metalle meist schwefelhaltig (Sulfide) sind, so müssen diese zuvor in geeigneter Weise in Oxyde umgewandelt werden (siehe später S. 83).

**Carbide oder Carburete.** Die Bildung des Roheisens, also eines kohlenstoffhaltigen Produktes, im Hochofen zeigt, dafs der Kohlenstoff beim Hochofenprozess nicht allein als Reduktionsmittel wirkt, sondern mit dem Reduktionsprodukte zugleich eine Verbindung eingeht. Das weifse Roheisen ist in der That eine wahre chemische Verbindung des Kohlenstoffs mit Eisen, welche sich durch ihre grofsblättrig krystallinische Struktur, durch ihre zinnweifse Farbe, ihre grofse Härte und Sprödigkeit vom reinen Eisen auf das bestimmteste unterscheidet. Im grauen Roheisen ist zwar ein Teil des Kohlenstoffs (in Form von Graphit) wieder ausgeschieden und läfst sich als solcher unter dem Mikroskop erkennen, ein anderer Teil aber ist ebenfalls mit Eisen chemisch verbunden.



Derartige Verbindungen eines (metallischen oder nichtmetallischen) Elementes mit Kohlenstoff werden Carbide oder Carburate genannt.

Das Eisencarbid, wie es im Roheisen und Stahl vorliegt, war lange Zeit hindurch die einzige technisch wichtige Verbindung dieser Art, die man kannte. In neuester Zeit ist es aber unter Anwendung höherer Hitzegrade, wie sich solche z. B. mittelst des elektrischen Glühofens erzeugen lassen, gelungen, eine ganze Reihe bisher unbekannter Carbide darzustellen, von denen einige bereits wegen ihrer bemerkenswerten Eigenschaften wichtige praktische Anwendung gefunden haben. Ihre Bildung ist in allen Fällen die gleiche: Ein Oxyd wird in gepulvertem Zustande mit fein gestoßener Kohle (Koks) gemischt und im elektrischen Ofen Strömen von 1000 und mehr Ampère und 80—100 Volt ausgesetzt, wobei unter Schmelzen des Oxydes die Reduktion desselben durch C erfolgt, und das reduzierte Element sich zugleich mit einem andern Teile des C verbindet und das entsprechende Carbid bildet.

Hauptsächlich durch die Bemühungen des französischen Chemikers MOISSAN ist eine gröfsere Zahl derartiger Metall- und Metalloidcarbide bekannt geworden, von denen hier nur folgende zwei Erwähnung finden mögen.

Calciumcarbid, eine Verbindung von Calcium mit Kohlenstoff, wird in der eben beschriebenen Weise aus Kalk und Koks dargestellt. Es hat die bemerkenswerte Eigenschaft, sich mit Wasser zu zersetzen unter Bildung von Kalk und einer gasförmigen Verbindung von Kohlenstoff mit Wasserstoff, Acetylen, welche mit sehr stark leuchtender Flamme verbrennt. Näheres hierüber siehe: Organische Chemie.

Siliciumcarbid. Eine Verbindung des Siliciums mit Kohlenstoff; wird in der oben genannten Weise dargestellt, indem man ein Gemenge von Kieselsäure (Sand) und Koks der Hitze des elektrischen Ofens aussetzt. Ausgezeichnet ist dieses Carbid durch seine sehr beträchtliche Härte, welche die des Korunds (9) übertrifft und fast der des Diamants (10) gleichkommt. Hierauf gründet sich seine technische Anwendung als Schleifmaterial, welches unter dem Namen *Carborundum* in den Handel kommt.

### Kulturgeschichtliche Bedeutung der Reduktionsprozesse.

Früher (S. 34) ist gezeigt worden, dafs der mineralische oder anorganische Teil der starren Erdrinde bis zu einer grofsen Tiefe hinab, überhaupt soweit wir sie kennen, seiner Hauptmasse nach aus Oxyden unedler (leichter und schwerer) Metalle und des Siliciums besteht. Wir leben auf einem durchaus verbrannten Boden. Nur wenige Elemente kommen in der Natur im freien Zustande vor: ausser Sauerstoff und Stickstoff und edlen Metallen nur spärliche Mengen einiger Metalloide und weniger unedler Metalle (siehe die Zusammenstellung der wichtigsten Mineralien im dritten Abschnitt, Kapitel VI u. VII). Die meisten Elemente würden uns deshalb in freiem Zustande unbekannt sein, und namentlich würde unsere Kenntniss von den Metallen, wenn sie sich auf die wenigen beschränken müßte, welche sich in der Natur im gediegenen Zustande vorfinden, eine äufserst unvollkommene sein.



Es unterliegt nicht dem mindesten Zweifel, daß dieser Zustand der anorganischen Natur seit der Bildung der starren Erdrinde ein dauernder war und auch in Zukunft ein dauernder bleiben wird. Denn im Mineralreich sind alle chemischen Kräfte gebunden, und infolgedessen kann sich kein Oxyd von selbst reduzieren; was einmal verbrannt ist, bleibt verbrannt im Mineralreich. Nur durch Mitwirkung einer fremden Energie (Wärme, stärkere Verwandtschaft oder Elektrizität) können, wie wir sahen, die Oxyde ihres Sauerstoffs wieder beraubt und die Elemente in den freien Zustand zurückgeführt werden. Wir sahen ferner, daß die Verbrennungswärme der Kohle, verbunden mit der stärkeren Verwandtschaft des glühenden Kohlenstoffs, wohl im stande ist, eine solche Wirkung auszuüben. Nun lagern zwar im Mineralreich ungeheure Kohlenmassen vergraben, umgeben von Oxyden. Trotzdem läßt sich leicht übersehen, daß sich die bestimmten Bedingungen, welche nötig sind, um Metalle, wie z. B. Eisen, mit Hilfe von Kohle in erheblichen Massen zu reduzieren (Hochofen!), in der leblosen Natur nicht von selbst realisieren können, und daß es nur unter Mitwirkung des Menschen, welcher in zielbewusster Weise diese Bedingungen schafft, möglich geworden ist, die Metalle aus ihren Erzen frei zu machen.

Hierin liegt die kulturgeschichtliche Bedeutung der Reduktionsprozesse. Denn die Metalle sind die wichtigsten Faktoren in der Kulturgeschichte des Menschengeschlechts. Erst nachdem er sie darzustellen und benutzen gelernt hat, ist der Mensch zur vollen Herrschaft über die besser bewehrte Tierwelt und über die Naturkräfte gelangt. Ohne sie würden wir zweifellos nicht über die Kulturstufe der Steinzeit hinausgekommen sein.

### Oxydation und Reduktion in der organischen Natur.

Auch in der Natur der Lebewesen ist der freie Sauerstoff der Atmosphäre fortwährend thätig, um die brennbare Substanz der organischen Wesen in Oxyde zu verwandeln (rasche und langsame Verbrennung von Pflanzen- und Tiersubstanz, Atmung, Vermoderung, Verwesung). Das Ende würde sein, daß alles, was brennbar ist, verbrennen und die organische Welt mit der Zeit ihrem Untergange entgegengeführt werden müßte, — wenn hier die Verhältnisse eben so lägen, wie im Mineralreich.

Dem ist aber nicht so!

Im Gegenteil walten im Pflanzenreich Kräfte, welche der Oxydation entgegenarbeiten und das durch den Sauerstoff Verbrannte immer wieder in brennbare Substanz verwandeln.

Einen nähern Einblick in diese Verhältnisse gewährt die Organische Chemie (s. deren dritten Abschnitt: Physiologische Chemie), doch möge einiges hier immer vorausgenommen werden.

Alle Pflanzen und Pflanzenteile enthalten, wie wir gesehen haben (S. 22), Kohlenstoff. Das organische Leben scheint also an diesen gebunden zu sein. Er allein aber bildet den Körper der Pflanzen nicht, sondern



bedarf zum Aufbau desselben noch drei anderer Elemente: Wasserstoff, Sauerstoff und Stickstoff. Die Quelle des Kohlenstoffs ist für die Pflanze ausschließlich die atmosphärische Kohlensäure, welche sie durch feine Öffnungen ihrer Blattoorgane in sich aufnimmt und unter dem Einflusse von Licht (Sonne), Feuchtigkeit und Wärme in die zahllosen, mannigfaltigen und verschiedenartigen Substanzen, aus denen ihr Körper besteht, umwandelt. Da diese alle, ohne Ausnahme, ärmer an Sauerstoff sind als die Kohlensäure, einige sogar gar keinen Sauerstoff enthalten, so muß sich die Pflanze des Überschusses entledigen, der nun durch dieselben Öffnungen, durch welche die Kohlensäure eingesogen wurde, wieder ausgeschieden und der Atmosphäre einverleibt wird.

Diese Rückbildung brennbarer Substanz aus verbrannter ist also ein natürlicher Reduktionsprozess, welcher der Oxydation durch den freien Sauerstoff der Luft das Gleichgewicht hält und dadurch einen dauernden Fortbestand des organischen Lebens ermöglicht.

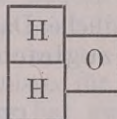
### 3. Reduktionen (Spaltung) durch Elektrizität (Elektrolyse).

**36. Versuch** [T. § 110]. Man leite durch einen zweiseitenkligen, mit angesäuertem Wasser gefüllten Zersetzungsapparat einen starken elektrischen Strom (Fig. 62, 63 oder 64). Am positiven Pol entwickelt sich Sauerstoff, am negativen Wasserstoff im Volumverhältnis von 1:2.

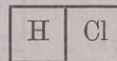
**Versuch** [T. § 111]. Man fülle einen Apparat ähnlicher Art mit wässriger Salzsäure und leite einen elektrischen Strom hindurch (Fig. 65). Am positiven Pol entwickelt sich Chlor, am negativen Wasserstoff, beide im Volumverhältnis von 1:1.

**Ergebnis.** Wasser und Salzsäure werden durch den elektrischen Strom in ihre Elemente gespalten. In beiden Fällen entwickelt sich der Wasserstoff am negativen Pol; der Sauerstoff, resp. das Chlor tritt immer am positiven Pol auf. Die Volumverhältnisse sind:

$H : O = 2 : 1$  oder bildlich



$H : Cl = 1 : 1$  „ „



Hieraus folgt: Im Wasser ist 1 Volum Sauerstoff mit 2 Volumen Wasserstoff, in der Salzsäure 1 Volum Chlor mit 1 Volum Wasserstoff verbunden. Oder: der Sauerstoff verbindet sich mit dem doppelten Volum Wasserstoff zu Wasser; Chlor mit dem gleichen Volum Wasserstoff zu Salzsäure.

Von den Volumverhältnissen kann man leicht mit Hilfe des spezifischen Gewichts von Sauerstoff (1,1088), Chlor (2,46) und Wasserstoff (0,0693) zu den Gewichtsverhältnissen gelangen. Es berechnet sich

daraus, daß 1 Volum *O* 16-mal, und 1 Volum *Cl* 35,5-mal so schwer ist, als 1 Volum *H*:

$$0,0693 \text{ H} : 1,1088 \text{ O} = 1 \text{ H} : 16 \text{ O}$$

$$0,0693 \text{ H} : 2,46 \text{ Cl} = 1 \text{ H} : 35,5 \text{ Cl.}$$

Demnach haben wir für die Synthese des Wassers, resp. der Salz-

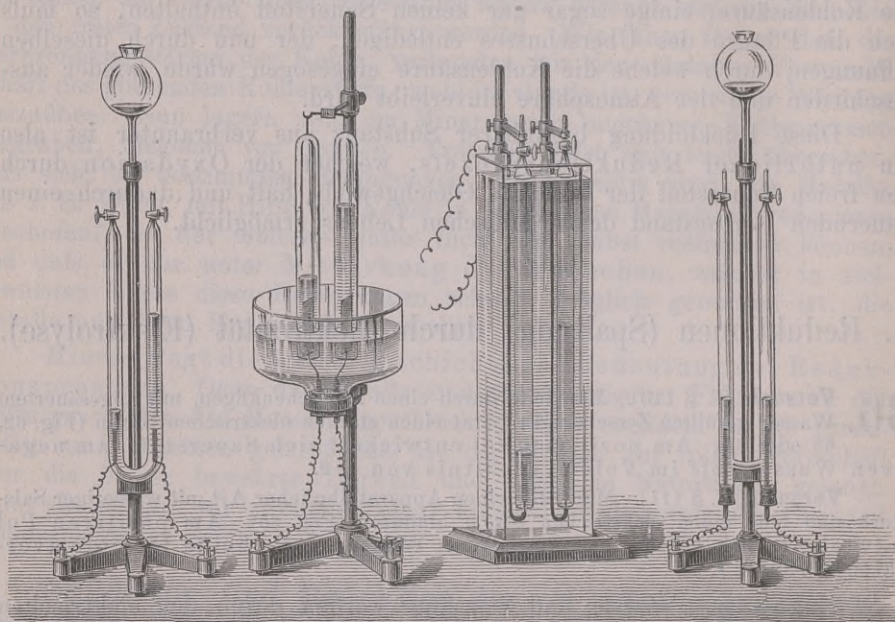


Fig. 62.

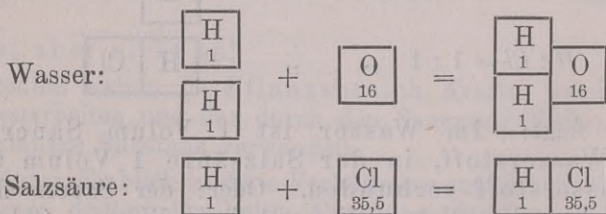
Fig. 63.

Fig. 64.

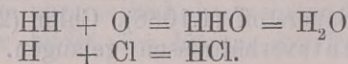
Fig. 65.

Elektrolyse des Wassers und der Salzsäure.

säure folgende bildliche Darstellungen, welche die Volum- und Gewichtszusammensetzung zugleich ausdrücken:

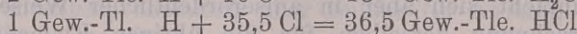
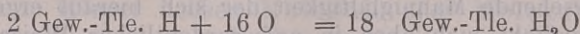


oder, wenn man die Quadrate wegläßt:





Da die Gewichtsmengen weder bei der Verbindung, noch bei der Zersetzung eine Verminderung erleiden können, so folgt, daß



sind.

Die zur Bezeichnung der chemischen Elemente dienenden Buchstaben (Symbole) deuten in den obigen Formeln also nicht bloß den Namen an (qualitative Bezeichnung), sondern bezeichnen zu gleicher Zeit auch die Volum-, bzw. Gewichtsmengen, in denen sich die Elemente verbinden (quantitative Bezeichnung), und um dies auch äußerlich auszudrücken, schreiben wir die Symbole von jetzt ab mit aufrecht stehender Schrift.

Ergebnis. Wasser und Salzsäure sind nach festen (konstanten) Gewichts- und Volumverhältnissen zusammengesetzt.

## II. Atomlehre.

### 1. Konstante Verhältnisse.

**37.** Wasser und Salzsäure sind nach konstanten Gewichts- und Volumverhältnissen zusammengesetzt. Dies war das Hauptergebnis der letzten Versuche. Wenn sich also Wasserstoff mit Sauerstoff oder Wasserstoff mit Chlor verbindet, so wird für eine bestimmte Menge des einen Elements stets eine bestimmte Menge des andern verbraucht; was von dem einen oder andern zuviel ist, bleibt unverbunden übrig. Zahlreiche Versuche haben ergeben, daß dieses Gesetz auch für alle übrigen Elemente im allgemeinen gilt. Im besondern aber sind die Verhältnisse für je zwei Elemente andere, d. h. eine jede chemische Verbindung hat zwar eine konstante, aber von derjenigen irgend einer andern chemischen Verbindung abweichende Zusammensetzung. So verbinden sich z. B.:

16 Gew.-Tle. Sauerstoff mit	2 Gew.-Tln. Wasserstoff
16 „ „ „ „	12 „ Kohlenstoff
16 „ „ „ „	200 „ Quecksilber
16 „ „ „ „	65 „ Zink
16 „ „ „ „	63 „ Kupfer
16 „ „ „ „	56 „ Eisen
16 „ „ „ „	40 „ Calcium

etc. etc.

Die Verbindung derselben Elemente mit Schwefel und mit Chlor, Brom, Jod etc. würde wieder andere Gewichtsverhältnisse verlangen. Die kaum zu übersehende Mannigfaltigkeit der sich hieraus ergebenden Verhältnisse vereinfacht sich aber in außerordentlicher Weise, wenn man bei einer Berechnung derselben für die übrigen Elemente diejenigen Zahlen zu Grunde legt, welche bereits für ihre Sauerstoffverbindungen gefunden worden sind. Dann erhält man z. B. für Wasserstoff und Schwefel: 2 Gew.-Tle. Wasserstoff mit 32 Gew.-Tln. Schwefel, und wenn man wiederum von 32 Gew.-Tln. Schwefel ausgeht, so ergibt sich für die Zusammensetzung der Sulfide folgende Zusammenstellung:

32 Gew.-Tle. Schwefel mit	2 Gew.-Tln. Wasserstoff
32       "       "       "       "	200       "       Quecksilber
32       "       "       "       "	65       "       Zink
32       "       "       "       "	63       "       Kupfer
32       "       "       "       "	56       "       Eisen
32       "       "       "       "	40       "       Calcium
etc. etc.	

Sonach erhält man für jedes Element nur **eine** Zahl, nach welcher sich die Verbindungsverhältnisse desselben mit allen übrigen Elementen regeln.

In diesen festen Gewichtsverhältnissen liegt der wichtigste Unterschied der chemischen Verbindungen von den bloß mechanischen Gemengen, oder mit andern Worten: sobald die Elemente nur mechanisch miteinander gemengt sind, z. B. Sauerstoff mit Wasserstoff, Wasserstoff mit Chlor, gepulvertes Kupfer mit gepulvertem Schwefel etc., sind alle beliebigen Verhältnisse möglich; sobald aber die chemische Verbindung eintritt, nimmt das eine Element von dem andern stets die ihm zukommende Menge. Diese Thatsache findet ihren Ausdruck in dem

**Gesetz der konstanten Verhältnisse.** Wenn sich zwei oder mehrere Elemente miteinander verbinden, so geschieht dies stets nach ganz bestimmten (konstanten) Gewichts- und Volumverhältnissen.

Zur Erklärung dieser eigentümlichen Erscheinung dient die durch DALTON im Jahre 1804—1808 begründete

**Atomlehre:** Die Elemente bestehen aus kleinsten, nicht weiter teilbaren Teilchen (Atomen<sup>1</sup>), welche eine bestimmte Größe und ein bestimmtes Gewicht besitzen und nur mit diesem Gewicht Verbindungen eingehen.

Die Atome sind außerordentlich klein, jedenfalls viel kleiner, als die auf mechanischem Wege herzustellenden kleinsten Teilchen fester oder flüssiger Körper, und können durch die sinnliche Beobachtung nicht

<sup>1</sup>) griech. α (α) privativum, und τόμος (tomos), Teil, also: ohne Teil, unteilbar.



wahrgenommen werden, selbst nicht bei stärkster Vergrößerung. Ihre Gewichte werden Atomgewichte genannt. Die kleinsten Teilchen zusammengesetzter Körper heißen Moleküle oder Molekeln.<sup>1</sup> Sie sind physikalisch unteilbar, chemisch aber teilbar (in Atome); ihre Gewichte heißen Molekulargewichte.

Die absoluten Atomgewichte lassen sich nicht direkt bestimmen, weil die Atome nicht isoliert werden können. Die Zahlen der folgenden Tabelle drücken daher nur die relativen Atomgewichte aus, wobei man das des Wasserstoffs als Einheit nimmt.

*Atomgewichte der wichtigsten Elemente,*

abgerundet auf ganze, bezw. zehntel Einheiten.

A. Metalloide	B. Leichte Metalle	C. Schwere Metalle
<b>I. Sauerstoffgruppe.</b>	<b>VI. Kaliumgruppe.</b>	<b>X. Eisengruppe.</b>
Sauerstoff, O 16,0	Kalium, K 39,0	Chrom, Cr 52,2
Schwefel, S 32,0	Natrium, Na 23,0	Eisen, Fe 56,0
		Zink, Zn 65,0
<b>II. Halogengruppe.</b>	<b>VII. Calciumgruppe.</b>	Mangan, Mn 55,0
Chlor, Cl 35,5	Calcium, Ca 40,0	Kobalt, Co 58,6
Brom, Br 80,0	Barium, Ba 137,0	Nickel, Ni 58,8
Jod, J 127,0	Strontium, Sr 87,5	Uran, U 240,0
Fluor, F 19,0		
<b>III. Stickstoff- oder Phosphorgruppe.</b>	<b>VIII. Magnesiumgruppe.</b>	<b>XI. Bleigruppe.</b>
Stickstoff, N 14,0	Magnesium, Mg 24,0	Blei, Pb 207,0
Phosphor, P 31,0		Quecksilber, Hg 200,0
Arsen, As 75,0	<b>IX. Aluminiumgruppe.</b>	Silber, Ag 108,0
Antimon, Sb 120,0	Aluminium, Al 27,5	Kupfer, Cu 63,0
<b>IV. Kohlenstoffgruppe.</b>		Wismut, Bi 208,0
Kohlenstoff, C 12,0		Kadmium, Cd 112,0
Bor, B 11,0		
Kiesel, Si 28,0		<b>XII. Zinngruppe.</b>
<b>V. Wasserstoffgruppe.</b>		Zinn, Sn 118,0
Wasserstoff, H 1,0		Gold, Au 196,0
		Platin, Pt 194,0

Da die Atome zwar sehr klein, aber nicht unendlich klein sind, so müssen sie auch ein bestimmtes Volum haben (Atomvolum), ebenso die Moleküle (Molekularvolum). Nun aber ist, wie die Erfahrung

<sup>1</sup>) lat. *moles*, die Masse; davon das Diminutivum *moleculum*, das Massenteilchen.

lehrt, das Volum der Körper nicht unwandelbar, sondern verändert sich unter verschiedenen Einflüssen (Wärme und Druck). Die Atomlehre erklärt dies dadurch, daß bei diesen Veränderungen nicht die GröÙe der Atome selbst, sondern nur ihre Entfernung sich ändert.

## 2. Vielfache Verhältnisse oder multiple Proportionen.

38. Die Atomlehre schließt die Möglichkeit nicht aus, daß bei der Verbindung zweier Elemente sich auch mehrere Atome des einen mit einem oder mehrern Atomen des andern vereinigen können.

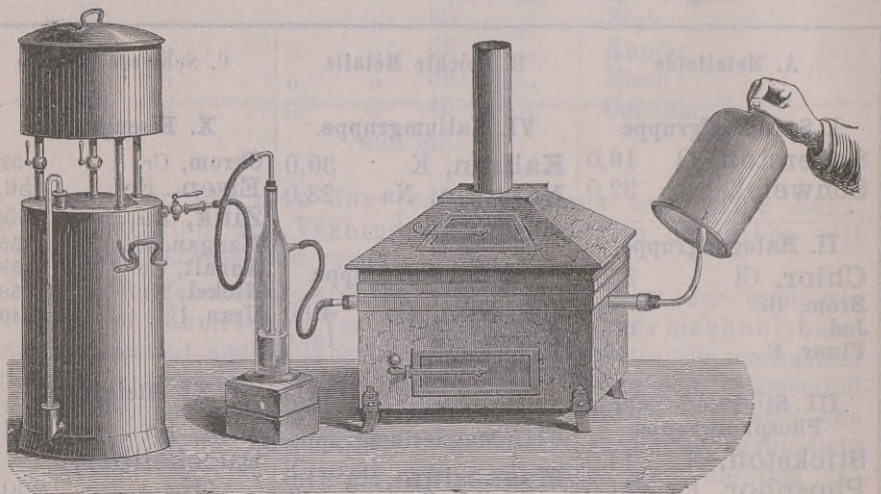


Fig. 66. Unvollkommene Verbrennung des Kohlenstoffs.

Durch die Ergebnisse der Elektrolyse erkannten wir bereits, daß 1 Atom Sauerstoff sich mit 2 Atomen Wasserstoff verbinden muß. Hieraus würde folgen, daß zwischen zwei Elementen im allgemeinen mehrere Verbindungen existieren können; in der That lehrt die Erfahrung, daß dies sehr häufig der Fall ist.

**Versuch** [T. § 113]. Man fülle ein Porzellanrohr ganz mit Kohlestücken, erhitze es seiner ganzen Länge nach zum Glühen und leite einen langsamen Strom Sauerstoff hindurch. Das austretende Gas bringe man mit einem brennenden Span in Berührung. Es entzündet sich und brennt mit bläulicher, schwach leuchtender Flamme, während eine darüber gehaltene, inwendig mit Kalkwasser ausgeschwenkte Glasglocke sich mit einem weißen Beschlage bedeckt (Fig. 66).

**Ergebnis.** Das Gas, welches entweicht, kann weder Sauerstoff, noch Kohlensäure sein, es kann aber nur aus Sauerstoff und Kohlenstoff bestehen und liefert beim Verbrennen (wie der Niederschlag in der Glocke zeigt) Kohlensäure. Folglich ist es eine chemische Verbindung von Kohlenstoff und Sauerstoff, welche weniger Sauerstoff enthält, als die Kohlen-



säure und deshalb noch brennbar ist. Genaue Versuche haben ergeben, daß es gerade halb soviel Sauerstoff enthält, als letztere. Man nennt es

**Kohlenoxyd.** Es entsteht, wie der Versuch zeigt, wenn Kohle bei ungenügendem Sauerstoff- oder Luftzutritt verbrennt. Farbloses, geruchloses Gas, in Wasser unlöslich, giftig, spez. Gew. 0,967, mit blaßblauer Flamme zu Kohlensäure verbrennend.

Das Kohlenoxyd entwickelt sich überall da, wo glühende Kohlen mit zu ihrer vollkommenen Verbrennung ungenügenden Mengen Luft in Berührung kommen, z. B. auf Feuerherden und in Ofen stets dann, wenn der Luftzug beschränkt ist. Da es farblos, geruchlos, geschmacklos ist, so läßt sich seine Gegenwart in der Luft nicht wahrnehmen, wodurch sich wegen seiner Giftigkeit die Gefährlichkeit dieses Gases besonders erhöht. Glücklicherweise tritt es meist, z. B. bei schlecht brennendem Kohlenfeuer, in Gesellschaft übelriechender Gase auf (Kohlendunst).

In technischer Beziehung ist das Kohlenoxyd von hoher Wichtigkeit, da es sich sehr leicht darstellen läßt und dann zur Gasfeuerung benutzt werden kann. Hierzu dient der Generatorofen<sup>1</sup> (Fig. 67), ein Schachtofen, in welchem viel Kohle bei beschränktem Luftzutritt verbrennt. Der Luftstrom wird durch Klappen geregelt. Die in der Seitenmauer des Ofens angebrachten Öffnungen dienen zur Beobachtung des Verbrennungsprozesses. Das Nachfüllen des Brennmaterials wird durch zwei übereinander angebrachte Schieber derart bewirkt, daß kein Gas dabei austreten kann. Dasselbe entweicht durch einen unterhalb der Klappe angebrachten Seitenkanal.

Das Generatorgas ist im wesentlichen ein Gemenge von Kohlenoxyd und Stickstoff; letzterer vermindert die Verbrennlichkeit des Gases, so daß es sich nur im erhitzten Zustande entzünden läßt. Es muß deshalb noch warm, wie es aus dem Ofen kommt, verwendet oder unmittelbar vor der Verwendung erhitzt werden. Hierauf beruht der Nutzen der

Regenerativöfen nach Fr. SIEMENS. Bei diesen befinden sich zwei große unterirdische Räume unterhalb des zu heizenden Ofens (Puddelofen, Glasofen etc.), von denen jeder nochmals in zwei Abteilungen,  $R^1$ ,  $R^2$ ,  $R^3$ ,  $R^4$ , geteilt ist (Fig. 68). Alle vier Abteilungen sind durch feuerfeste Steine so ausgemauert, daß reichliche Zwischenräume zwischen diesen bleiben, welche den Gasen freien und ungehinderten Durchzug gestatten. Durch  $G^1$  tritt Generatorgas in die Kammer  $R^2$ , durch  $L^1$  Luft in die Kammer  $R^1$  ein. Beide mischen sich im Kanal  $a$ , entzünden sich und gelangen in den Ofenraum  $O$ . Die heißen Verbrennungsgase treten durch den Kanal  $a'$  in die Kammern  $R^3$  und  $R^4$ , welche sie bis zum Glühen erhitzen, und ziehen schließlich durch die Esse ab. Nach einiger Zeit werden Gas- und Luftstrom umgestellt, so daß der Eintritt derselben durch  $L^2$  und  $G^2$  erfolgt u. s. f.

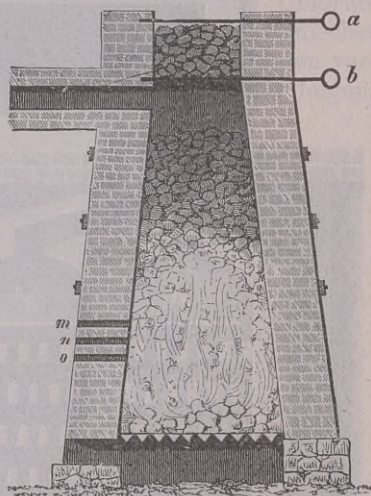


Fig. 67. Generatorofen.

<sup>1</sup>) lat. *generare*, hervorbringen, erzeugen; *generator*, der Erzeuger, also hier: Gaserzeuger.



Wassergas. Bläst man statt Luft Wasserdampf durch die glühenden Kohlen des Generatorofens, so wird jener in H und O zersetzt; O verbindet sich mit C zu Kohlenoxyd, und der H wird frei. Das Gas ist also ein Gemenge von zwei brennbaren Gasen, H und CO. Es heißt Wassergas und hat einen bedeutend höhern Brennwert, als das gewöhnliche Generatorgas.

Das Generatorgas und das Wassergas finden vornehmlich nur in der Technik eine ausgedehnte Anwendung. Sie würden auch für häusliche Zwecke (zum Kochen und Heizen) mit Vorteil zu verwenden sein, wenn sie wegen ihres hohen Kohlenoxydgehaltes nicht äußerst gefährlich wären.

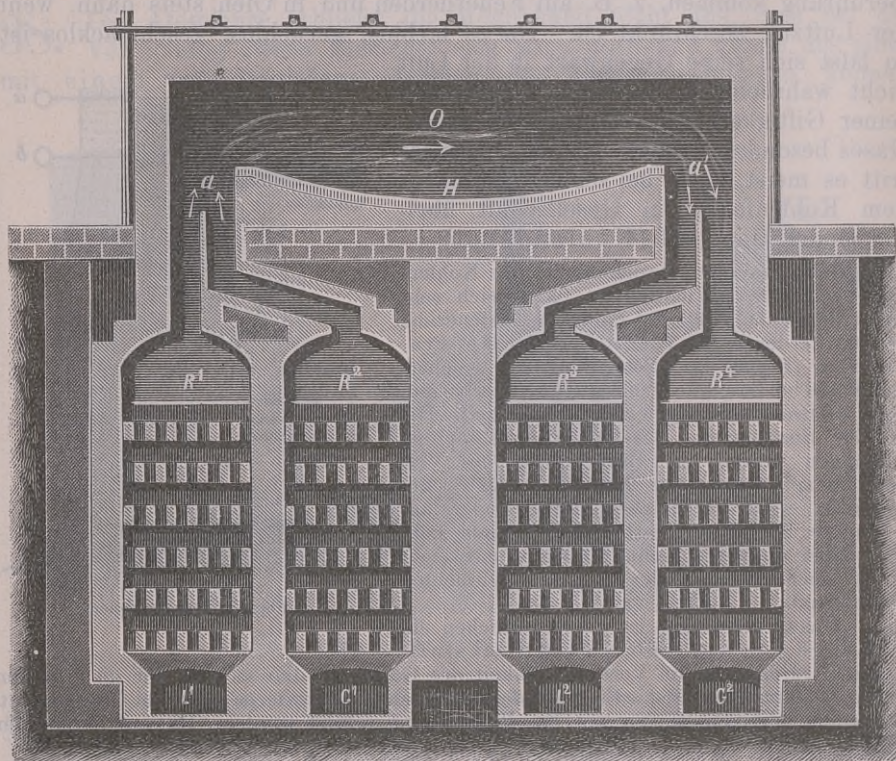
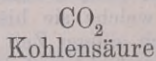
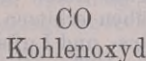


Fig. 68. F. SIEMENS'scher Regenerativofen.

Die quantitative Analyse hat ergeben, daß das Kohlenoxyd 12 Gew.-Tle. (1 Atom) C + 16 Gew.-Tle. (1 Atom) O enthält, die Kohlensäure 12 „ (1 Atom) C + 32 „ (2 Atome) O „ , was sich durch die Formeln



ausdrücken läßt.

**Gesetz der vielfachen Verhältnisse oder multiplen Proportionen:** Wenn sich zwei Elemente in mehr als einem Ver-



hältnis miteinander verbinden, so geschieht dies stets so, das die Gewichtsmengen des einen, welche sich mit einer bestimmten Gewichtsmenge des andern verbinden, untereinander in einem meist sehr einfachen Verhältnis stehen.

Dies ist eine einfache Konsequenz der Atomlehre.

### 3. Benennung der vielfachen binären Verbindungen.

39. Zur Unterscheidung der vielfachen Oxyde, Sulfide und Chloride eines und desselben Elements bedient man sich deutscher, lateinischer oder griechischer Präpositionen und Zahlwörter, die man den Namen vorsetzt, oder gewisser Abänderungen der Endsilben, wie sich aus der folgenden Zusammenstellung ergibt:

Gewöhnliche Oxyde heisen . . . . .	-oxyde.
Niedrigere Oxyde . . . . .	-oxydule.
Höhere Oxyde . . . . .	-superoxyde oder -peroxyde.
Gewöhnliche Säuren . . . . .	-säuren.
Niedrigere Säuren . . . . .	-ige Säuren.
Höhere Säuren , . . . . .	Über . . . -säuren.

Zur genauen Unterscheidung hat

man noch die Ausdrücke . . . . .	Unter . . . -säuren.
und . . . . .	Unter . . . -ige Säuren.
Niedere Sulfide heisen . . . . .	-sulfure.
Gewöhnliche Sulfide . . . . .	-sulfide.
Höhere Sulfide . . . . .	-supersulfide oder -persulfide.
Niedere Chloride heisen . . . . .	-chlorure (oder -ochloride, z. B. Eisenchloruroder Ferrochlorid).
Gewöhnliche Chloride . . . . .	-chloride (oder -ichloride, z. B. Eisenchlorid oder Ferrichlorid).
Höhere Chloride . . . . .	-superchloride oder -perchloride.

Statt „super“ wird auch „hyper“ oder „per“, statt „unter“ „hypo“ gesagt.

Bei den Oxyden, Sulfiden und Chloriden zählt man auch wohl die Sauerstoff-, bzw. Schwefel- und Chloratome und sagt:

*Monoxyd, Dioxyd, Trioxyd, Tetroxyd, Pentoxyd,*  
*Monochlorid, Dichlorid, Trichlorid, Tetrachlorid, Pentachlorid,*  
*Monosulfid, Disulfid, Trisulfid, Tetrasulfid, Pentasulfid,*

oder bedient sich statt dessen der deutschen Zahlwörter:

*Einfach-, Zweifach-, Dreifach-, Vierfach-, Fünffach-.*

Tabelle der wichtigsten Oxyde, Sulfide und Chloride.

Oxyde		Sulfide	Chloride
SO <sub>2</sub>	Schwefeldioxyd (Schweflige Säure).	—	S <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> Schwefelchlorür.
SO <sub>3</sub>	Schwefeltrioxyd (Schwefelsäure).	—	SCl <sub>2</sub> Schwefelchlorid.
Cl <sub>2</sub> O	Chlormonoxyd.	Siehe Chloride des Schwefels.	—
Cl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Chlortrioxyd.		—
Cl <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	Chlortetroxyd.		—
Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Chlorpentoxyd. <sup>1</sup>		—
Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Chlorheptoxyd. <sup>1</sup>		—
N <sub>2</sub> O	Stickstoffoxydul.	—	—
NO	Stickstoffmonoxyd.	—	—
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Salpetrige Säure.	—	—
NO <sub>2</sub>	Stickstoffdioxyd.	—	—
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Stickstoffpentoxyd.	—	—
P <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Phosphortrioxyd.	—	PCl <sub>3</sub> Phosphorchlorür.
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Phosphorpentoxyd (Phosphorsäure).	P <sub>2</sub> S <sub>5</sub> Phosphorpentasulfid.	PCl <sub>5</sub> Phosphorchlorid.
—	—	As <sub>2</sub> S Arsenmonosulfid.	—
As <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Arsentrioxyd (Arse- nige Säure).	As <sub>2</sub> S <sub>3</sub> Arsentrisulfid.	AsCl <sub>3</sub> Arsenchlorür.
As <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Arsenpentoxyd.	As <sub>2</sub> S <sub>5</sub> Arsenpentasulfid.	—
Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Antimontrioxyd (An- timonige Säure).	Sb <sub>2</sub> S <sub>3</sub> Antimonsulfür.	SbCl <sub>3</sub> Antimonchlorür.
Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Antimonpentoxyd.	Sb <sub>2</sub> S <sub>5</sub> Antimonsulfid.	SbCl <sub>5</sub> Antimonchlorid.
CO	Kohlenoxyd.	—	—
CO <sub>2</sub>	Kohlendioxyd (Koh- lensäure).	CS <sub>2</sub> Schwefelkohlenstoff.	CCl <sub>4</sub> Kohlenstoffchlorid.
B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Bortrioxyd (Bor- säure).	—	BCl <sub>3</sub> Borchlorid.
SiO <sub>2</sub>	Siliciumdioxyd (Kie- selsäure).	—	SiCl <sub>4</sub> Siliciumchlorid.
H <sub>2</sub> O	Wasser. [oxyd.	H <sub>2</sub> S Schwefelwasserstoff.	HCl Chlorwasserstoff.
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Wasserstoffsupper-	—	—
K <sub>2</sub> O	Kali (Kaliumoxyd).	K <sub>2</sub> S Einfachschwefel-	KCl Chlorkalium.
K <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Kaliumsuperoxyd.	— [kalium.	—
Na <sub>2</sub> O	Natron (Natrium- oxyd).	Na <sub>2</sub> S Einfachschwefel- natrium.	NaCl Chlornatrium.
Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Natriumsuperoxyd.	—	—
MgO	Magnesia (Magne- siumoxyd.)	—	MgCl <sub>2</sub> Chlormagnesium.
CaO	Kalk (Calciumoxyd).	CaS Schwefelcalcium.	CaCl <sub>2</sub> Chlorealcium.
BaO	Baryt (Bariumoxyd).	BaS Schwefelbarium.	BaCl <sub>2</sub> Chlorbarium.
BaO <sub>2</sub>	Bariumsuperoxyd.	—	—
SrO	Strontian (Strontium- oxyd).	—	SrCl <sub>2</sub> Chlorstrontium.

<sup>1</sup>) Existiert nur in Verbindung mit Wasser oder Metalloiden.

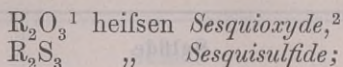


Tabelle der wichtigsten Oxyde, Sulfide und Chloride.

Oxyde	Sulfide	Chloride
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Thonerde (Aluminiumoxyd).	—	AlCl <sub>3</sub> Aluminiumchlorid. <sup>2</sup>
CrO Chromoxydul.	—	CrCl <sub>2</sub> Chromchlorür.
Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Chromoxyd.	—	CrCl <sub>3</sub> Chromchlorid.
CrO <sub>3</sub> Chromsäure.	—	—
FeO Eisenoxydul.	FeS Eisenmonosulfid.	FeCl <sub>2</sub> Eisenchlorür.
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Eisenoxyd (Eisensesquioxyd).	Fe <sub>2</sub> S <sub>3</sub> Eisensesquisulfid.	FeCl <sub>3</sub> Eisenchlorid.
FeO <sub>3</sub> Eisensäure.	FeS <sub>2</sub> Eisendisulfid.	—
ZnO Zinkoxyd. <sup>1</sup>	ZnS Schwefelzink.	ZnCl <sub>2</sub> Zinkchlorid.
MnO Manganoxydul.	MnS Manganmonosulfid.	MnCl <sub>2</sub> Manganchlorür.
Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Manganoxyd.	—	MnCl <sub>3</sub> Manganchlorid.
Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Mangansuperoxyd.	MnS <sub>2</sub> Mangandisulfid.	—
MnO <sub>3</sub> Mangansäure.	—	—
Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub> Übermangansäure.	—	—
CoO Kobaltoxydul.	CoS Kobaltmonosulfid.	CoCl <sub>2</sub> Kobaltchlorür.
Co <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Kobaltoxyd.	—	CoCl <sub>3</sub> Kobaltchlorid.
NiO Nickeloxydul.	NiS Nickelmonosulfid.	NiCl <sub>2</sub> Nickelchlorür.
Ni <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Nickeloxyd.	—	NiCl <sub>3</sub> Nickelchlorid.
Pb <sub>2</sub> O Bleisuboxyd.	—	—
PbO Bleioxyd.	PbS Schwefelblei.	PbCl <sub>2</sub> Bleichlorid.
PbO <sub>3</sub> Bleisuperoxyd.	—	—
Hg <sub>2</sub> O Quecksilberoxydul.	Hg <sub>2</sub> S Quecksilbersulfür.	Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> Quecksilberchlorür.
HgO Quecksilberoxyd.	HgS Quecksilbersulfid.	HgCl <sub>2</sub> Quecksilberchlorid.
Ag <sub>2</sub> O Silberoxyd.	Ag <sub>2</sub> S Schwefelsilber.	AgCl Silberchlorid.
Cu <sub>2</sub> O Kupferoxydul.	Cu <sub>2</sub> S Kupfersulfür.	Cu <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> Kupferchlorür.
CuO Kupferoxyd.	CuS Kupfersulfid.	CuCl <sub>2</sub> Kupferchlorid.
Bi <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Wismutoxyd.	—	BiCl <sub>3</sub> Wismutchlorid.
Bi <sub>2</sub> O <sub>5</sub> Wismutsäure.	—	—
CdO Kadmiumoxyd.	CdS Kadmiumsulfid.	CdCl <sub>2</sub> Kadmiumchlorid.
MoO <sub>3</sub> Molybdänsäure.	—	—
WO <sub>3</sub> Wolframsäure.	—	—
SnO Zinnoxidul.	SnS Einfachschwefelzinn.	SnCl <sub>2</sub> Zinnchlorür.
SnO <sub>2</sub> Zinnoxid.	SnS <sub>2</sub> Zweifachschwefelzinn.	SnCl <sub>4</sub> Zinnchlorid.
Au <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Goldoxyd.	—	AuCl <sub>3</sub> Goldchlorid.
PtO Platinoxidul.	—	PtCl <sub>2</sub> Platinchlorür.
PtO <sub>2</sub> Platinoxid.	—	PtCl <sub>4</sub> Platinchlorid.

<sup>1)</sup> Andere Verbindungen von Zn und O existieren nicht. — <sup>2)</sup> Bis vor wenigen Jahren schrieb man das Aluminiumchlorid und die Chloride der Eisengruppe (mit Ausnahme von ZnCl<sub>2</sub>) ganz allgemein nach der Formel R<sub>2</sub>Cl<sub>6</sub> (also Al<sub>2</sub>Cl<sub>6</sub>, Fe<sub>2</sub>Cl<sub>6</sub> etc.). Neuere Untersuchungen haben indes diese Bezeichnung nicht länger mehr als haltbar erscheinen lassen, und so hat sich im Laufe der Jahre allmählich die Formel RCl<sub>3</sub> eingebürgert, und zwar zuerst für diejenigen beiden Chloride, mit denen die betreffenden Untersuchungen ausgeführt worden sind, nämlich AlCl<sub>3</sub> und FeCl<sub>3</sub>. Der Analogie zufolge ist die Formel dann auch auf MnCl<sub>3</sub>, CoCl<sub>3</sub> und NiCl<sub>3</sub> übertragen worden.

## Verbindungen von der Formel



doch sind diese Bezeichnungen weniger gebräuchlich.

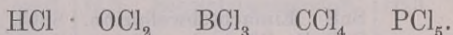
Die bei der symbolischen Bezeichnung der chemischen Verbindungen gebrauchten Ziffern, welche man den Buchstabensymbolen anhängt, z. B.  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  etc., nennt man Atomzahlen oder Indices (Anzeiger).

Die Tabellen auf Seite 74 u. 75 geben eine Zusammenstellung der wichtigsten Oxyde, Sulfide und Chloride.

## 4. Valenz oder Wertigkeit.

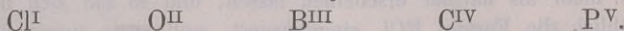
40. Ein Blick auf die vorstehenden Tabellen zeigt, daß die Atome der verschiedenen Elemente eine sehr verschiedene Verbindungsfähigkeit (atombindende Kraft) besitzen. Einige Elemente können mehr, andere wieder weniger Atome eines dritten Elements, und umgekehrt kann in vielen Fällen ein und dasselbe Atom von dem einen Element mehr, von dem andern weniger binden. Für je zwei Elemente aber hat die atombindende Kraft erfahrungsmäßig eine gewisse Grenze, so daß sie darüber hinaus nicht gebunden werden können. Um hiernach die Elemente einzuteilen, geht man von den mit der geringsten atombindenden Kraft begabten aus und wählt diese als Einheit. Zu diesen gehört der Wasserstoff und das Chlor, welche beide stets nur ein Atom irgend eines andern Elements zu binden im stande sind.

Die Tabelle zeigt, daß die Atome anderer Elemente 2, 3 etc. Atome Chlor zu binden vermögen:



Nennt man die Elemente, deren Atome nur ein Atom Chlor oder Wasserstoff binden können, einwertig, so ist, wie diese Zusammenstellung zeigt, Sauerstoff zweiwertig, Bor dreiwertig, Kohlenstoff vierwertig, Phosphor fünfwertig. In dieser Weise lassen sich die Elemente in fünf Gruppen bringen, welche in der folgenden Tabelle zusammengestellt sind.

Die Wertigkeit oder Valenz<sup>3</sup> wird durch römische Ziffern bezeichnet, welche man oben rechts neben das Symbol des Elements schreibt, also:



<sup>1</sup>) R ist das allgemeine Symbol für „Radikal“ (von *radix*, Wurzel), d. h. für das mit O, S oder Cl verbundene Element. — <sup>2</sup>) lat. *sesqui*, anderthalb. — <sup>3</sup>) lat. *valere*, gelten, wert sein.



*Wertigkeits-Tabelle der wichtigsten Elemente.*

Einwertig	Zweiwertig	Dreiwertig	Vierwertig	Fünfwertig
H <sup>I</sup> Cl <sup>I</sup> Br <sup>I</sup> J <sup>I</sup> F <sup>I</sup>	O <sup>II</sup> S <sup>II</sup>  Ca <sup>II</sup> Ba <sup>II</sup> Sr <sup>II</sup> Mg <sup>II</sup> Zn <sup>II</sup> Pb <sup>II</sup> Hg <sup>II</sup> Cu <sup>II</sup> Cd <sup>II</sup>	B <sup>III</sup>  Al <sup>III</sup> <sup>1</sup> Cr <sup>III</sup> Fe <sup>III</sup> Mn <sup>III</sup> Co <sup>III</sup> Ni <sup>III</sup> Au <sup>III</sup> Bi <sup>III</sup>	C <sup>IV</sup> Si <sup>IV</sup>  Sn <sup>IV</sup> Pt <sup>IV</sup>	N <sup>V</sup> P <sup>V</sup> As <sup>V</sup> Sb <sup>V</sup>

Die Wertigkeitskoeffizienten entsprechen im allgemeinen der früher (S. 37 und 69) gegebenen Einteilung der Elemente in 12 Gruppen, insofern die Elemente, welche derselben Gruppe angehören, auch gleiche Wertigkeit besitzen (mit wenigen Ausnahmen). Es sind nämlich die Elemente

- I. der Sauerstoffgruppe . . . 2-wertig ohne Ausnahme
- II. der Halogensgruppe . . . . 1-wertig „ „
- III. der Stickstoffgruppe . . . 5-wertig „ „
- IV. der Kohlenstoffgruppe . . 4-wertig mit 1 Ausnahme
- V. der Wasserstoffgruppe . . 1-wertig ohne Ausnahme
- VI. der Kaliumgruppe . . . . . 1-wertig „ „
- VII. der Calciumgruppe . . . . 2-wertig „ „
- VIII. der Magnesiumgruppe . . 2-wertig „ „
- IX. der Aluminiumgruppe . . 3-wertig „ „
- X. der Eisengruppe . . . . . 3-wertig mit 1 Ausnahme
- XI. der Bleigruppe . . . . . 2-wertig „ 2 Ausnahmen
- XII. der Zinngruppe . . . . . 4-wertig „ 1 Ausnahme.

Es kommen also im ganzen nur 5 Ausnahmen vor. In der folgenden tabellarischen Zusammenstellung sind die Ausnahmen in eckige Parenthesen [ ] gesetzt.

<sup>1)</sup> Früher, d. h. solange man noch die Formeln des Aluminiumchlorides und der Chloride der Eisengruppe  $R_2Cl_6$  schrieb (s. S. 75 Note 2), wurden diese Elemente als vierwertig angenommen. Infolge der neuen Schreibweise  $RCl_3$  müssen sie den dreiwertigen Elementen zugezählt werden.

A. Metalloide	B. Leichte Metalle	C. Schwere Metalle
I. 2-wertig. $O^{II}$ $S^{II}$	VI. 1-wertig. $K^I$ $Na^I$	X. 3-wertig. $Cr^{III}$ $Fe^{III}$ $Mn^{III}$ [ $Zn^{II}$ ] $Co^{III}$ $Ni^{III}$
II. 1-wertig. $Cl^I$ $Br^I$ $J^I$ $F^I$	VII. 2-wertig. $Ca^{II}$ $Ba^{II}$ $Sr^{II}$	XI. 2-wertig. $Pb^{II}$ $Hg^{II}$ [ $Ag^I$ ] $Cu^{II}$ [ $Bi^{III}$ ] $Cd^{II}$
III. 5-wertig. $N^V$ $P^V$ $As^V$ $Sb^V$	VIII. 2-wertig. $Mg^{II}$	XII. 4-wertig. $Sn^{IV}$ $Pt^{IV}$ [ $Au^{III}$ ]
IV. 4-wertig. $C^{IV}$ $Si^{IV}$ [ $B^{III}$ ]	IX. 3-wertig. $Al^{III}$	
V. 1-wertig. $H^I$		

Auch mit der Schreibweise der Formeln (Tabelle S. 74 und 75) stehen die Wertigkeitskoeffizienten in innigem Zusammenhang. Es haben nämlich:

Die (niedrigsten) Oxyde der 1-wertigen Elemente die Formel  $R_2O$ :  
 $Cl_2O$ ,  $H_2O$ ,  $K_2O$ ,  $Na_2O$ ,  $Ag_2O$ .

Die (niedrigern) Oxyde (Oxydule) der 2-wertigen Elemente  $R_2O$ :  
 $Pb_2O$ ,  $Hg_2O$ ,  $Cu_2O$ .

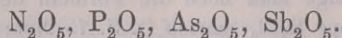
Die (gewöhnlichen) Oxyde der 2-wertigen Elemente  $RO$ :  
 $CaO$ ,  $BaO$ ,  $SrO$ ,  $MgO$ ,  $ZnO$ ,  $PbO$ ,  $HgO$ ,  $CuO$ ,  $CdO$ .

Die (niedrigern) Oxyde (Oxydule) der 3- und 4-wertigen Elemente  $RO$ :  
 $CO$ ,  $CrO$ ,  $FeO$ ,  $MnO$ ,  $CoO$ ,  $NiO$ ,  $SnO$ ,  $PtO$ .

Die (gewöhnlichen) Oxyde der 3-wertigen Elemente  $R_2O_3$ :  
 $B_2O_3$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $Fe_2O_3$ ,  $Mn_2O_3$ ,  $Co_2O_3$ ,  $Ni_2O_3$ ,  $Bi_2O_3$ ,  $Au_2O_3$ .

Die (gewöhnlichen) Oxyde der 4-wertigen Elemente  $RO_2$ :  
 $CO_2$ ,  $SiO_2$ ,  $SnO_2$ ,  $PtO_2$ ,

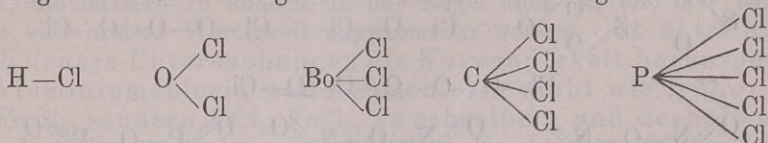
und ebenso stimmen die Oxyde (Säuren) der 5-wertigen untereinander überein  $R_2O_5$ :



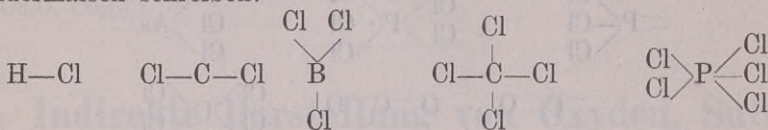
Ganz ähnliche Verhältnisse zeigen sich auch bei den Sulfiden und Chloriden.



Die Formeln binärer Verbindungen lassen sich so schreiben, daß man zugleich der Wertigkeit darin Ausdruck giebt:

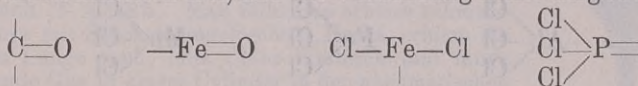


Die Striche sollen andeuten, wie die Atome miteinander verbunden sind. Die Art und Weise, wie man diese Verbindungen bildlich darstellt, ist gleichgültig. Es lassen sich z. B. die obigen Verbindungen auch folgendermaßen schreiben:



Formeln dieser Art werden Strukturformeln<sup>1</sup> genannt.

Zur Erklärung der Unterschiede in der Wertigkeit der Elemente nimmt man an, daß jedes Atom eine gewisse Zahl Punkte besitzt, welche es befähigen, sich mit andern Atomen zu verbinden (Affinitätspunkte, Verwandtschaftseinheiten). Die Wertigkeit würde dann der Zahl dieser Verwandtschaftseinheiten entsprechen; stellt man, wie in den letzten Formeln, die Verbindung der Atome durch Striche dar, so entspricht jeder Strich einer Verwandtschaftseinheit. Wenn ein Atom sich mit so viel andern Atomen verbunden hat, als es Verwandtschaftseinheiten besitzt, so heißt die dadurch entstandene Verbindung gesättigt. Dementsprechend stellen die obigen fünf Formeln gesättigte Verbindungen dar. Es kommt aber auch vor, daß ein Atom eine geringere Anzahl anderer Atome bindet, als seiner Wertigkeit entspricht; in diesem Falle bleibt dann eine gewisse Zahl von Verwandtschaftseinheiten frei, und die Verbindung heißt ungesättigt, z. B.



Kohlenoxyd. Eisenoxydul. Eisenchlorür. Phosphorchlorür.

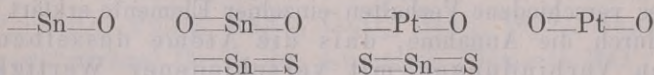
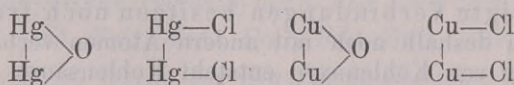
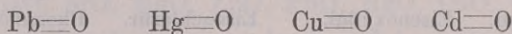
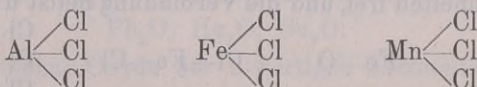
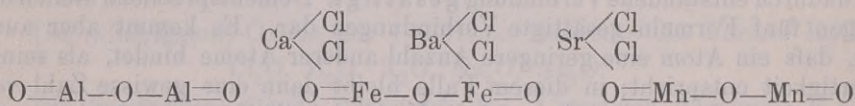
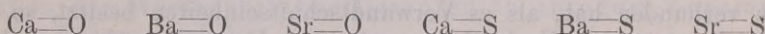
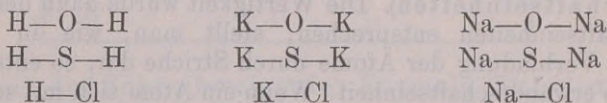
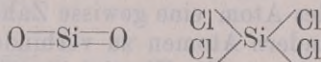
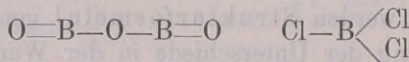
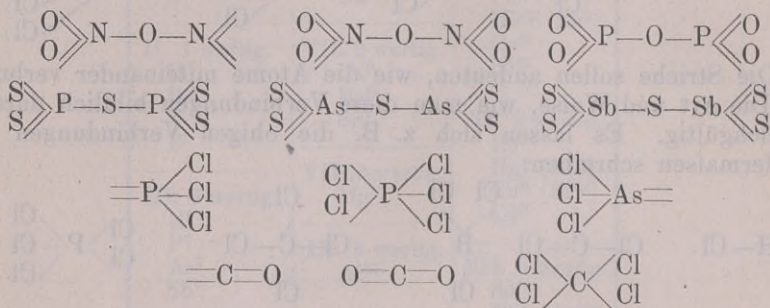
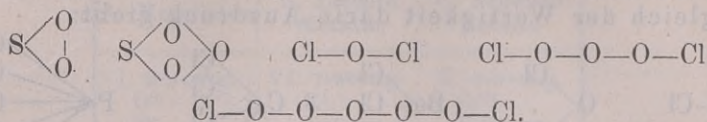
Ungesättigte Verbindungen besitzen noch freie Affinitäten und können sich deshalb noch mit andern Atomen verbinden; z. B. bei der Verbrennung von Kohlenoxyd entsteht Kohlensäure.

Dieses verschiedene Verhalten einzelner Elemente erklärt man auch geradezu durch die Annahme, daß die Atome desselben in verschiedenen Verbindungen mit verschiedener Wertigkeit auftreten können, z. B.

der Kohlenstoff in CO 2-wertig ( $\text{C}^{\text{II}}$ ), in  $\text{CO}_2$  4-wertig ( $\text{C}^{\text{IV}}$ ),  
das Eisen in FeO u.  $\text{FeCl}_2$  2-wertig ( $\text{Fe}^{\text{II}}$ ), in  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  u.  $\text{FeCl}_3$  3-wertig ( $\text{Fe}^{\text{III}}$ ),  
etc. etc.

<sup>1</sup>) lat. *structūra*, Zusammenfügung, Ordnung, Bau, also: Formeln, welche den (innern) Bau andeuten.

*Strukturformeln einiger Oxyde, Sulfide und Chloride.*



Die Wertigkeitskoeffizienten sind keineswegs sicher festgestellt. Überhaupt trägt die ganze Lehre der Wertigkeit einen durchaus hypothetischen Charakter. Sie ist nur erdacht, um der Thatsache, daß die Elemente eine sehr verschiedene Zahl von Atomen binden können, eine theoretische Unterlage zu geben und in diese Verschiedenheit eine gewisse Ordnung zu bringen.



Da die Wertigkeitskoeffizienten mit der Schreibweise der Formeln in einem innigen Zusammenhange stehen, so muß, wenn Gründe vorliegen, die letztern zu ändern, in der Regel auch für eins der betr. Elemente eine andere Wertigkeit angenommen werden. So hat sich z. B. durch neuere Untersuchungen die Notwendigkeit herausgestellt, das Aluminiumchlorid und Eisenchlorid nicht wie früher  $\text{Al}_2\text{Cl}_6$ , bez.  $\text{Fe}_2\text{Cl}_6$ , sondern  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{FeCl}_3$ , zu schreiben, und deshalb mußte auch die Vierwertigkeit des Al-, bez. Fe-Atoms aufgegeben und beide als dreiwertig angenommen werden. (Vgl. S. 75, Note.)

Ableitung der Formeln der Chloride aus denen der Oxyde nach der Regel: bei 1-, 3- und 5-wertigen Elementen wird die Atomzahl des R halbiert, bei 2- und 4-wertigen die des O (für Cl) verdoppelt, auch wenn die des R halbiert werden könnte (z. B.  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{Cu}_2\text{Cl}_2$ ).

### III. Indirekte Darstellung von Oxyden, Sulfiden und Chloriden.

41. Im allgemeinen lassen sich Oxyde, Sulfide und Chloride ineinander umwandeln, d. h. man kann Oxyde aus Sulfiden und Chloriden, Sulfide aus Oxyden und Chloriden und Chloride aus Oxyden und Sulfiden darstellen. In einzelnen Fällen gelingen diese Umwandlungen leicht, in anderen schwieriger, in noch anderen gar nicht.

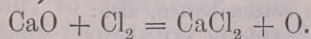
#### 1. Umwandlung von Oxyden in Chloride durch Chlor.

**Versuch** [T. § 118a]. Ein langhalsiger Kolben wird mit Chlorwasser gefüllt, verkehrt in eine gesättigte Kochsalzlösung getaucht und das Ganze in das Sonnenlicht gestellt.

Beobachtung nächste Stunde.

**Versuch** [T. § 118b]. Man fülle eine schwer schmelzbare Glasröhre mit Stücken ungelöschten Kalks, erhitze sie ihrer ganzen Länge nach, leite Chlor hindurch und fange das austretende Gas in einem Cylinder in der pneumatischen Wanne auf. Wenn der Cylinder gefüllt ist, prüfe man das Gas mit einem glimmenden Span. — Das Gas ist farblos; der Span entzündet sich und brennt mit lebhaftem Glanze.

**Ergebnis.** Kalk ( $\text{CaO}$ ) wird durch Chlor zersetzt: letzteres verdrängt den Sauerstoff und verbindet sich mit dem Calcium zu Calciumchlorid (**Substitution**):



42. **Versuch.** Der in voriger Stunde mit Chlorwasser gefüllte und in das Sonnenlicht gestellte Glaskolben ist jetzt zur Hälfte mit einem farblosen Gase gefüllt; das Chlorwasser ist entfärbt. — Das Gas wird mit einem glimmenden Span geprüft: es ist Sauerstoff. In die Flüssigkeit werden einige Tropfen Lackmuspflösung gegossen: starke Rotfärbung tritt ein.

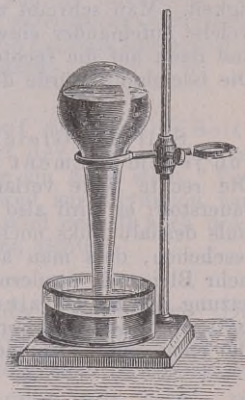
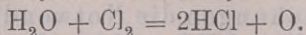


Fig. 69. Umwandlung von Wasser in Chlorwasserstoff.

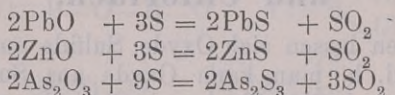
Ergebnis. Das Chlor ist verschwunden; an seiner Stelle ist Sauerstoff aufgetreten. Das Wasser ist also zersetzt worden; das Chlor hat sich mit dem Wasserstoff zu Chlorwasserstoff verbunden, und dafür ist Sauerstoff frei geworden. **(Substitution):**



## 2. Umwandlung von Oxyden in Sulfide durch Schwefel.

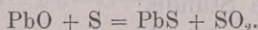
**Versuch** [T. § 117]. Man mische Bleioxyd, Zinkoxyd, arsenige Säure und antimönige Säure, jedes für sich mit Schwefel, lasse die Farbe der Gemenge beobachten und schütte jedes derselben in ein Probierröhrchen; dann erhitze man gelinde. Während des Erhitzens entweicht schweflige Säure, welche man durch einen darübergehaltenen Streifen angefeuchtetes Lackmuspapier und auch durch den Geruch erkennt, und im Tiegel bleiben die betreffenden Sulfide zurück: weißes Zinksulfid, schwarzes Bleisulfid, geschmolzenes rotes Arsensulfid und schwarzes Antimonsulfid.

Ergebnis: Der Schwefel hat sich sowohl mit dem Metall als auch mit dem Sauerstoff der Oxyde verbunden:

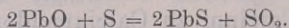


Diese Reaktion unterscheidet sich sowohl von der Addition als auch von der Substitution: die ursprüngliche binäre Verbindung wird zwar getrennt, aber keiner ihrer Bestandteile tritt frei auf, sondern verbindet sich sogleich mit dem einwirkenden dritten Element: **doppelte Addition.**

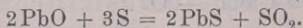
**Regel.** Die Aufstellung solcher chemischen Gleichungen bietet keine Schwierigkeit. Man schreibt zunächst auf die linke Seite der Gleichung diejenigen Stoffe, welche aufeinander einwirken (die Reagenzien), also z. B. im ersten Falle  $\text{PbO} + \text{S}$  und dann auf die rechte Seite die dadurch entstehenden Produkte, also  $\text{PbS} + \text{SO}_2$ . Die Gleichung würde dann heißen:



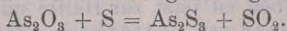
Soll die Gleichung richtig sein, so müssen auf der linken Seite von jedem Element ebensoviel Atome stehen, wie auf der rechten Seite. Die rechte Seite verlangt zur Bildung der schwefligen Säure aus S zwei Atome Sauerstoff; es wird also ein Atom O mehr gebraucht, als links vorhanden ist, und es muß deshalb links noch 1 Atom geschafft werden. Dies kann nun nicht etwa dadurch geschehen, daß man an PbO den Index <sub>2</sub> anhängt, also nicht  $\text{PbO}_2$ , da dies nicht mehr Bleioxyd, sondern Bleisuperoxyd sein würde. Man kann dies nur durch Vorsetzung des Koeffizienten 2 vor PbO bewirken, d. h. es gehören 2 Moleküle Bleioxyd zu dieser Reaktion, und folgerichtig müssen dann auch 2 Moleküle Schwefelblei entstehen. Demnach hat man:



Da auf der rechten Seite im ganzen 3 Atome S stehen, so wird man auf der linken Seite vor S den Koeffizienten 3 zu setzen haben, also:



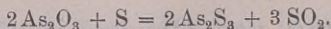
Für arsenige Säure wird die Gleichung in folgender Weise gefunden:



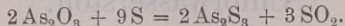
Für As stimmen auf der rechten und linken Seite die Atomzahlen überein, nicht aber für O, da links O<sub>3</sub> und rechts nur O<sub>2</sub> stehen. Eine Ausgleichung kann



nur dadurch geschehen, daß man links 2 Moleküle  $\text{As}_2\text{O}_3$  und rechts 3 Moleküle  $\text{SO}_2$  setzt, also:



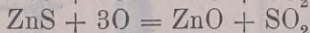
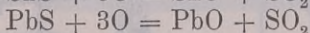
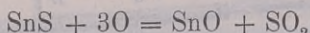
Die rechte Seite der Gleichung ergibt, daß man im ganzen 9 Atome S gebraucht, also:



### 3. Umwandlung von Sulfiden in Oxyde durch Sauerstoff.

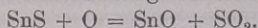
**42a. Versuch** [T. § 115]. Man schiebe in ein Rohr mehrere Porzellanschiffchen, gefüllt mit gepulvertem Schwefelzinn (künstlich dargestellt), Bleiglanz (natürliches Schwefelblei) und Zinkblende (natürliches Schwefelzink), leite einen Strom von trockenem Sauerstoff darüber und erhitze die Schiffchen der Reihe nach von aufsen. Das offene Ende des Glasrohrs ist mit einem Kautschukschlauch verbunden, den man in einen hohen, mit etwas Wasser gefüllten Fußcylinder tauchen läßt. Die Sulfide entzünden sich unter Auftreten einer bläulichen Flamme und verwandeln sich dabei in Oxyde. Das austretende Gas ist schweflige Säure.

**Ergebnis.** Der Sauerstoff verbindet sich, wenn er mit erhitzten Metallsulfiden in Berührung kommt, sowohl mit dem Metall, als auch mit dem Schwefel:

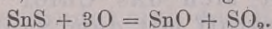


Auch diese Reaktionen sind **doppelte Additionen**. Als Nebenprodukt tritt immer schweflige Säure auf.

**Regel.** Um für diese Reaktionen die Gleichungen aufzustellen, verfährt man wieder ebenso, wie oben angegeben. Man schreibt zunächst auf die linke Seite der Gleichung die Reagenzien, d. h. diejenigen Stoffe, welche aufeinander einwirken, also im ersten Falle  $\text{SnS} + \text{O}$ , und dann auf die rechte Seite die dadurch entstehenden Produkte, also  $\text{SnO} + \text{SO}_2$ . Die Gleichung würde dann heißen:



Soll die Gleichung richtig sein, so müssen auf der linken Seite von jedem Element ebensoviel Atome stehen als auf der rechten Seite. Dies trifft bereits für Sn und S zu, von denen auf jeder Seite ein Atom steht. Von O aber stehen auf der rechten Seite im ganzen 3 Atome, weil zur Oxydation von Sn 1 Atom O und von S 2 Atome O gebraucht werden. Man wird deshalb auch links 3 Atome O zu schreiben haben, und die Gleichung heißt dann richtig:



Dieser Prozeß hat in der Metallurgie eine große Bedeutung. Da nämlich zahlreiche Erze, aus denen man die schweren Metalle gewinnt, Sulfide (S. 38) sind: Glanze, Kiese, Blenden (Bleiglanz, Kupferkies, Zinkblende), die Sulfide aber direkt nur schwer oder gar nicht zu reduzieren sind, so verwandelt man solche Erze zuerst durch Glühen unter Luftzutritt (Rösten) in Oxyde und reduziert letztere dann in bekannter Weise durch Kohle. Das dabei auftretende Nebenprodukt (schweflige Säure) läßt man nicht frei in die Luft strömen, sondern leitet es in geschlossene Räume, in denen es zu Schwefelsäure umgewandelt wird.

#### 4. Umwandlung von Oxyden in Chloride durch Chlorwasserstoff.

**43. Versuch** [T. § 123]. Man bringe in eine Glasröhre entweder einzeln oder hintereinander mehrere Porzellanschiffchen, gefüllt mit Quecksilberoxyd, Eisenoxyd und Kupferoxyd, und leite trockenes Chlorwasserstoffgas darüber. Das Quecksilberoxyd wird schon bei gewöhnlicher Temperatur unter starker Erhitzung durch den Chlorwasserstoff zersetzt, indem sich dasselbe zuerst dunkelbraun färbt und sich dann in weißes krystallinisches Quecksilberchlorid verwandelt, wobei reichliche Mengen Wasser auftreten, welche sich im Rohr oder in der vorgelegten Flasche kondensieren (Fig. 70). Bei Eisenoxyd und Kupferoxyd ist es rätlich, gelinde zu erwärmen.

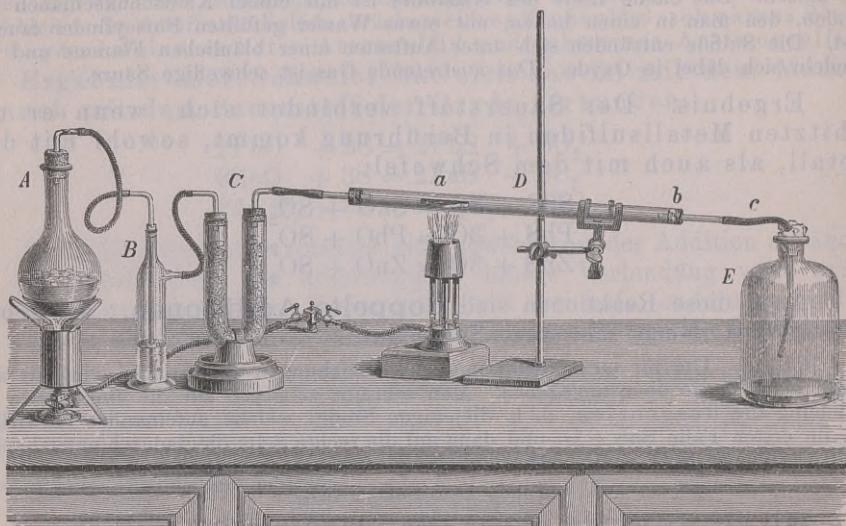
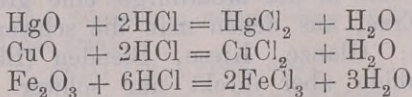


Fig. 70. Umwandlung von Oxyden in Chloride durch Chlorwasserstoff.

**Ergebnis.** Wenn Oxyde mit Chlorwasserstoff in Berührung kommen, so verbindet sich das Chlor des letztern mit dem Metall und der Wasserstoff mit dem Sauerstoff:



Es entstehen die den Oxyden entsprechenden Chloride, und als Nebenprodukt tritt immer Wasser auf. Die Elemente der binären Verbindungen haben also ihre Plätze vertauscht, und Reaktionen dieser Art heißen **Wechselzersetzungen**.

Das Metall tritt an die Stelle des Wasserstoffs.



## 5. Umwandlung von Oxyden in Sulfide durch Schwefelwasserstoff.

**44. Versuch** [T. § 124]. Man bringe in ein Glasrohr vier Porzellanschiffchen, gefüllt mit Zinkoxyd, Quecksilberoxyd, Bleioxyd und arseniger Säure, und leite einen Strom trockenen Schwefelwasserstoff hindurch. Man entzünde dann, nach vorheriger Prüfung wie bei Wasserstoff [vgl. T. S. 14], den Schwefelwasserstoff und erhitze nach einiger Zeit die Schiffchen von aussen gelinde. Der Schwefelwasserstoff wirkt schon in der Kälte auf die Metalloxyde ein, welche mit Ausnahme des Zinkoxydes ihre Farbe ändern: das rötliche Bleioxyd und das rote Quecksilberoxyd werden schwarz, die weißse arsenige

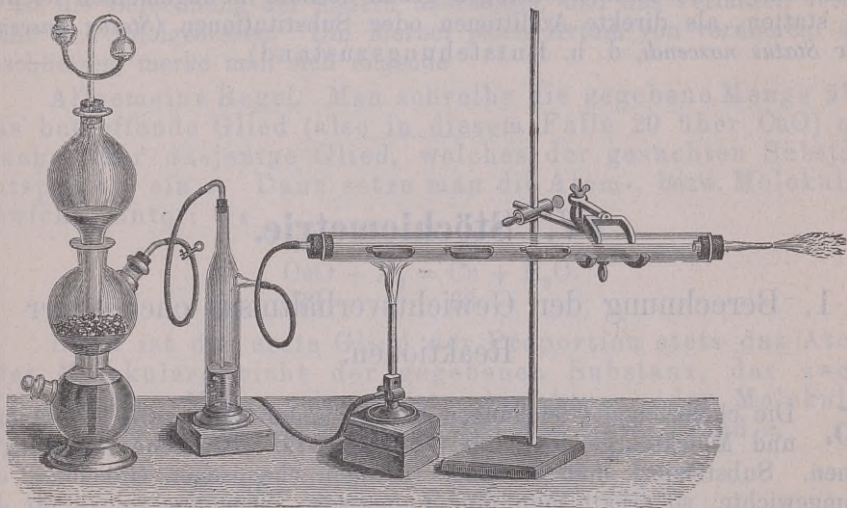
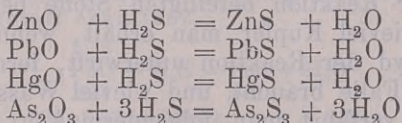


Fig. 71. Umwandlung von Oxyden in Sulfide durch Schwefelwasserstoff.

Säure gelb; das Zinkoxyd ändert die Farbe nicht, weil das entstehende Zinksulfid ebenfalls weiß ist. Die Flamme verlöscht, und Wasserdampf tritt auf.

**Ergebnis.** Wenn Oxyde mit Schwefelwasserstoff in Berührung kommen, so verbindet sich das Metall mit dem Schwefel und der Sauerstoff mit dem Wasserstoff:



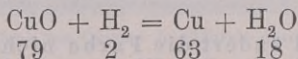
Es entstehen also Sulfide und als Nebenprodukt in allen Fällen Wasser. Die binären Verbindungen haben also wiederum ihre Elemente vertauscht, und deshalb sind auch diese Reaktionen **Wechselzersetzungen**. Auch zeigt sich wieder, daß das Metall an die Stelle des Wasserstoffs getreten ist.

Vergleicht man den Verlauf dieser Wechselzersetzungen durch  $\text{HCl}$  und  $\text{H}_2\text{S}$  mit der direkten Einwirkung des Chlors, bez. Schwefels auf Oxyde behufs Umwandlung derselben in Chloride, bez. in Sulfide, so erkennt man, daß die Umwandlung durch Chlorwasserstoff, bez. Schwefelwasserstoff entschieden leichter von statten geht, als durch freies Chlor, bez. freien Schwefel, obgleich man von vornherein wohl das Umgekehrte annehmen könnte. Die Ursache davon aber läßt sich leicht einsehen, wenn man erwägt, daß bei der Substitution und doppelten Addition nur die Verwandtschaft des Chlors, bez. des Schwefels zu R, bei der Wechselzersetzung aber nicht diese allein, sondern zugleich auch die des Wasserstoffs zu O mit ins Spiel tritt, und daß sich beide gegenseitig unterstützen. Wechselzersetzungen gehen deshalb im allgemeinen leichter von statten, als direkte Additionen oder Substitutionen (*Status nascens*<sup>1</sup> oder *Status nascendi*, d. h. Entstehungszustand).

## IV. Stöchiometrie.<sup>2</sup>

### 1. Berechnung der Gewichtsverhältnisse chemischer Reaktionen.

45. Die chemischen Gleichungen können unter Benutzung der Atom- und Molekulargewichte als Grundlage für chemische Rechnungen dienen. Substituiert man in einer richtigen chemischen Gleichung die Atomgewichte, so erhält man eine numerische Gleichung, z. B. für die Reduktion von Kupferoxyd durch Wasserstoff:



d. h. zur Reduktion von 79 Gewichtsteilen Kupferoxyd sind 2 Gewichtsteile Wasserstoff nötig, und dadurch erhält man 63 Gewichtsteile Kupfer und als Nebenprodukt 18 Gewichtsteile Wasser. Mit Hilfe dieser Zahlen lassen sich durch eine einfache Proportionsrechnung beliebige andere Mengen aller an der Reaktion beteiligten Stoffe berechnen. Soll z. B. berechnet werden, wieviel Kupfer man erhält, wenn man 20 Gewichtsteile (20 g) Kupferoxyd der Reaktion unterwirft, ferner, wieviel Wasserstoff man in diesem Falle braucht, und wieviel Wasser dabei als Nebenprodukt auftritt, so verfährt man folgendermaßen: Die obigen Zahlen werden zunächst durch das Molekulargewicht der gegebenen Substanz

1) lat. *status*, Zustand, und *nasci*, geboren werden, entstehen. — 2) griech. στοιχεῖον (*stoicheion*), Grundstoff, und μέτρον (*métron*), Maß, also: Stoffmessung oder Stoffberechnung.



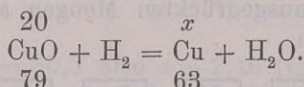
(Kupferoxyd, also 79) dividiert und die erhaltenen Quotienten mit der gegebenen Zahl 20 multipliziert, also:

79)	79	2	63	18	
	1	0,025	0,797	0,228	
	20	0,50	15,9	4,54	( $\times 20$ )

Auf diese Weise erhält man die gesuchten Mengen für alle an der Reaktion beteiligten Stoffe.

Da es sich aber bei den meisten Aufgaben dieser Art fast immer nur um einen gegebenen und einen gesuchten Stoff handelt (z. B. wieviel Kupfer gewinnt man durch Reduktion von 20 g Kupferoxyd?), so ist die Berechnung der andern überflüssig, und das Verfahren vereinfacht sich infolgedessen. Um hierbei jeden Irrtum von vornherein auszuschließen, merke man sich folgende

Allgemeine Regel. Man schreibe die gegebene Menge über das betreffende Glied (also in diesem Falle 20 über CuO) und mache über dasjenige Glied, welches der gesuchten Substanz entspricht, ein  $x$ . Dann setze man die Atom-, bzw. Molekulargewichte unter:

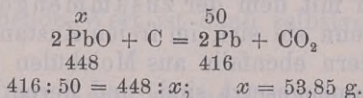


Dann ist das erste Glied der Proportion stets das Atom- oder Molekulargewicht der gegebenen Substanz, das zweite die gegebene Menge, das dritte das Atom- oder Molekulargewicht der gesuchten Substanz und das vierte Glied  $x$ .

$$79 : 20 = 63 : x; \quad x = \frac{20 \cdot 63}{79} = 15,9 \text{ g.}$$

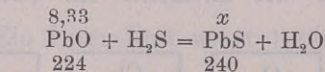
In derselben Weise werden folgende Aufgaben gelöst:

Wieviel Bleioxyd braucht man, um durch Reduktion mittels Kohle 50 g Blei zu gewinnen?



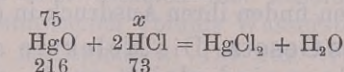
$$416 : 50 = 448 : x; \quad x = 53,85 \text{ g.}$$

Wieviel Schwefelblei wird aus 8,33 g Bleioxyd durch Einwirkung von Schwefelwasserstoff erhalten?



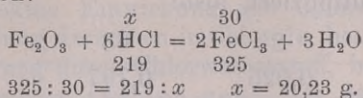
$$224 : 8,33 = 240 : x; \quad x = 8,93 \text{ g.}$$

Wieviel Chlorwasserstoff braucht man, um 75 g Quecksilberoxyd in Quecksilberchlorid zu verwandeln?



$$216 : 75 = 73 : x \quad x = 25,35 \text{ g.}$$

Wieviel Chlorwasserstoffgas ist nötig, um 30 g Eisenchlorid aus Eisenoxyd darzustellen?



## 2. Berechnung der Volumverhältnisse chemischer Reaktionen.

**46.** Wenn sich an der Reaktion Gase beteiligen oder Gase dabei auftreten, so wird bei diesen in der Regel nach Volumverhältnissen gefragt werden, weil man die Gase nicht wägt, sondern misst. Man könnte nun in der oben beschriebenen Weise zuerst die Gewichtsmengen der Gase berechnen und aus diesen dann mit Hilfe des spezifischen Gewichts derselben und des absoluten Gewichts der Luft die Volume berechnen. Diese Rechnung wird aber vollständig überflüssig, weil in der neuern Chemie die Atomgewichte der Elemente so gewählt sind, daß die dadurch ausgedrückten Mengen stets einem Volum Gas (oder Dampf) entsprechen.

H 1	O 16	Cl 35,5	N 14	Br 80	S 32	K 39	Mg 24
--------	---------	------------	---------	----------	---------	---------	----------

Ferner sind die Molekularformeln der zusammengesetzten gas- oder dampfförmigen Verbindungen so gewählt, daß die dadurch ausgedrückten Gewichtsmengen stets 2 Volumen entsprechen; also

HCl 36,5	H <sub>2</sub> O 18	N <sub>2</sub> O 44	CO <sub>2</sub> 44	CO 28	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> 108
-------------	------------------------	------------------------	-----------------------	----------	--------------------------------------

Endlich zwingt das physikalische Verhalten der einfachen Gase (Elemente) im Vergleich mit dem der zusammengesetzten Gase zu der Annahme, daß jene, wenn sie sich im freien Zustande befinden, nicht aus einzelnen Atomen, sondern ebenfalls aus Molekülen bestehen, welche stets aus zwei Atomen zusammengesetzt sind, und deren Volum dann ebenfalls so groß ist, wie das der zusammengesetzten Gase oder Dämpfe, d. h. auch die freien Moleküle der Elemente im Gaszustande entsprechen 2 Volumen.

H <sub>2</sub> 2	O <sub>2</sub> 32	Cl <sub>2</sub> 71	N <sub>2</sub> 28
---------------------	----------------------	-----------------------	----------------------

Alle diese Thatsachen finden ihren Ausdruck in dem folgenden Gesetz:

**AVOGADRO'sches Gesetz.** Die Moleküle aller einfachen und zusammengesetzten Gase sind gleich groß, und die durch ihre



Formeln ausgedrückten Gewichtsmengen entsprechen zwei Volumen.

Hieraus leiten sich nun sehr einfache Beziehungen zwischen den Atomgewichten, den Molekulargewichten, den spezifischen Gewichten und den absoluten Gewichten der Gase her.

Bezeichnet man mit

$a$  das Atomgewicht,

$m$  das Molekulargewicht und

$s$  das spez. Gewicht,

so lassen sich folgende Aufgaben lösen:

**Erste Aufgabe:** Berechnung des spezifischen Gewichts der Gase und Dämpfe aus dem Atom- oder Molekulargewicht, und umgekehrt.

Da das spez. Gewicht des Wasserstoffs = **0,0693** und  $a = \frac{1}{2}m$ , also  $m = 2a$  ist, so hat man

$$s = 0,0693 \cdot \frac{1}{2} m, \quad . \quad . \quad . \quad . \quad . \quad . \quad . \quad . \quad (1)$$

und

z. B. für Chlor:  $a = 35,5$  also  $s = 2,46$  (vgl. S. 43)

für Stickstoff:  $a = 14$ , also  $s = 0,969$  (vgl. S. 11)

für schwefl. Säure:  $m = 64$ , also  $s = 2,22$  (vgl. S. 28).

Diese Beziehungen gelten selbstverständlich auch für Luft. Da für diese  $s = 1$  ist, so ist

$$a = 14,44 \text{ und } m = 28,88.$$

Obgleich man also bei der Luft im eigentlichen Sinne nicht von einem Volum- oder Molekulargewicht reden kann, so entsprechen doch die hier gefundenen Zahlen den für die volumetrischen Beziehungen der Gase überhaupt festgestellten Begriffen, d. h. für Luft ist das Volumgewicht (oder spez. Gewicht) bezogen auf Wasserstoff = 14,44, und der dem Molekulargewicht entsprechende Wert ist dann selbstverständlich noch einmal so groß, 28,88.

**Zweite Aufgabe:** Berechnung des absoluten Gewichts der Gase und Dämpfe aus dem Volum.

Man merke:

Ein Liter Luft wiegt 1,2932 g.

Da nun das spezifische Gewicht des Wasserstoffs gleich 0,0693 ist, so wiegt **1 Liter Wasserstoff**  $1,2932 \times 0,0693 \text{ g} = \mathbf{0,0896 \text{ g}}$ . Mit Hilfe dieser Zahl berechnet sich sogleich das absolute Gewicht eines jeden beliebigen in Litern gemessenen Volums Wasserstoff, indem man die Zahl der Liter mit 0,0896 multipliziert. Da nun Wasserstoff das leichteste Gas ist, und eben deswegen die Atomgewichte (Volumgewichte) bereits

auf dasselbe bezogen werden, so erscheint es ganz natürlich, obige Zahl, welche das absolute Gewicht der Volumeinheit (1 Liter) des leichtesten Gases angiebt, auch als die Gewichtseinheit für alle Gase anzunehmen. A. W. v. HOFMANN hat deshalb dafür einen besondern Namen eingeführt: er nennt eine Gewichtsmenge von 0,0896 g *einen Krith*<sup>1</sup> (= Kth). Also ist

$$1 \text{ Liter Wasserstoff} = 0,0896 \text{ g} = 1 \text{ Krith.}$$

Da nun nach dem Obigen die Atomgewichte der gasförmigen Elemente die spezifischen Gewichte derselben, bezogen auf Wasserstoff (Volumgewichte) sind, so sind sie auch zugleich die absoluten Gewichte eines Liters, ausgedrückt in Krith; also:

$$\begin{aligned} 1 \text{ Liter Sauerstoff} &= 16 \text{ Kth.} = 1,4336 \text{ g} \\ 1 \text{ „ Chlor} &= 35,5 \text{ „} = 3,1808 \text{ g} \\ 1 \text{ „ Stickstoff} &= 14 \text{ „} = 1,2544 \text{ g} \end{aligned}$$

oder für andere Mengen:

$$\begin{aligned} n \text{ Liter Sauerstoff} &= 16 n \text{ Kth.} = 1,4336 n \text{ g} \\ n \text{ „ Chlor} &= 35,5 n \text{ „} = 3,1808 n \text{ g} \\ n \text{ „ Stickstoff} &= 14 n \text{ „} = 1,2544 n \text{ g} \end{aligned}$$

Die Molekularformeln der zusammengesetzten Gase, aus denen man ohne weiteres das Molekulargewicht berechnen kann, entsprechen nun nach dem Obigen 2 Volumen. Das Volumgewicht ist also gleich ihrem halben Molekulargewicht, z. B. für Salzsäure, HCl, ist das Molekulargewicht = 36,5, also das Volumgewicht = 18,25, d. h. 1 Volum Salzsäuregas ist 18,25mal so schwer, als 1 Volum Wasserstoff; demnach

$$\begin{aligned} 1 \text{ Liter Salzsäuregas} &= 18,25 \text{ Kth.} = 18,25 \cdot 0,0896 \text{ g, und} \\ n \text{ „ „ „} &= 18,25 n \text{ „} = 18,25 \cdot 0,0896 n \text{ g.} \end{aligned}$$

Nennt man daher das Molekulargewicht eines einfachen oder zusammengesetzten Gases  $m$ , und bezeichnet man die Konstante 0,0896 mit  $k$ , so hat man für jedes Gas

$$\left. \begin{aligned} n l &= \frac{1}{2} m k n g \\ n \text{ ccm} &= \frac{1}{2} m k n \text{ mg} \\ n \text{ cbm} &= \frac{1}{2} m k n \text{ kg} \end{aligned} \right\} \dots \dots \dots (2)$$

daraus folgt

Diese Regel gilt sowohl für einfache, als auch für zusammengesetzte Gase, wenn man auch für jene das Molekül, welches aus zwei Atomen besteht, in Rechnung stellt.

1) griech. *κριθή* (*krithē*), Gerstenkorn, d. h. ein Gewicht, welches etwa dem eines Gerstenkorns entspricht.



Hiernach läßt sich nun leicht die oben gestellte Aufgabe lösen. Um nämlich das absolute Gewicht irgend eines einfachen oder zusammengesetzten Gases, wenn dessen Volum, in Litern (Kubikzentimetern oder Kubikmetern) ausgedrückt, gegeben ist, zu berechnen, multipliziert man die Zahl der Liter mit dem halben Molekulargewicht und mit der Konstanten  $k$ , und man erhält das Gewicht ausgedrückt in Grammen (Milligramm oder Kilogramm), z. B.

Aufgabe: Wieviel wiegen 3,4 l Kohlensäure?

Auflösung:  $m = 12 + 2 \cdot 16 = 44$ , also

$$x = \frac{1}{2} \cdot 44 \cdot 0,0896 \cdot 3,4 = 6,702 \text{ g.}$$

**Dritte Aufgabe:** Berechnung des Volums der Gase und Dämpfe aus dem absoluten Gewicht.

Um diese Aufgabe zu lösen, muß man das Volum von 1 g des betreffenden Gases kennen. Dies berechnet sich aber für alle Gase sehr einfach, wie folgt. Nach dem Obigen ist:

$$1 \text{ l} = \frac{1}{2} m k \text{ g.}$$

Daraus ergibt sich:

$$1 \text{ g} = \frac{2}{km} = \frac{2}{0,0896 \cdot m} = \frac{22,32}{m} \text{ l.}$$

Hiernach hat man:

$$\left. \begin{aligned} n \text{ g} &= \frac{22,32 \cdot n}{m} \text{ l} \\ n \text{ mg} &= \frac{22,32 \cdot n}{m} \text{ ccm} \\ n \text{ kg} &= \frac{22,32 \cdot n}{m} \text{ cbm} \end{aligned} \right\} \dots \dots \dots (3)$$

Aufgabe: a) Wieviel Vol. sind 7,42 g Chlor? b) Wieviel Vol. sind 9,25 kg Kohlenoxyd?

Auflösung: a)  $m = 2 \cdot 35,5 = 71$ , also:

$$x = \frac{22,32 \cdot 7,42}{71} = 2,333 \text{ l}$$

b)  $m = 12 + 16 = 28$ , also

$$x = \frac{22,32 \cdot 9,25}{28} = 7,374 \text{ cbm}$$

Besonders zu beachten ist der Fall, wenn es sich darum handelt, zu berechnen, welchen Raum 1 Mol. eines Gases, ausgedrückt in Grammen (Milligramm oder Kilogramm), einnimmt. Dann wird  $n = m$ , und da

$$\frac{22,32 \cdot m}{m} = 22,32 \text{ ist, so hat man:}$$

$$\begin{aligned} m \text{ g} &= 22,32 \text{ l} \\ m \text{ mg} &= 22,32 \text{ ccm} \\ m \text{ kg} &= 22,32 \text{ cbm.} \end{aligned}$$

Daraus ergibt sich der allgemeine Satz:

Diejenige Gewichtsmenge eines Gases oder Dampfes, welche seiner Molekularformel, ausgedrückt in Grammen, Milligrammen oder Kilogrammen, entspricht, ist immer gleich **22,32** Litern, Kubikzentimetern oder Kubikmetern.

Dieses Ergebnis ist eine notwendige Folge des AVOGADRO'schen Gesetzes, welches als Grundlage dieser Rechnung gedient hat.

Hierdurch ist man nun in den Stand gesetzt, aus den chemischen Gleichungen sofort die Volumverhältnisse der Gase zu berechnen, indem man statt des Molekulargewichts das Molekularvolum derselben, d. h. für je 1 Molekül, welches in der Formel auftritt, 22,32 setzt, welche Zahl dann, je nachdem mg, g oder kg in der Aufgabe gegeben sind, ccm, bezw. l oder cbm entspricht, z. B.:

Wieviel Volume Kohlensäure erhält man durch vollkommene Verbrennung von 84 g reinem Kohlenstoff?

$$\begin{array}{rcl} 84 & x \text{ Vol.} & \\ \text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 & & \\ 12 & 22,32 & \\ 12:84 = 22,32:x; & x = 156,24 \text{ l.} & \end{array}$$

Wieviel Kohlenstoff braucht man, wenn durch unvollkommene Verbrennung desselben 60 Liter Kohlenoxyd gebildet werden sollen?

$$\begin{array}{rcl} x & 60 \text{ l} & \\ \text{C} + \text{O} = \text{CO} & & \\ 12 & 22,32 & \\ 22,32:60 = 12:x; & x = 32,26 \text{ g.} & \end{array}$$

Wieviel Volume Schwefelwasserstoff sind nötig, um 250 mg Quecksilberoxyd in Schwefelquecksilber zu verwandeln?

$$\begin{array}{rcl} 250 & x \text{ Vol.} & \\ \text{HgO} + \text{H}_2\text{S} = \text{HgS} + \text{H}_2\text{O} & & \\ 216 & 22,32 & \\ 216:250 = 22,32:x; & x = 25,83 \text{ ccm.} & \end{array}$$

Wenn mehrere Moleküle des Gases in der Gleichung auftreten, was sich sofort aus dem Koeffizienten des betreffenden Gliedes ergibt, so ist die Zahl 22,32 mit dem betreffenden Koeffizienten zu multiplizieren.

Wieviel Volume Chlorwasserstoff braucht man, um aus Kupferoxyd 16,2 g Kupferchlorid darzustellen?

$$\begin{array}{rcl} x \text{ Vol.} & 16,2 & \\ \text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O} & & \\ 2 \times 22,32 & 134 & \\ 134:162 = 44,64:x; & x = 5,40 \text{ l.} & \end{array}$$

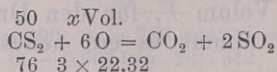
Wieviel Volume schweflige Säure entstehen durch Verbrennung von 50 g Schwefelkohlenstoff  $\text{CS}_2$ ?

$$\begin{array}{rcl} 50 & x \text{ Vol.} & \\ \text{CS}_2 + 6\text{O} = \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 & & \\ 76 & 2 \times 22,32 & \\ 76:50 = 44,64:x; & x = 29,37 \text{ l.} & \end{array}$$



Endlich, wenn elementare Gase aus der Gleichung zu berechnen sind, so ist zu beachten, daß jedes Atom nur einem halben Molekül entspricht. Man hat daher den Koeffizienten des betreffenden Gliedes durch 2 zu dividieren, z. B.:

Wieviel Volume Sauerstoff gebraucht man zur vollkommenen Verbrennung von 50 kg Schwefelkohlenstoff?



$$76 : 50 = 66,96 : x; \quad x = 44,05 \text{ cbm.}$$

Alle hier entwickelten Beziehungen zwischen Volum und Gewicht der Gase gelten nur für bestimmte Druck- und Temperaturverhältnisse. Als Normaldruck nimmt man in der Regel den Druck einer Atmosphäre = 760 mm, als Normaltemperatur  $0^\circ \text{C. an.}$  Die Konstante 0,0896 g (= 1 Krith) und alle daraus abgeleiteten Werte, also u. a. auch die Zahl 22,32 l, haben nur unter diesen Voraussetzungen Gültigkeit. Ändert sich die Temperatur oder der Druck oder beide, so ändert sich auch das Volum, und zwar nach folgenden Gesetzen:

1. **GAY-LUSSAC'sches Gesetz:** Einfluß der Temperatur. Alle Gasarten dehnen sich bei unverändertem Druck gleich stark und gleichmäßig aus, und zwar für jeden Grad der 100teiligen Skala um 0,003665 oder  $\frac{1}{273}$  desjenigen Volums, welches sie bei  $0^\circ$  einnehmen (die Zahl 0,003665 wird mit  $\alpha$  bezeichnet und heißt der Ausdehnungskoeffizient der Gase). Hat man also ein Volum  $V_0$ , gemessen bei dem Druck  $p$  und der Temperatur  $0^\circ$  und erwärmt dasselbe auf  $t_1^\circ$ , während der Druck unverändert =  $p$  bleibt, so dehnt es sich auf ein neues Volum  $V_1$  aus, welches gleich dem ursprünglichen Volum plus der durch die Temperaturerhöhung  $t_1^\circ$  bewirkten und mit Hilfe des Ausdehnungskoeffizienten zu berechnenden Ausdehnung ist.

$$V_1 = V_0 + V_0 \cdot \alpha t_1 = V_0 (1 + \alpha t_1),$$

also 
$$V_0 = V_1 \cdot \frac{1}{1 + \alpha t_1}.$$

Erwärmt man dasselbe Volum  $V_0$  auf  $t_2^\circ$ , so entsteht ein neues Volum  $V'$ , welches, in derselben Weise berechnet, =  $V_0 (1 + \alpha t_2)$  ist; also

$$V_0 = V' \cdot \frac{1}{1 + \alpha t_2}.$$

Durch Kombination beider Gleichungen erhält man die dritte:

$$V' = V_1 \cdot \frac{1 + \alpha t_2}{1 + \alpha t_1} \quad \dots \quad (a)$$

Mit Hilfe dieser Gleichung reduziert man jedes Gasvolum von einer Temperatur auf die andere, z. B.:

Wieviel Raum nehmen 6 l Wasserstoff, gemessen bei  $18^\circ$ , ein, wenn dieselben bis auf  $100^\circ$  erwärmt werden?





Reduziere 250 ccm Wasserstoff, gemessen bei  $28^{\circ}$  und 743 mm, auf  $10^{\circ}$  und 720 mm!

$V_1 = 250$  ccm;  $p_1 = 743$  mm;  $t_1 = 28^{\circ}$ ;  $p_2 = 720$  mm;  $t_2 = 10^{\circ}$ , also

$$V_2 = 250 \cdot \frac{(1 + 0,003\ 665 \cdot 10) \cdot 743}{(1 + 0,003\ 665 \cdot 28) \cdot 720} = 242,56 \text{ ccm.}$$

Reduziere 125 l Kohlensäure, gemessen bei  $190^{\circ}$  und 513 mm, auf  $-20^{\circ}$  und 710 mm!

$V_1 = 120$ ;  $p_1 = 513$ ;  $t_1 = 190$ ;  $p_2 = 710$  mm;  $t_2 = -20$ .

$$V_2 = 120 \cdot \frac{(1 - 0,003\ 665 \cdot 20) \cdot 513}{(1 + 0,003\ 665 \cdot 190) \cdot 710} = 47,36 \text{ l.}$$

Ein besonderer Fall, der bei derartigen Rechnungen vorkommt, ist der, wenn es sich darum handelt, ein bei einer beliebigen Temperatur  $t$  und unter einem beliebigen Druck  $p$  gemessenes Gasvolum  $V$  auf Normaldruck und Normaltemperatur zu reduzieren. Dann wird  $p_1 = p$ ,  $t_1 = t$ ,  $p_2 = 760$  und  $t_2 = 0$ . Nennt man daher das in dieser Weise reduzierte Volum  $V_0$ , so ist die

**Reduktionsgleichung für Gase auf Normaldruck und -temperatur:**

$$V_0 = V \cdot \frac{(1 + \alpha \cdot 0)p}{(1 + \alpha t)760} = \frac{Vp}{(1 + \alpha t)760} \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \quad (4^*)$$

Oder umgekehrt, wenn man von einem bei Normaldruck und -temperatur gemessenen Volum auf ein anderes gelangen will:

$$V = V_0 \frac{(1 + \alpha t)760}{p} \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \quad (4^{**})$$

Reduziere 250 ccm Wasserstoff, gemessen bei  $28^{\circ}$  und 743 mm, auf Normaldruck und -temperatur!

$V = 250$ ;  $t = 28$ ;  $p = 743$ .

$$V_0 = \frac{250 \cdot 743}{(1 + 0,003\ 665 \cdot 28) 760} = 221,56 \text{ ccm.}$$

Reduziere 68 l Kohlensäure, gemessen bei  $-16^{\circ}$  und 820 mm, auf Normaldruck und -temperatur!

$V = 68$ ;  $t = -16$ ;  $p = 820$ .

$$V_0 = \frac{68 \cdot 820}{(1 - 0,003\ 665 \cdot 16) 760} = 86,32 \text{ l.}$$

Reduziere 80 l von  $0^{\circ}$  und 760 mm auf  $20^{\circ}$  und 950 mm.

$$V = 80 \cdot \frac{(1 + 0,003\ 665 \cdot 20) 760}{950} = 93,27 \text{ l.}$$

Aus Gleichung (4) leiten sich noch die beiden folgenden ab:

$$p_2 = p_1 \frac{V_1(1 + \alpha t_2)}{V_2(1 + \alpha t_1)} \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \quad (5)$$

$$t_2 = \frac{1}{\alpha} \left( \frac{V_2 p_2}{V_1 p_1} [1 + \alpha t] - 1 \right) \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \quad (6)$$

Durch (5) berechnet man den Druck, auf den ein bei  $p_1$  und  $t_1$  abgemessenes Volum  $V_1$  gebracht werden muß, damit es bei  $t_2$  das Volum  $V_2$  einnimmt, z. B.:

Auf welchen Druck müssen 50 l Luft, gemessen bei  $22^\circ$  und 753 mm, gebracht werden, wenn dieselben bei  $0^\circ$  30 l betragen sollen?

$$V_1 = 50; t_1 = 22; p_1 = 753; V_2 = 30; t_2 = 0.$$

$$p_2 = 753 \cdot \frac{50 (1 + 0,003\,665 \cdot 0)}{30 (1 + 0,003\,665 \cdot 22)} = 1161 \text{ mm} = 1,528 \text{ Atm.}$$

Durch (6) berechnet man die Temperatur, auf die ein bei  $t_1$  und  $p_1$  gemessenes Volum  $V_1$  gebracht werden muß, wenn es bei  $p_2$  zu  $V_2$  werden soll.

Man hat 100 l Wasserstoff, gemessen bei  $20^\circ$  und 650 mm; wie stark muß man das Gas erwärmen, damit es bei 760 mm ein Volum von 180 l einnimmt?

$$V_1 = 100; t_1 = 20; p_1 = 650; V_2 = 180; p_2 = 760.$$

$$t_2 = 272,85 \left( \frac{760 \cdot 180}{650 \cdot 100} [1 + 0,003\,665 \cdot 20] - 1 \right) = 343^\circ.$$

Um wieviel Grad muß man ein bei  $0^\circ$  gemessenes Gasvolum erwärmen, wenn es bei gleichbleibendem Druck das doppelte Volum einnehmen soll?

$$V_1 = 1; t_1 = 0; p_1 = p_2 = 1; V_2 = 2.$$

$$t_2 = 272,85 \left( \frac{1 \cdot 2}{1 \cdot 1} [1 - 0,003\,665 \cdot 0] - 1 \right) = 272,85 (2 - 1) = 272,85^\circ.$$

Ein jedes Gas dehnt sich also, wenn es um  $272,85^\circ$  oder rund  $273^\circ$  erwärmt wird, auf sein doppeltes Volum aus.

Ein besonderes Interesse gewährt noch die Lösung folgender

Aufgabe: Welches Volum nimmt ein bei beliebigem Druck und beliebiger Temperatur gemessenes Gas ein, wenn es auf  $-273^\circ$  abgekühlt wird.

Auflösung: Hierzu dient Gleichung (4):  $t_2 = -273^\circ$ .

$$V_1 = V_2 \cdot \frac{(-0,003\,665 \cdot 273)p_1}{(1 + 0,003\,665 \cdot t_1)p_2} = 0,$$

denn der Faktor  $(1 - 0,003\,665 \cdot 273)$  ist  $= 1 - 1 = 0$ , d. h. wenn ein Gas bis auf  $-273^\circ$  abgekühlt wird, so verschwindet sein Volum gänzlich. Man nennt daher  $-273^\circ$  den absoluten Nullpunkt der Temperatur und bezeichnet ihn mit  $T$ .

**Einfluß der Feuchtigkeit:** Da beim Messen der Gase in der Regel die Feuchtigkeit nicht zu vermeiden ist, und dieselben infolgedessen Wasserdampf aufnehmen, so wird der Druck dadurch vergrößert. Man erhält also den wahren Druck des Gases, indem man die Tension des Wasserdampfes  $w$  von  $p_1$  oder  $p_2$ , je nachdem das gegebene oder das gesuchte Volum feucht ist, abzieht. Diese Tension steigt mit der Temperatur und mit dem Sättigungsgrade. Die Maximalspannungen finden sich



für die Temperaturgrade zwischen  $-32^{\circ}$  und  $+52^{\circ}$  in der folgenden Tabelle zusammengestellt.

*Spannung ( $w$ ) des Wasserdampfes bei Temperaturen zwischen  $-32^{\circ}$  u.  $+52^{\circ}$ .*

$t^{\circ}$	$w$	$t^{\circ}$	$w$	$t^{\circ}$	$w$	$t^{\circ}$	$w$
- 32	0,3	+ 2	5,2	+ 19	16,3	+ 36	44,3
- 30	0,4	+ 3	5,6	+ 20	17,4	+ 37	46,7
- 25	0,6	+ 4	6,0	+ 21	18,5	+ 38	49,4
- 20	0,9	+ 5	6,5	+ 22	19,7	+ 39	52,1
- 15	1,4	+ 6	6,9	+ 23	20,9	+ 40	55,0
- 10	2,1	+ 7	7,4	+ 24	22,2	+ 41	58,0
- 9	2,3	+ 8	7,9	+ 25	23,6	+ 42	61,1
- 8	2,5	+ 9	8,5	+ 26	25,0	+ 43	64,4
- 7	2,7	+ 10	9,1	+ 27	26,5	+ 44	67,8
- 6	2,8	+ 11	9,8	+ 28	28,1	+ 45	71,4
- 5	3,1	+ 12	10,4	+ 29	29,8	+ 46	75,2
- 4	3,4	+ 13	11,2	+ 30	31,6	+ 47	79,1
- 3	3,6	+ 14	11,9	+ 31	33,5	+ 48	83,2
- 2	3,9	+ 15	12,7	+ 32	35,4	+ 49	87,5
- 1	4,2	+ 16	13,5	+ 33	37,5	+ 50	92,0
0	4,5	+ 17	14,4	+ 34	39,6	+ 51	96,6
+ 1	4,9	+ 18	15,3	+ 35	41,9	+ 52	101,5

Geringere Sättigungsgrade pflegt man in Prozenten dieser Maximalspannungen auszudrücken. Demnach ist beispielsweise für volle Dampf-sättigung bei  $+40^{\circ}$   $w = 55,0$  mm, für 64-prozentige Sättigung

$$w = \frac{55,0 \cdot 64}{100} = 35,2 \text{ mm.}$$

Man hat 100 l mit Wasserdampf gesättigter Luft gemessen bei  $36^{\circ}$  und 722,5 mm; welches ist das wahre Volum, reduziert auf Normaldruck und -temperatur?

Gleichung (4\*);  $V_1 = 100$ ;  $t_1 = 36$ ;  $p_1 = 722,5$ ;  $w = 44,3$ ;  $p_1 - w = 678,2$ ;  $t_2 = 0$  und  $p_2 = 760$ .

$$V_0 = \frac{100 \cdot 678,2}{(1 + 0,003665 \cdot 36) \cdot 760} = 78,83 \text{ l.}$$

Wieviel Raum nehmen 50 cbm Luft, gemessen bei  $0^{\circ}$  und 760 mm, ein, wenn sie bei  $18^{\circ}$  und 650 mm völlig mit Wasserdampf gesättigt werden?

Gleichung (4\*\*);  $V_0 = 50$ ;  $t = 18$ ;  $p = 650$ ;  $w = 15,3$ ;  $p - w = 634,7$ .

$$V = 50 \cdot \frac{(1 + 0,003665 \cdot 18) \cdot 760}{634,7} = 63,945 \text{ cbm.}$$

Reduziere 60 l Luft, zu 24 p. c. mit Wasserdampf gesättigt, gemessen bei  $20^{\circ}$  und 600 mm, auf  $8^{\circ}$  und 700 mm.

Gleichung (4):  $V_1 = 60$ ;  $t_1 = 28$ ;  $p_1 = 608$ ;  $w = \frac{28,1 \cdot 24}{100} = 6,7$ ;  $t_2 = 8$ ;

$p_2 = 700$ .

$$V_2 = 60 \cdot \frac{(1 + 0,003665 \cdot 8) \cdot 601,3}{(1 + 0,003665 \cdot 28) \cdot 700} + 48,114 \text{ l.}$$

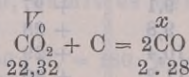
Wieviel Raum nehmen 20 l Luft, völlig trocken bei 4° und 710 mm gemessen, ein, wenn sie, zu 18 p. c. mit Feuchtigkeit gesättigt, bei 22° und 680 mm gemessen wurden?

Gleichung (4):  $V_1 = 20$ ;  $t_1 = 4$ ;  $p_1 = 710$ ;  $t_2 = 22$ ;  $p_2 = 680$ ;  
 $w = \frac{19,7 \cdot 18}{100} = 3,5$ .

$$V_2 = 20 \cdot \frac{(1 + 0,003\,665 \cdot 22) \cdot 710}{(1 + 0,003\,665 \cdot 4) \cdot 676,5} = 22,35 \text{ l.}$$

Wieviel Gramm Kohlenoxyd erhält man aus 100 l Kohlensäure, welche bei 10° und 800 mm gemessen und zu 85 p. c. mit Wasserdampf gesättigt ist, wenn dieselbe durch glühende Kohle vollständig reduziert wird?

Gleichung (4\*):  $V = 400$ ;  $t = 10^\circ$ ;  $w = 9,1 \times 0,85 = 7,7$ ; und  $p = 800 - 7,7 = 792,3$ .



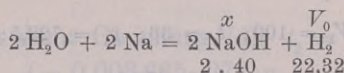
$$22,32 : V_0 = 2 \cdot 28 : x; \quad x = V_0 \frac{2 \cdot 28}{22,32}$$

$$V_0 = \frac{400 \cdot 792,3}{(1 + 0,003\,655 \cdot 10) \cdot 760}, \text{ also}$$

$$x = \frac{400 \cdot 792,3 \cdot 2 \cdot 28}{(1 + 0,003\,665 \cdot 10) \cdot 760 \cdot 22,32} = 1009,29 \text{ g.}$$

Man reduziert Wasser durch Natrium und mildst das dabei auftretende Wasserstoffgas in einer durch Wasser abgesperrten Röhre. Man findet bei 18° und einem Barometerstand von 752 mm 220 ccm. Die Niveaudifferenz zwischen dem inneren und äußeren Wasser beträgt 364,4 mm. (Spez. Gew. des Quecksilbers 13,5.) Wieviel Natriumhydrat ist in dem Wasser gelöst?

Gleichung (4\*):  $V = 220$ ;  $t = 18^\circ$ ;  $p = 752 - \frac{364,4}{13,5} = 725$ ;  $w = 15,3$ .



$$22,32 : V_0 = 80 : x; \quad x = V_0 \frac{80}{22,32}$$

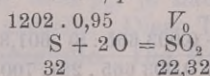
$$V_0 = \frac{220 (725 - 15,3)}{(1 + 0,003\,665 \cdot 18) \cdot 760};$$

hiermit wird

$$x = \frac{220 \cdot 709,7 \cdot 80}{(1 + 0,003\,665 \cdot 18) \cdot 760 \cdot 22,32} = 690,8 \text{ mg.}$$

Welches Volum schweflige Säure erhält man durch Verbrennung von 1202 g Schwefel (mit 5% fremden Beimengungen), wenn die Temperatur des Gases 230°, und der Druck 740 mm beträgt?

Gleichung (4\*\*):  $V = x$ ;  $t = 230^\circ$ ;  $p = 740 \text{ mm.}$





$$32 : 1202 \cdot 0,95 = 22,32 : V_0; \quad V_0 = \frac{1202 \cdot 0,95 \cdot 22,32}{32}$$

$$V = \frac{V_0 (1 + \alpha t) 760}{p}, \text{ also}$$

$$x = \frac{1202 \cdot 0,95 \cdot 22,32 \cdot (1 + \alpha t) 760}{740 \cdot 32} = 1507,5 \text{ l.}$$

### Spezifisches Gewicht unter Nichtnormalverhältnissen:

Da die spezifischen Gewichte der Gase und Dämpfe, wie oben bereits erwähnt, für Normaldruck und Normaltemperatur gelten, so müssen sie, wenn Druck und Temperatur sich ändern, und jene Beziehung auf normale Verhältnisse bleiben soll, andere Werte annehmen. Nun sind die Dichtigkeiten (spezifischen Gewichte) den Volumen umgekehrt proportional:  $s_1 : s_2 = V_2 : V_1$ , oder wenn man nach Gleichung (1) den Wert von  $V_2$  substituiert:

$$s_1 : s_2 = V_1 \cdot \frac{(1 + \alpha t_2) p_1}{(1 + \alpha t_2) p_2} : V_1;$$

woraus:

$$s_2 = s_1 \cdot \frac{(1 + \alpha t_1) p_2}{(1 + \alpha t_2) p_1} \quad (7)$$

Wie groß ist das spezifische Gewicht des Sauerstoffs bei  $20^\circ$  und 730 mm, bezogen auf Luft von Normaldruck und -temperatur?

$$s_1 = 1,1088; t_1 = 0; p_1 = 760; t_2 = 20; p_2 = 730.$$

$$s = 1,1088 \cdot \frac{(1 + 0,003665 \cdot 0) \cdot 730}{(1 + 0,003665 \cdot 20) \cdot 760} = 0,9922.$$

Wie groß ist das spez. Gewicht eines Gases, bezogen auf Normaldruck und -temperatur, wenn dasselbe bei  $14,4^\circ$  und 220 mm = 0,743 gefunden wurde?

$$s_1 = 0,743; t_1 = 14,4; p_1 = 220; t_2 = 0; p_2 = 760.$$

$$s_2 = 792 \cdot \frac{(1 + 0,003665 \cdot 14,4) \cdot 760}{(1 + 0,003665 \cdot 0) \cdot 220} = 1,00054.$$

## Dritter Abschnitt.

### Verbindungen höherer Ordnung.

#### Hydrate und Salze.

Verbindungen höherer Ordnung sind solche, welche 3, 4 oder mehr Elemente enthalten; sie heißen dementsprechend ternär, quaternär etc. Die wichtigsten ternären Verbindungen in der anorganischen Chemie sind die Hydrate und Salze.

#### I. Hydrate.

47. Hydrate<sup>1</sup> sind ternäre Verbindungen, welche aus einem Metalle oder Metalloid und den Elementen des Wassers, O und H, bestehen; sie können entstehen aus Oxyden durch Verbindung derselben mit Wasser. Letztere werden deshalb zur bessern Unterscheidung Anhydride<sup>2</sup> genannt.

##### 1. Hydrate der Metalle oder basische Hydrate, auch Hydroxyde genannt.

Nur einige Metalloxyde (Anhydride) verbinden sich direkt mit Wasser.

**Versuch** [T. § 128b]. Man übergieße gebrannten Kalk mit so viel Wasser, daß er sich damit vollsaugt. Nach einiger Zeit zerfallen die Kalkstücke unter beträchtlicher Wärmeentwicklung zu einem trockenen Pulver (Fig. 74), welches sich in viel Wasser löst (Kalkwasser, Fig. 75). Die Lösung bläut rotes Lackmus, bräunt Curcuma und rötet Phenolphthalein. — Dieser Vorgang wird bekanntlich Kalklöschchen genannt.

**Versuch** [T. § 128a]. Man verbrenne Kalium oder Natrium in einer offenen Schale über der Lampe, lasse die Produkte (bedeckt) erkalten und tropfe nachher vorsichtig aus einer kleinen Pipette Wasser darauf (Fig. 72). Jeder Tropfen Wasser veranlaßt eine beträchtliche Wärmeentwicklung; die Masse bläht sich unter

<sup>1</sup>) griech. ὕδωρ (*hydor*), Wasser, also: wasserhaltig. — <sup>2</sup>) griech. ἄνυδρος (*ánhydros*), wasserlos.



deutlich wahrnehmbarem Zischen auf, und wenn man nicht zuviel Wasser genommen hat, so bildet das Produkt eine trockene Masse. Durch Zusatz von mehr Wasser löst sich das Produkt klar auf; die Lösung bläut rotes Lackmus, bräunt Curcuma und rötet Phenolphthalein (Fig. 73).

Ergebnis. Die beträchtliche Wärmeentwicklung weist darauf hin, daß zwischen dem Anhydride und dem Wasser eine



Fig. 72.

Fig. 73.

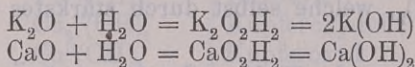
Fig. 74.

Fig. 75.

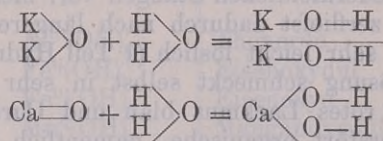
Bildung und Reaktion des Kaliumhydrats.

Löschen und Lösen des Kalks.

chemische Reaktion stattfindet, welche (da sich weder H, noch O in freiem Zustande entwickelt) nur darin bestehen kann, daß sich beide direkt miteinander verbinden, also nach folgenden Gleichungen:



oder in Strukturformeln:



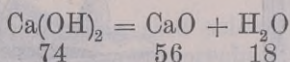
Hieraus ergibt sich, daß in den entstandenen Produkten die Gruppe (—O—H) enthalten ist. Diese heißt Hydroxyl oder Wasserrest (nämlich Wasser minus H), ist einwertig und direkt mit den Metallen verbunden. Das einwertige Atom K' kann demnach nur ein Hydroxyl, das zweiwertige Atom Ca'' dagegen zwei Hydroxyle binden. — Es ergibt sich ferner, daß die Auflösung der Oxyde in Wasser nicht ohne Hydratbildung stattfinden kann, und daß die Farbenreaktion der Lösungen (alkalische Reaktion) den darin enthaltenen Hydraten zukommt.

Dafs in den Hydraten das Wasser oder vielmehr die Elemente des Wassers, H und O, chemisch gebunden vorhanden sind, läfst sich zeigen durch folgenden

**Versuch.** Man trockene Calciumhydrat längere Zeit bei 100°, bringe das trockene Pulver in eine kleine Retorte aus böhmischem Glase, lege ein längeres Rohr (als Kühlrohr) und eine Vorlage vor und erhitze stark, zuletzt bis zum Glühen. — Aus dem trockenen Pulver entwickeln sich Wasserdämpfe, welche sich in der Vorlage kondensieren. Nach dem Abkühlen läfst sich der stark ge- glühte Rückstand abermals löschen.

Der Versuch kann auch quantitativ ausgeführt werden, indem man das in einem Tiegel bei 100° getrocknete reine Calciumhydrat wägt, dann so lange glüht, bis es keinen weiteren Gewichtsverlust mehr erleidet, und die Differenz zwischen dem Anfangs- und Endgewicht als Wasser in Rechnung zieht.

**Ergebnis.** Die Reaktion erfolgt nach der Gleichung



Hierdurch sind die obigen Formeln stöchiometrisch verifiziert.

**Verallgemeinerung.** In derselben Weise wie Kalium-, Natrium- und Calciumhydrat entstehen durch direkte Vereinigung mit Wasser die Hydrate der beiden andern alkalischen Erden: Baryt und Strontian. Die übrigen Metalloxyde aber verbinden sich nicht direkt mit Wasser oder höchstens nach sehr langer Zeit. Auf indirektem Wege entstehen ihre Hydrate rasch und leicht bei der Zersetzung der Salze durch Basen (s. S. 137). Einige Metalle dagegen, z. B. Quecksilber und Silber, bilden selbst in diesem Falle keine Hydrate; ihre Oxyde existieren also nur als Anhydride. — Die Spaltung der Metallhydrate in Anhydride und Wasser durch Erhitzen gelingt bei allen, mit Ausnahme von K(OH), Na(OH) und Ba(OH)<sub>2</sub>, welche selbst durch stärkstes Glühen nicht zerlegt werden können.

**Kaliumhydrat** oder **Kaliumhydroxyd** (Ätzkali), K(OH), kommt im Handel meist in federkiel-dicken Stangen vor, zieht aus der Luft rasch Feuchtigkeit an und zerfließt dadurch nach längerer Zeit zu einer öligen Masse, ist in Wasser sehr leicht löslich (1 Teil Hydrat in 1/2 Teil Wasser) (Kalilauge); die Lösung schmeckt selbst in sehr verdünntem Zustand stark ätzend, macht rotes Lackmus blau und Curcuma braun (Phenolphthalein rot). Sie zerstört organische, namentlich tierische Substanzen, besonders beim Erwärmen rasch. Wolle, Seide, Federn, Haare, Horn werden, wenn man sie mit mäfsig verdünnter Kalilauge in einem Becherglas erwärmt, zerstört (nicht aber Baumwolle und Leinen: Prüfung wollener Stoffe auf Baumwolle). Beim Benetzen der Haut mit Kalilauge wird jene schlüpfrig infolge oberflächlicher Zerstörung. Das Kaliumhydrat dient deshalb als Ätzmittel in der Chirurgie.

**Natriumhydrat** oder **Natriumhydroxyd** (Ätznatron) Na(OH), dem Kaliumhydrat ähnlich.



**Calciumhydrat**,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , **Bariumhydrat**,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , **Strontiumhydrat**,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ , in Wasser schwerer löslich als die Alkalien, und zwar bei  $15^\circ$ :

1 Teil $\text{Ba}(\text{OH})_2$	in circa	30	Teilen Wasser
1 „ $\text{Sr}(\text{OH})_2$	„	114	„ „
1 „ $\text{Ca}(\text{OH})_2$	„	744	„ „

Die Lösungen reagieren alkalisch, d. h. bläuen rotes Lackmus, bräunen Curcuma und röten Phenolphthalein; sie heißen „Wässer“: Kalkwasser, Barytwasser, Strontianwasser.

Die Hydrate der übrigen Metalle sind in Wasser unlöslich und indifferent gegen Lackmus, Curcuma etc.

*Formeln einiger basischer Hydrate oder Hydroxyde, mit deren Oxyden (Anhydriden) zusammengestellt und nach der Wertigkeit geordnet.*

Hydrate		Anhydride	
Namen	Formeln <sup>1</sup>	Namen	Formeln
<b>Einwertige.</b>			
Kaliumhydrat	$\text{K}^{\text{I}}(\text{OH})$	Kali	$\text{K}_2\text{O}$
Natriumhydrat	$\text{Na}^{\text{I}}(\text{OH})$	Natron	$\text{Na}_2\text{O}$
<b>Zweiwertige.</b>			
Calciumhydrat	$\text{Ca}^{\text{II}}(\text{OH})_2$	Kalk	$\text{CaO}$
Bariumhydrat	$\text{Ba}^{\text{II}}(\text{OH})_2$	Baryt	$\text{BaO}$
Strontiumhydrat	$\text{Sr}^{\text{II}}(\text{OH})_2$	Strontian	$\text{SrO}$
Magnesiumhydrat	$\text{Mg}^{\text{II}}(\text{OH})_2$	Magnesia	$\text{MgO}$
Zinkhydrat	$\text{Zn}^{\text{II}}(\text{OH})_2$	Zinkoxyd	$\text{ZnO}$
Blehydrat	$\text{Pb}^{\text{II}}(\text{OH})_2$	Bleioxyd	$\text{PbO}$
Cuprohydrat <sup>2</sup>	$\text{Cu}_2^{\text{II}}(\text{OH})_2$	Kupferoxydul	$\text{Cu}_2\text{O}$
Cuprihydrat <sup>2</sup>	$\text{Cu}^{\text{II}}(\text{OH})_2$	Kupferoxyd	$\text{CuO}$
Kadmiumhydrat	$\text{Cd}^{\text{II}}(\text{OH})_2$	Kadmiumoxyd	$\text{CdO}$
<b>Dreiwertige.</b>			
Aluminiumhydrat	$\text{Al}^{\text{III}}(\text{OH})_3$	Thonerde	$\text{Al}_2\text{O}_3$
Ferrohydrat <sup>2</sup>	$\text{Fe}^{\text{II}}(\text{OH})_2$	Eisenoxydul	$\text{FeO}$
Ferrihydrat <sup>2</sup>	$\text{Fe}^{\text{III}}(\text{OH})_3$	Eisenoxyd	$\text{Fe}_2\text{O}_3$
Manganohydrat <sup>2</sup>	$\text{Mn}^{\text{II}}(\text{OH})_2$	Manganoxydul	$\text{MnO}$
Manganihydrat <sup>2</sup>	$\text{Mn}^{\text{III}}(\text{OH})_3$	Manganoxyd	$\text{Mn}_2\text{O}_3$

<sup>1</sup>) Die Formeln der Hydrate entsprechen denen der Chloride; statt Cl wird OH gesetzt (beide einwertig). — <sup>2</sup>) Bei den Metallen, welche zwei basische Hydrate bilden, wird das dem Oxydul entsprechende Hydroxydul durch Einschlebung des Buchstabens o, das dem Oxyd entsprechende Hydroxyd durch Einschlebung des Buchstabens i bezeichnet. Man benutzt in diesem Falle die Stammsilben des lateinischen Namens der Metalle.

**Hauptergebnis.** Metallhydrate oder Hydroxyde sind Verbindungen von Metallen mit einer oder mehreren Gruppen Hydroxyl (Wasserrest) (OH) je nach der Wertigkeit des Metalles. Sie besitzen chemische Beständigkeit, lassen sich aber, mit Ausnahme von  $K(OH)$ ,  $Na(OH)$  und  $Ba(OH)_2$  durch Erhitzen in Anhydride und Wasser zerlegen.

## 2. Säurehydrate.

**48.** Die Oxyde der Metalloide (C, S, P, As, Sb, B und Si), welche wir früher (S. 21 bis 33) durch direkte Verbrennung der letztern in Sauerstoff dargestellt haben, wurden wegen ihres sauren Geschmacks und ihrer Reaktion auf Farbstoffe Säuren genannt. Doch zeigte es sich schon damals, daß dieses Verhalten nur denjenigen von den oben genannten Oxyden zukommt, welche in Wasser löslich sind, wogegen sich die unlöslichen (antimonige Säure und Kieselsäure) sowohl gegen Geschmack, als auch gegen Farbstoffe, selbst in Berührung mit Wasser, indifferent verhielten.

Es wird sich nun weiter zeigen, daß die Auflösung der Metalloxyde, gerade so wie bei den Metalloxyden, stets mit einer Hydratbildung verbunden ist, daß also auch hier die Farbenreaktion nicht den trockenen Oxyden, sondern nur den Hydraten zukommt.

Deshalb ist es richtiger, den Namen „Säuren“ ausschließlich den Hydraten zu belassen und die trockenen Oxyde entweder als „Säureanhydride“ oder einfach als „Oxyde“ von jenen zu unterscheiden, z. B. Schwefligsäureanhydrid oder Schwefeldioxyd, Phosphorsäureanhydrid oder Phosphorpentoxyd etc. (vgl. Tabelle auf S. 74).

In früherer Zeit bis vor 40 und einigen Jahren galt der Name „Säuren“ nur für die Anhydride, und erst in der letzten Entwicklungsperiode der Chemie hat sich die neuere Bezeichnung allmählich durchgerungen; doch werden für gewisse Anhydride, z. B. für  $CO_2$ ,  $SO_2$ ,  $SiO_2$  etc. die alten Namen Kohlensäure, schweflige Säure, Kieselsäure etc. nicht nur in der Litteratur der angewandten, sondern auch der theoretischen Chemie noch lange neben den neuern in Gebrauch bleiben.

### a) Säureanhydride.

**Schwefligsäureanhydrid** oder **Schwefeldioxyd**,  $SO_2$ , früher (S. 28) unter dem Namen Schweflige Säure beschrieben (Repetition). Verbindet sich bei gewöhnlicher Temperatur nicht mit Wasser, ist also unter diesen Umständen nur als Anhydrid bekannt.

**Schwefeltrioxyd** oder **Schwefelsäureanhydrid**,  $SO_3$ , läßt sich nicht durch direkte Verbindung (Verbrennung) von Schwefel mit Sauerstoff (wobei nur  $SO_2$  entsteht) darstellen, wohl aber, wenn man  $SO_2$ , mit O gemischt, über erhitzten Platinasbest (mit einem feinen Platinüberzug bedeckte Asbestfasern) leitet. Es kondensiert sich dann in der abgekühlten Vorlage zu feinen, seidenglänzenden Nadeln, in welcher



Form es, in Glaskölbchen eingeschmolzen, käuflich ist. Es ist sehr flüchtig und äußerst hygroskopisch und läßt sich deshalb nur in hermetisch geschlossenen Gefäßen aufbewahren.

**Stickstoffpentoxyd** oder **Salpetersäureanhydrid**,  $N_2O_5$ , läßt sich nicht durch direkte Verbindung von Stickstoff mit Sauerstoff herstellen, sondern nur auf Umwegen. Es bildet glänzende, durchsichtige, gerade rhombische Säulen, schmilzt bei  $30^\circ$  und beginnt unter teilweiser Zersetzung bei  $45^\circ$ — $50^\circ$  zu sieden. Es läßt sich, selbst in Röhren eingeschmolzen, nicht lange aufbewahren, da es sich bei gewöhnlicher Temperatur langsam zersetzt und dann die Röhren sprengt; ist also ein sehr unbeständiger Körper.

**Phosphorpentoxyd** oder **Phosphorsäureanhydrid**,  $P_2O_5$ , entsteht, wie früher (S. 30) gezeigt, durch Verbrennung von Phosphor in Sauerstoff (oder Luft) und bildet in diesem Zustande eine weiße, lockere, schneeartige Substanz, welche mit der größten Begierde Wasser anzieht, also sich nur in dicht verschließbaren Gefäßen aufbewahren läßt. Wegen dieser Eigenschaft wird es benutzt, um Körper zu trocknen oder wasserhaltigen Verbindungen das Wasser zu entziehen.

**Kohlendioxyd** oder **Kohlensäureanhydrid**,  $CO_2$ , früher (S. 24) unter dem Namen Kohlensäure beschrieben (Repetition). Verbindet sich bei gewöhnlicher Temperatur und unter gewöhnlichem Druck nicht mit Wasser, ist also unter diesen Umständen nur als Anhydrid bekannt.

**Bortrioxyd** oder **Borsäureanhydrid**,  $B_2O_3$ , entsteht durch Verbrennung von Bor in Sauerstoff oder Luft (s. S. 32), wird aber leichter aus dem krystallisierten Borsäurehydrat gewonnen (s. weiter unten). Es bildet im geschmolzenen Zustande eine durchsichtige, glasige, spröde Masse, welche aus feuchter Luft Wasser anzieht.

**Siliciumdioxyd** oder **Kieselsäureanhydrid**,  $SiO_2$ , bildet, künstlich dargestellt, ein trockenes, in Wasser unlösliches und darin ganz unveränderliches Pulver und kommt in der Natur in Form verschiedener Mineralien vor (Repetition nach S. 33 unter Vergleichung der Mineralien Nr. 20 und 21, S. 160 und 161).

## b) Verhalten der Säureanhydride zu Wasser.

Die meisten Säureanhydride sind hygroskopisch, ziehen aus der Luft Feuchtigkeit an und verbinden sich mit flüssigem Wasser mit mehr oder weniger großer Heftigkeit.

**Schwefelsäure** oder **Schwefelsäurehydrat** (*Acidum sulfuricum*),  $H_2SO_4$ , entsteht durch direkte Verbindung des Anhydrids,  $SO_3$ , mit Wasser.

**Versuch.** Man breche unter Anwendung geeigneter Vorsichtsmaßregeln (unter dem Abzug; Schutz der Hände und der Kleidung) von einem mit  $SO_3$  gefüllten, zugeschmolzenen Kölbchen die Spitze ab. — Es entweichen dicke, weiße, stark sauer reagierende Nebel (Lackmus), vor deren Einatmung man sich zu hüten hat.

Hieraus ergibt sich die außerordentliche Flüchtigkeit des Schwefeltrioxyds schon bei gewöhnlicher Temperatur. Die Nebel bestehen

aus feinsten Tröpfchen von Schwefelsäurehydrat, welches sich aus den Dämpfen des Anhydrids durch Anziehen von Wasserdampf gebildet hat.

**Versuch** (Fortsetzung). Nun werfe man unter dem Abzug (Vorsicht!) das geöffnete Kölbchen in einen starkwandigen, zum Teil mit Wasser gefüllten Glaseylinder, dessen Boden man durch Einschütten einer dicken Schicht gut ausgewaschenen weissen Quarzsandes geschützt hat. — Die Reaktion ist überaus heftig: Durch die starke Wärmeentwicklung bilden sich grofse Massen Wasserdampfes, welcher explosionsartig durch das Wasser bricht und in mächtigen Wolken entweicht.

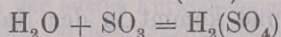
Auch hier, wie bei der Einwirkung von Wasser auf die Oxyde der Alkali- und Alkalierdmetalle, läfst die beträchtliche Wärmeentwicklung darauf schliessen, dafs sich das Säureanhydrid mit dem Wasser chemisch verbunden hat. Ein Beweis hierfür kann erbracht werden durch folgenden

**Versuch** [T. § 128 c). Man erhitze die durch Lösen des Schwefeltrioxydes entstandene Flüssigkeit in einer Retorte mit eingesenktem Thermometer und vorgelegtem Kühlrohr. — Das Sieden beginnt bei 100°, das Destillat ist anfangs nur Wasser (es reagiert nicht sauer); dann steigt der Siedepunkt; allmählich beginnt das Destillat sauer zu reagieren, und zwar immer stärker, bis 326°, bei welcher Temperatur der Siedepunkt stationär wird.

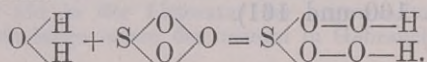
Da das Vorhandensein eines konstanten Siedepunktes bei einer Flüssigkeit als der sicherste Beweis dafür gilt, dafs letztere eine einheitliche chemische Verbindung und kein Gemenge verschiedener Flüssigkeiten ist, so mufs das Destillat, welches bei 326° gewonnen wird, eine Verbindung von Schwefelsäureanhydrid mit Wasser, d. h. Schwefelsäurehydrat sein, welches sich durch Erhitzen nicht wieder in seine Komponenten<sup>1</sup> zerlegen läfst.

Zwischen etwa 160° und 326° geht ein Gemenge von Schwefelsäurehydrat und Wasser über, d. h. eine verdünnte Schwefelsäure, welche um so konzentrierter wird, je mehr sich ihre Temperatur dem Siedepunkt 326° nähert.

Das Schwefelsäurehydrat entsteht also durch direkte Verbindung von Schwefeltrioxyd, SO<sub>3</sub>, mit Wasser (s. o.)



oder in Strukturformeln:



Der Atomkomplex SO<sub>4</sub> oder S  $\begin{array}{c} \diagup \text{O}-\text{O}- \\ \diagdown \text{O}-\text{O}- \end{array}$  ist zweiwertig und kann dementsprechend 2 Atome Wasserstoff binden. Er wird Schwefelsäurerest genannt.

Die käufliche (konzentrierte) Schwefelsäure ist eine farblose, ölige Flüssigkeit. Spez. Gew. 1,825; destilliert bei 326° ohne Zersetzung, ist also durch Erhitzen nicht von dem Hydratwasser zu trennen. Sie ist ausserordentlich hygroskopisch, erhitzt sich stark beim Mischen mit Wasser (Fig. 76) und zieht an der Luft rasch Feuchtigkeit an.

<sup>1</sup>) Komponenten = Bestandteile, aus denen sich eine Verbindung zusammensetzt (von lat. *componere*, zusammensetzen).



Wird unter eine auf der Innenwand mit Wasser beschlagene Glocke ein Hygroskop und daneben eine flache Schale mit Schwefelsäure gesetzt, so erkennt man nach einiger Zeit durch Trockenwerden der Glaswand und durch die veränderte Stellung des Hygroskops die Austrocknung der Luft (Fig. 77) [T. § 128 d].



Fig. 76. Mischen von Schwefelsäurehydrat mit Wasser.



Fig. 77. Wasseranziehung durch Schwefelsäure.

Die konzentrierte Schwefelsäure wird wegen dieser Eigenschaft zum Trocknen von Gasen (in Schwefelsäure-Trockenflaschen) oder von festen und flüssigen Körpern (in Exsikkatoren) benutzt. Sie ist eine sehr starke Säure und findet deshalb eine ausgedehnte Anwendung. Sie zerstört organische Stoffe rasch infolge ihres Bestrebens, Wasser anzuziehen. Bei ihrer Benutzung ist große Vorsicht nötig.

**Versuch.** Man tauche in konzentrierte Schwefelsäure einige dünn geschnittene Späne Fichtenholz und giesse einige ccm davon auf ein Stück Zucker in einer Porzellanschale. — Die Späne werden, sobald sie eingetaucht waren, bald schwarz, der Zucker gleichfalls und verwandelt sich schliesslich unter Erhitzung und Aufblähen in eine schwarze, schmierige Masse.

Das Schwarzwerden rührt von der Abscheidung von fein verteiltem Kohlenstoff her, nachdem sich die Schwefelsäure infolge ihrer grossen Verwandtschaft zum Wasser des im Holze und im Zucker mit Kohlenstoff verbundenen H und O bemächtigt hat.

*Tabelle über den Prozentgehalt der wässerigen Schwefelsäure an  $H_2SO_4$  bei verschiedenen spez. Gew. und Graden nach B.<sup>1</sup> bei 15° (nach KOLB).*

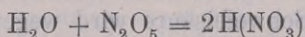
Grade nach B.	Spez. Gew.	Prozentgehalt an $H_2SO_4$	Grade nach B.	Spez. Gew.	Prozentgehalt an $H_2SO_4$
0	1,000	0,0	40	1,383	48,3
5	1,037	4,8	45	1,453	55,4
10	1,075	10,8	50	1,530	62,5
15	1,116	16,2	55	1,615	70,0
20	1,162	22,2	60	1,711	78,1
25	1,210	28,4	65	1,819	89,7
30	1,263	34,7	66	1,842	100,0
35	1,320	41,6			

<sup>1)</sup> B. (oder Bé.) = BAUMÉ, d. h. Grade der Aräometerskala nach BAUMÉ. Für Flüssigkeiten schwerer als Wasser entspricht der Nullpunkt (am obersten Ende der Skala)

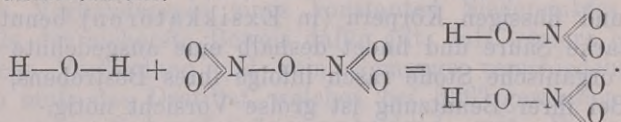
Die rauchende Schwefelsäure oder das Nordhäuser Vitriolöl<sup>1</sup> ist eine Auflösung von  $\text{SO}_3$  in Schwefelsäurehydrat, also  $\text{H}_2(\text{SO}_4) + x\text{SO}_3$ . Sie enthält eine bestimmte chemische Verbindung von  $(\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_3) = \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ , welche Pyroschwefelsäure oder Dischwefelsäure genannt wird und sich aus stark rauchender Säure beim Abkühlen in großen Krystallen ausscheidet. Die Säure raucht an der Luft, weil schon bei gewöhnlicher Temperatur das sehr leicht flüchtige Anhydrid,  $\text{SO}_3$ , verdunstet, welches sich dann sogleich mit dem Wasserdampf der Luft zu Nebeltröpfchen des Hydrats verbindet. — Ihre Einwirkung auf organische Körper (Holz, Zucker) ist noch weit energischer als die des Hydrats. — Ihre Darstellung geschah früher ausschließlich aus Eisenvitriol (S. 133), jetzt durch Sättigen des Hydrats  $\text{H}_2\text{SO}_4$  mit  $\text{SO}_3$  (S. 104).

**Schwefligsäurehydrat** existiert nur bei niedriger Temperatur. Leitet man in durch Eis gekühltes Wasser Schwefeldioxyd,  $\text{SO}_2$ , bis zur Sättigung, so scheiden sich Krystalle aus, welche einem Hydrate der schwefligen Säure entsprechen, aber bei gewöhnlicher Temperatur sofort in das Anhydrid  $\text{SO}_2$  und  $\text{H}_2\text{O}$  zerfallen.

**Salpetersäure** oder **Salpetersäurehydrat** (*Acidum nitricum*),  $\text{H}(\text{NO}_3)$ , entsteht durch direkte Verbindung von Stickstoffpentoxyd mit Wasser.



oder in Strukturformeln:



Der Atomkomplex  $\text{NO}_3$  oder  $-\text{O}-\text{N} \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$  ist einwertig, kann also nur ein Atom H binden. Er wird Salpetersäurerest genannt.

Die käufliche Salpetersäure ist niemals das reine Hydrat, sondern stets eine mehr oder weniger konzentrierte Lösung desselben in Wasser, deren Gehalt an Hydrat mittels des Aräometers aus dem spezifischen Gewichte erkannt werden kann.

*Tabelle über den Prozentgehalt der wässerigen Salpetersäure an  $\text{HNO}_3$  von verschiedenem spez. Gewicht und Graden B. bei 15°.*

Grade nach B.	Spez. Gew.	Prozentgehalt an $\text{HNO}_3$	Grade nach B.	Spez. Gew.	Prozentgehalt an $\text{HNO}_3$
0	1,000	0,0	30	1,263	41,5
5	1,037	6,3	45	1,320	50,7
10	1,075	12,7	40	1,388	61,7
15	1,116	19,4	45	1,453	78,4
20	1,162	26,3	49,5	1,524	90,5
25	1,210	33,8	49,9	1,530	92,2

dem spez. Gewicht 1 (Wasserpunkt). Ein zweiter fester Punkt ergibt sich durch Einsenken in eine Lösung von 3 Teilen Kochsalz in 17 Teilen Wasser. Der Raum zwischen beiden wird in 15 gleiche Teile geteilt und die Teilung abwärts noch bis 72 fortgesetzt, welcher Punkt ungefähr dem spez. Gewichte 2 entspricht. — <sup>1</sup>) Zuerst in der Nähe von Nordhausen aus Eisenvitriol bereitet. Vitriolöl wegen der dickflüssigen (ölgigen) Konsistenz.

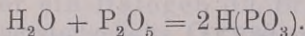


Die konzentrierte wässerige reine Salpetersäure ist eine farblose, an der Luft rauchende, eigentümlich riechende Flüssigkeit; spez. Gew. 1,522 (mit ungefähr 90% Hydrat); Siedep. 86°. Sie gehört zu den stärksten Säuren und zerstört Pflanzen- und Tierstoffe rasch, wobei letztere zuvor gelb gefärbt werden. (Vorsicht beim Arbeiten mit Salpetersäure; Gelbfärbung der Haut!) Im Sonnenlicht zersetzt sich die konzentrierte Salpetersäure leicht unter Gelbfärbung. Einigermassen beständig ist die wässerige Säure mit 68 p. c.  $\text{H}(\text{NO}_3)$ : spez. Gew. 1,42, Siedep. 123°. Die unter dem Namen Scheidewasser bekannte Salpetersäure enthält 48 p. c.  $\text{HNO}_3$  und hat das spez. Gew. 1,30. Ihre verdünnte Lösung schmeckt scharf sauer und rötet Lackmus.

Die rote, rauchende Salpetersäure ist eine Auflösung von Stickstoffdioxid in konzentrierter Salpetersäure:  $\text{HNO}_3 + x\text{NO}_2$ , wovon letztere etwa 8% aufnehmen kann. Sie ist eine tief dunkelrote Flüssigkeit, welche an der Luft dunkelrote Dämpfe von Stickstoffdioxid ausstößt. Auf organische Stoffe wirkt sie noch weit heftiger zerstörend ein als die gewöhnliche Salpetersäure, und deshalb ist bei ihrer Benutzung die größte Vorsicht nötig. Beim allmählichen Mischen mit Wasser wird sie zuerst blau, dann grün, dann farblos.

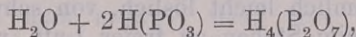
**Hydrate der Phosphorsäure.** Das Phosphorpentoxid, Anhydrid, kann sich in mehreren Verhältnissen mit Wasser verbinden und bildet demnach drei Hydrate:

a) Metaphosphorsäure,<sup>1</sup>  $\text{H}(\text{PO}_3)$ , entsteht durch Auflösen des Anhydrids in Wasser von gewöhnlicher Temperatur.



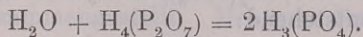
Beim Erwärmen der Lösung entstehen durch weitere Aufnahme von Wasser die beiden andern Hydrate, und zwar zuerst

b) Pyrophosphorsäure,<sup>1</sup>  $\text{H}_4(\text{P}_2\text{O}_7)$ , nach der Gleichung:



und durch weiteres Erwärmen der Lösung dieser Säure bildet sich endlich

c) Orthophosphorsäure,<sup>1</sup>  $\text{H}_3(\text{PO}_4)$ , nach der Gleichung:



Die Orthophosphorsäure<sup>1</sup> (*Acidum phosphoricum*), auch gewöhnliche Phosphorsäure genannt, ist sehr leicht in Wasser löslich und

<sup>1</sup>) griech. *ὀρθός* (*orthós*), recht, richtig; *πῦρ* (*pyr*), Feuer, Hitze; *μετά* (*metá*), nach. Also: Orthophosphorsäure = richtige (gewöhnliche) Phosphorsäure, Pyrophosphorsäure, aus jener durch Erhitzen, und Metaphosphorsäure, nach letzterer entstehend.

bildet damit im konzentrierten Zustande einen dicken, scharf sauer schmeckenden Sirup. Durch starkes Erhitzen der sirupdicken Lösung in einer Platinschale lassen sich auf umgekehrtem Wege durch successive Abspaltung von Wasser aus ihr die beiden andern Hydrate wieder herstellen, daher die Namen Pyro- und Metaphosphorsäure.<sup>1</sup> Die Orthophosphorsäure ist die einzige, von der sich Verbindungen im Mineralreiche finden. Sie bildet einen wesentlichen Bestandteil der Pflanzen und Tiere (namentlich der Knochen), darf also weder im Ackerboden, noch in der tierischen (menschlichen) Nahrung fehlen. Sie ist von hoher landwirtschaftlicher Bedeutung, denn in dem Maße, wie dem Boden durch die Ernten alljährlich Phosphorsäure entzogen wird, muß der Verlust durch Zufuhr neuer Mengen wieder ersetzt werden, weil sonst das Wachstum der Pflanzen immer dürftiger und zuletzt der Boden ganz unfruchtbar werden würde. Geeignete Dünger für die Zufuhr von Phosphorsäure sind Guano, Knochenmehl, Phosphorit und Thomasschlacke (s. S. 62 und 217 bis 219).

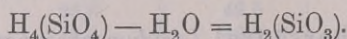
**Kohlensäurehydrat.** Eine chemische Verbindung des Kohlendioxydes,  $\text{CO}_2$ , mit Wasser läßt sich nur durch Kompression desselben mit Wasser von  $0^\circ$  auf 12–16 Atm. erzeugen; sie zerfällt aber nach Aufhebung des Druckes sofort in das Anhydrid,  $\text{CO}_2$ , und  $\text{H}_2\text{O}$ .

**Borsäurehydrat** (*Acidum boracicum*),  $\text{H}_3(\text{BO}_3)$ . Über das Verhalten desselben (Entwässerung, Wiederaufnahme des Wassers, Flammenfärbung etc.) ist bereits früher (S. 32 und 33) das Nötige gesagt (Repetition!).

**Hydrate der Kieselsäure.** Das Kieselsäureanhydrid verbindet sich nicht direkt mit Wasser, wohl aber, wenn es sich bei Gegenwart von Wasser aus einer Verbindung ausscheidet, wie sich später (S. 140 und 141) zeigen wird. In solcher Weise können verschiedene Hydrate entstehen:

a) Orthokieselsäure (*Acidum silicicum*),  $\text{H}_4(\text{SiO}_4)$ , das normale Hydrat, in Wasser ziemlich leicht löslich, von schwach saurer Reaktion. Die Lösung erstarrt beim Stehen an freier Luft, rascher beim Erhitzen, gallertartig (kolloidale<sup>2</sup> Kieselsäure) und trocknet allmählich zu einer festen, opalartigen, unlöslichen Masse ein. (Entstehung der Kieselsäuremineralien aus der Quarzfamilie; s. Mineralien, Nr. 20 und 21.)

b) Metakieselsäure,  $\text{H}_2(\text{SiO}_3)$ , aus jener durch Austritt von  $\text{H}_2\text{O}$  (Anhydrobildung) entstehend:

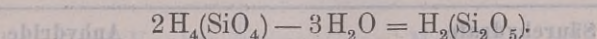


Beide sind im freien Zustande bekannt, die folgenden aber kommen nur in Verbindungen mit Metallen (in zahlreichen Mineralien) vor.

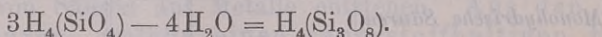
<sup>1</sup> s. S. 109 Note 1. — <sup>2</sup> griech. κόλλα (*cólla*), Leim, also *kolloidal* = leimartig, weich wie Gallerte.



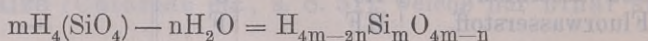
c) Dikieselsäure,  $\text{H}_2(\text{Si}_2\text{O}_5)$ , leitet sich durch Kondensation von 2 Mol. Orthokieselsäure unter Austritt von  $3\text{H}_2\text{O}$  ab:



d) Trikieselsäure,  $\text{H}_4(\text{Si}_3\text{O}_8)$ , leitet sich durch Kondensation von 3 Mol. Orthokieselsäure unter Austritt an  $4\text{H}_2\text{O}$  ab:



e) Polykieselsäuren. Allgemein läßt sich die weiter fortschreitende Anhydrobildung durch die Formel:



ausdrücken, und die auf solche Weise entstehenden Hydrate werden Polykieselsäuren genannt.

Diese verschiedenen Hydrate in Verbindung mit Metallen haben im Mineralreiche eine sehr große Verbreitung und gehören zu den wichtigsten Körpern der anorganischen Chemie.

**Verallgemeinerung.** Säurehydrate sind Verbindungen von Wasserstoff mit einem sogenannten „Säurerest“. Dieser ist entweder, wie bei den soeben besprochenen, ein sauerstoffhaltiger Atomkomplex, dessen zweiter Bestandteil in den meisten Fällen ein Metalloid (seltener ein Metall, z. B. Cr, Mn etc.; s. die folgende Tabelle) oder ein Halogen (Cl, Br, J, F) ist. Die erstern werden wegen ihres Sauerstoffgehalts **Oxysäuren**, die letztern, welche früher (S. 51) besprochen sind, **Hydrosäuren** oder **Haloidsäuren** genannt.

Oxysäuren sind ternär, Haloidsäuren binär.

Je nachdem das Säuremolekül ein, zwei, drei oder vier Atome H enthält, unterscheidet man mono-, di-, tri- und tetrahydrische Säuren. — Die Zahl der Wasserstoffatome entspricht der Wertigkeit der Reste und bestimmt die „Hydrizität“ der Säure.

In der folgenden Tabelle sind außer den schon besprochenen noch einige andere wichtige Säuren, z. B. die Oxysäuren der Halogene, mit ihren Anhydriden zusammengestellt. Mehrere derselben sind im freien Zustande noch unbekannt oder existieren unter gewöhnlichen Druck- und Temperaturverhältnissen nicht; sie sind deshalb als „hypothetisch“ bezeichnet und in [] geschlossen.

Formeln der wichtigsten Säurehydrate (hydrische Säuren), mit deren Anhydriden zusammengestellt und nach ihrer Hydrizität geordnet.

Säurehydrate			Anhydride		
	Namen	Formeln	Säure-rest	Namen	Formeln
Haloidsäuren	<i>Monohydrische Säuren.</i>				
	Chlorwasserstoff	HCl	Cl	—	—
	Bromwasserstoff	HBr	Br	—	—
	Jodwasserstoff	HJ	J	—	—
	Fluorwasserstoff	HF	F	—	—
Oxysäuren	Unterchlorige Säure	H(ClO)	ClO	Chlormonoxyd	Cl <sub>2</sub> O
	Chlorige Säure	H(ClO <sub>2</sub> )	ClO <sub>2</sub>	Chlortrioxyd	Cl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
	Chlorsäure	H(ClO <sub>3</sub> )	ClO <sub>3</sub>	Chlorpentoxyd	[Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub> ] <sup>1</sup>
	Überchlorsäure	H(ClO <sub>4</sub> )	ClO <sub>4</sub>	Chlorheptoxyd	[Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> ] <sup>1</sup>
	Salpetrige Säure	H(NO <sub>2</sub> )	NO <sub>2</sub>	Stickstofftrioxyd	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
	Salpetersäure	H(NO <sub>3</sub> )	NO <sub>3</sub>	Stickstoffpentoxyd	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
	Metaphosphorsäure	H(PO <sub>3</sub> )	PO <sub>3</sub>	Phosphorpentoxyd	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
	Übermangansäure	H(MnO <sub>4</sub> )	MnO <sub>4</sub>	Manganheptoxyd	Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
	<i>Dihydrische Säuren</i>				
	Unterschweifige Säure	H <sub>2</sub> (S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> )	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	—	—
	Schweflige Säure	[H <sub>2</sub> (SO <sub>3</sub> )] <sup>1</sup>	SO <sub>3</sub>	Schwefeldioxyd	SO <sub>2</sub>
	Schwefelsäure	H <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> )	SO <sub>4</sub>	Schwefeltrioxyd	SO <sub>3</sub>
	Kohlensäure	[H <sub>2</sub> (CO <sub>3</sub> )] <sup>1</sup>	CO <sub>3</sub>	Kohlendioxyd	CO <sub>2</sub>
	Metakieselsäure	H <sub>2</sub> (SiO <sub>3</sub> )	SiO <sub>3</sub>	—	—
	Dikieselsäure	[H <sub>2</sub> (Si <sub>2</sub> O <sub>5</sub> )] <sup>1</sup>	Si <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	—	—
	Chromsäure	[H <sub>2</sub> (CrO <sub>4</sub> )] <sup>1</sup>	CrO <sub>4</sub>	Chromtrioxyd	CrO <sub>3</sub>
	Mangansäure	[H <sub>2</sub> (MnO <sub>4</sub> )] <sup>1</sup>	MnO <sub>4</sub>	Mangantrioxyd	[MnO <sub>3</sub> ] <sup>1</sup>
<i>Trihydrische Säuren.</i>					
Orthophosphorsäure	H <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> )	PO <sub>4</sub>	—	—	
Borsäure	H <sub>3</sub> (BO <sub>3</sub> )	BO <sub>3</sub>	Bortrioxyd	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	
<i>Tetrahydrische Säuren.</i>					
Orthokieselsäure	H <sub>4</sub> (SiO <sub>4</sub> )	SiO <sub>4</sub>	Siliciumdioxyd	SiO <sub>2</sub>	
Triokieselsäure	[H <sub>4</sub> (Si <sub>3</sub> O <sub>8</sub> )] <sup>1</sup>	Si <sub>3</sub> O <sub>8</sub>	—	—	
Pyrophosphorsäure	H <sub>4</sub> (P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> )	P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	—	—	

<sup>1)</sup> Hypothetisch.

<sup>1</sup>) Hypothetisch.



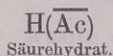
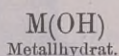
## II. Salze.

**49.** Salze sind Verbindungen von Metallen mit Säureresten. Sie können durch Einwirkung von Säuren auf Metallhydrate oder Metalloxyde (welche in diesem Falle basische Oxyde oder Basen genannt werden) oder auch von Säuren auf Metalle entstehen. Aus den Hydraten der Oxysäuren, welche einen sauerstoffhaltigen Rest abgeben, entstehen hierbei **Oxysalze** (oder eigentliche Salze), welche ternär sind, aus den Hydrosäuren (Haloidsäuren) dagegen **Haloidsalze** (Chloride etc., s. S. 51), welche nur binär sind.

**Zusammenfassung.** Metallhydrate sind Verbindungen von Metallen mit einem oder mehreren Gruppen Hydroxyl je nach der Wertigkeit des Metalls.

Säurehydrate oder kurzweg Säuren sind Verbindungen von einem oder mehreren Atomen H mit einem Säurerest.

Salze sind Verbindungen von Metallen mit Säureresten. Bezeichnen wir mit M ein Metall, mit  $\overline{\text{Ac}}$  einen Säurerest, so haben wir ohne Berücksichtigung der Wertigkeit die allgemeinen Formeln:

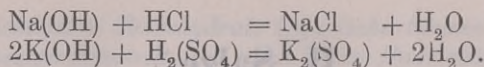


### 1. Darstellung von Salzen aus Säuren und Basen.

Der Name „Basen“ galt früher für Metalloxyde, jetzt nur noch für Metallhydrate, welche fähig sind, durch ihr Zusammenwirken mit Säuren Salze zu bilden. Er rührt aus einer Zeit her, da man die Metalloxyde selbst als Grundlage der Salze betrachtete. Wenngleich diese Auffassung keine Gültigkeit mehr hat, so ist der Name doch noch in Gebrauch geblieben.

**Versuch** [T. § 131 u. § 136]. Man übergieße in zwei Kelchgläsern nebeneinander a) festes Natriumhydrat mit wässriger Salzsäure (Fig. 78), b) festes Kaliumhydrat mit konzentrierter Schwefelsäure unter geeigneten Vorsichtsmaßregeln, bis Lackmus durch das Produkt nicht mehr verändert wird (Fig. 79). — In beiden Fällen tritt starke Erhitzung ein unter Entweichen reichlicher Mengen von Wasserdampf. Die entstehenden Verbindungen sind in Wasser löslich, indifferent gegen Lackmus und schmecken weder sauer, noch ätzend, sondern salzig. — Das in Reaktion a) entstehende Produkt wird leicht als gewöhnliches Kochsalz (Chlornatrium, S. 46) erkannt.

**Ergebnis.** Die Alkalihydrate treten mit Säuren in Wechselwirkung. Es entstehen neue Verbindungen, welche weder den Charakter einer Säure, noch einer Base besitzen, salzartig schmecken und sich gegen Lackmus indifferent verhalten. Die Säure und die Base haben sich gegenseitig „neutralisiert“. Da die Verbindung unter Abscheidung von Wasser erfolgt, so kann die Reaktion in beiden Fällen nur folgende sein:



Die Prozesse sind also Wechselzersetzungen, indem das Metall des Hydroxydes sich an die Stelle des Wasserstoffs in der Säure setzt, ganz wie bei den früher betrachteten Wechselzersetzungen zwischen Oxyden und HCl, bezw.  $\text{H}_2\text{S}$  (S. 84 und 85). Der durch Metall vertretbare Wasserstoff der Säure wird deshalb auch „basischer Wasserstoff“ genannt. Das Hydroxyl verbindet sich dann mit dem ausgeschiedenen Wasserstoff zu Wasser, welches als Nebenprodukt austritt. Man kann aber auch sagen: Die Reste tauschen sich aus, nämlich Wasserrest gegen Säurerest. Ist letzterer ein Halogen (wie bei den Haloidsäuren), so entsteht ein Haloidsalz, ist er sauerstoffhaltig (wie bei den Oxysäuren): ein Oxysalz. Oder kurz: Aus Haloidsäuren entstehen Haloidsalze, aus Oxysäuren: Oxysalze.



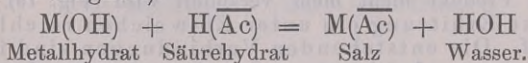
Fig. 78.

Einwirkung von Säuren auf Basen.

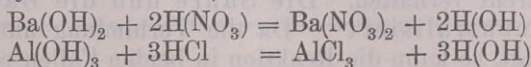


Fig. 79.

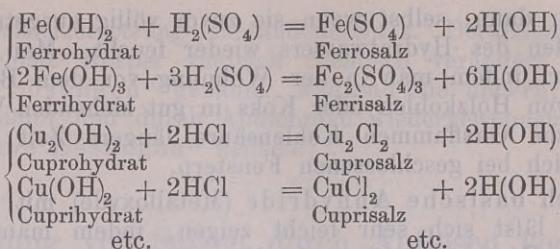
**Verallgemeinerung.** Bezeichnen wir wieder mit M ein Metall und mit ( $\overline{\text{Ac}}$ ) einen Säurerest, so gilt für die Bildung der Salze aus Hydroxyden und Säurehydraten die allgemeine Formel (ohne Berücksichtigung der Wertigkeit):



Nach dieser allgemeinen Formel läßt sich ohne weiteres die Bildungsweise zahlreicher Salze voraussagen, wobei die Wertigkeit der Metalle und der Reste und ferner der Umstand zu berücksichtigen ist, daß diejenigen Metalle, welche zwei basische Oxyde und dementsprechend auch zwei Chloride und zwei Hydrate haben, mit Oxysäuren auch zwei Reihen von Oxysalzen bilden; z. B.:

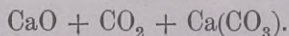




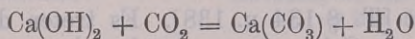


Um die neuen Produkte zu benennen, verbindet man bei den Oxy-salzen den Namen des Säurerestes mit dem des Metalls, z. B. schwefelsaures Kalium, salpetersaures Barium, Kohlensäures Calcium und hängt bei denjenigen Metallen, welche zwei basische Oxyde haben (Cr, Fe, Mn, Co, Ni, U, Hg, Cu, Sn, Pt s. Tabelle S. 75) zur Unterscheidung die Silben -oxyd oder -oxydul an, z. B. schwefelsaures Eisenoxydul (Ferrosalz), schwefelsaures Eisenoxyd (Ferrisalz), borsaures Manganoxydul (Manganosalz), schwefelsaures Quecksilberoxyd (Mercurisalz). Bei den Haloidsalzen gebraucht man die schon von früher bekannten Namen: Natriumchlorid, Aluminiumchlorid, Eisenchlorür (oder Ferrochlorid), Eisenchlorid (oder Ferrichlorid) etc.

**49a.** Salze können aber auch durch Einwirkung von Anhydriden auf Anhydride oder von Anhydriden auf Hydrate entstehen. So z. B. vereinigt sich Kalk, wenn man ihn stark (bis fast zum Glühen) erhitzt (nicht bei gewöhnlicher Temperatur und der Abwesenheit jeder Spur von Wasserdampf) und mit Kohlensäure in Berührung bringt [T. § 129], unter Erglühen direkt mit letzterer durch einfache Addition:



Ferner geht aus der Bildung eines Niederschlages beim Einleiten von Kohlensäureanhydrid in Kalkwasser hervor, daß das Kohlensäureanhydrid das Calciumhydrat unter Abscheidung von Wasser zersetzt.



(wenn man nicht annehmen will, daß die  $\text{CO}_2$  zuvor mit dem Wasser ein Hydrat bildet).

Dieselbe Reaktion tritt auch ein, wenn Kohlensäure auf festes Calciumhydrat einwirkt, wobei man die Abscheidung des Wassers direkt wahrnehmen kann.

**Versuch** [T. § 130]. Man forme aus Kalkbrei und Sand kleine Ziegel und trockene diese bei mäßiger Hitze vollständig aus (Fig. 80); dann bringe man sie in einen Ballon und leite trockenes Kohlensäureanhydrid hinein (Fig. 81). — Die Einwirkung erfolgt unter starker Wärmeentwicklung, wobei reichliche Mengen von Wasserdampf entweichen, welche man zu flüssigem Wasser kondensieren kann.

Dieser Prozeß findet immer statt, wenn in frisch mit Mörtel geputzten Wohnungen Kohlensäure (durch Atmung) entwickelt wird. Die

Wände werden dann, selbst wenn sie zuvor völlig ausgetrocknet waren, durch Entbinden des Hydratwassers wieder feucht. Man beugt diesem Übelstande vor, indem man in der Wohnung vor dem Beziehen durch Verbrennung von Holzkohlen oder Koks in gut ziehenden Windöfen oder durch zahlreiche Gasflammen Kohlensäure längere Zeit hindurch entwickelt, natürlich bei geschlossenen Fenstern.

Dafs auch basische Anhydride (Metalloxyde) mit Säurehydraten Salze bilden, läfst sich sehr leicht zeigen, indem man Eisenoxyd, Kupferoxyd, Zinkoxyd, Quecksilberoxyd etc. mit Schwefelsäure, Salpetersäure oder Salzsäure in Probiergläsern zusammenbringt und, wenn

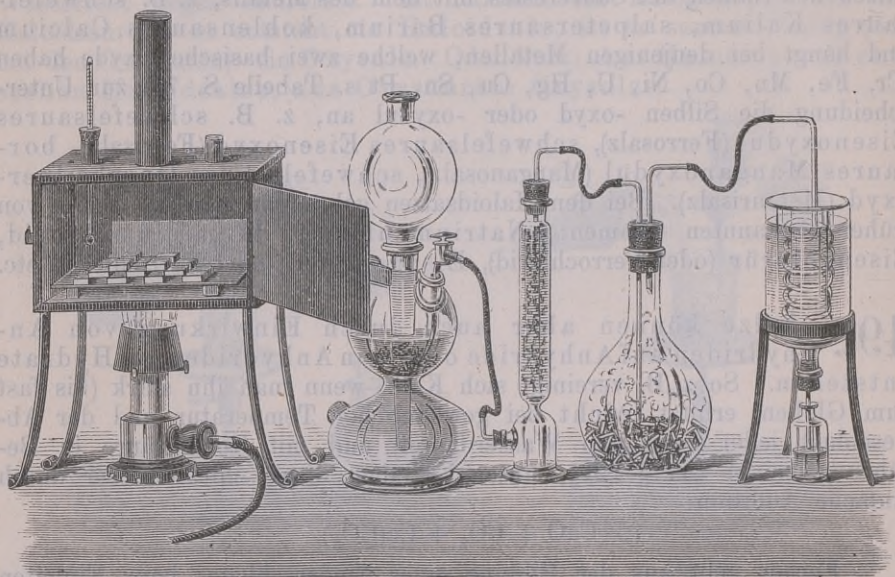
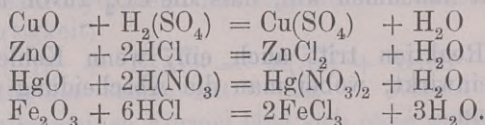


Fig. 80. Trocknen der Kalkziegel.

Fig. 81. Austreibung des Hydratwassers.

nötig, etwas erwärmt [T. § 134 u. 138]. Es treten dann Reaktionen ein, die sich durch folgende Schemata ausdrücken lassen:



In Fällen dieser Art verbindet sich das Metall mit dem Säurerest, und der dadurch abgeschiedene Wasserstoff verbindet sich mit dem Sauerstoff des Metalloxydes zu Wasser. Auch hier tauscht sich, wie in allen frühern Fällen, das Metall gegen Wasserstoff aus.

Die meisten Metalloxyde sind bekanntlich in Wasser unlöslich. Setzt man dem Wasser Säure hinzu, so tritt, wie obige Versuche zeigen, Lösung ein; allein in Wirklichkeit löst sich nicht das Metalloxyd, sondern



das durch Wechselersetzung entstandene Salz. Derartige Lösungen, bei denen der gelöste Körper zugleich chemisch verändert wird, werden „chemische Lösungen“ genannt, während die andern, bei denen er unverändert bleibt und durch Abdampfen wiedergewonnen werden kann, „physikalische Lösungen“ heißen.

## 2. Darstellung von Salzen durch Auflösen von Metallen in Säuren.

50. 1. Dieselben Salze, welche durch Auflösen von Basen in Oxy- und Haloidsäuren entstehen, bilden sich auch, wenn man die den Basen entsprechenden Metalle in den betreffenden Säuren löst, falls sie darin überhaupt löslich sind.

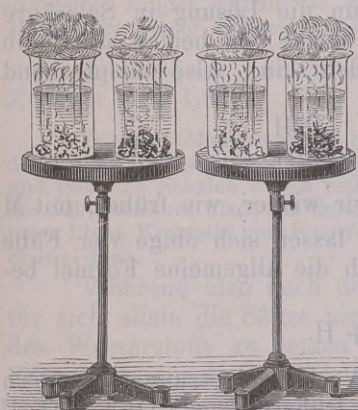


Fig. 82.

Fig. 83.

Einwirkung von Salz- und Schwefelsäure  
auf Eisen und Zink.

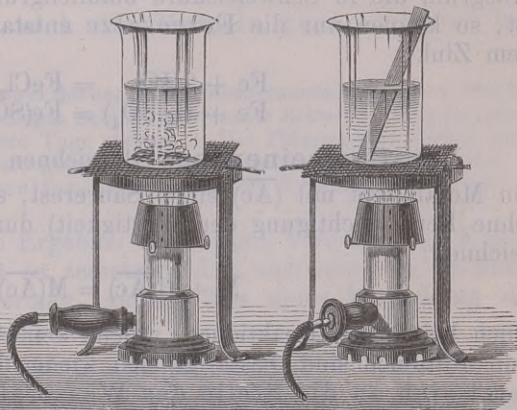


Fig. 84.

Fig. 85.

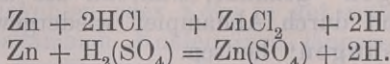
Einwirkung von Salz- und Schwefelsäure  
auf Zinn und Kupfer.

**Versuch** [T. § 148]. Man nehme vier Bechergläser, bringe in I und II (Fig. 82) granuliertes reines Zink, in III und IV (Fig. 83) zerschnittenen Eisendraht oder kleine eiserne Nägel (sogenannte Drahtstifte) giesse zu I und III reine konzentrierte Salzsäure, zu II und IV reine verdünnte Schwefelsäure. In allen vier Fällen entwickelt sich Wasserstoff. Nach Vollendung der Reaktion filtriere man die Flüssigkeiten, dampfe sie in Porzellanschalen auf ein kleines Volum ein und lasse abkühlen. — Nach dem Erkalten findet man in den Gläsern II, III und IV reichliche Krystallisationen. Die Lösung aus dem Glase I dagegen ist, wenn sie hinreichend konzentriert war, zu einer krystallinischen Masse erstarrt.

**Ergebnis.** Beim Zink, welches nur ein Oxyd ( $\text{ZnO}$ ), ein Hydrat ( $\text{Zn}[\text{OH}]_2$ ), und ein Chlorid ( $\text{ZnCl}_2$ ) hat, ist es unzweifelhaft, daß die entstandenen Produkte nur das dem Oxyd entsprechende Zinkchlorid,  $\text{ZnCl}_2$ , bzw. schwefelsaures Zink,  $\text{Zn}(\text{SO}_4)$ , sein können.

ZnO	Zn(OH) <sub>2</sub>	ZnCl <sub>2</sub>	Zn(SO <sub>4</sub> )
Zinkoxyd	Zinkhydrat	Zinkchlorid	schwefels. Zink.

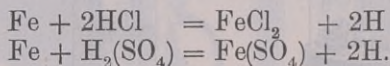
Die Reaktionen sind demnach:



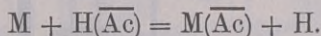
Das Eisen aber hat zwei basische Oxyde, FeO und Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, und dementsprechend zwei Hydrate, zwei Chloride und zwei Oxydsalze:

FeO	Fe(OH) <sub>2</sub>	FeCl <sub>2</sub>	Fe(SO <sub>4</sub> )
Eisenoxydul	Ferrohydrat	Ferrochlorid	schwefels. Eisenoxydul (Ferrosalz)
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Fe(OH) <sub>3</sub>	FeCl <sub>3</sub>	Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>
Eisenoxyd	Ferrihydrat	Ferrichlorid	schwefels. Eisenoxyd (Ferrisalz).

Demnach ist es von vornherein unbestimmt, welches der beiden Salze entstehen wird. Der Erfolg entscheidet: Ferrosalze sind meist grün, Ferrisalze gelb bis braungelb. Da nun die Lösung in Salzsäure grasgrün, die in Schwefelsäure bläulichgrün, keine von beiden aber gelb ist, so können nur die Ferrosalze entstanden sein. Also entsprechend dem Zink:



**Verallgemeinerung.** Bezeichnen wir wieder, wie früher, mit M ein Metall und mit  $\overline{\text{Ac}}$  einen Säurerest, so lassen sich obige vier Fälle (ohne Berücksichtigung der Wertigkeit) durch die allgemeine Formel bezeichnen:



Auch bei diesen Reaktionen, welche keine Wechselzersetzungen, sondern Substitutionen sind, bestätigt sich wieder die frühere Regel: Das Metall setzt sich an die Stelle des Wasserstoffs der Säure.

**2. Nicht alle Metalle sind in Salzsäure und verdünnter Schwefelsäure löslich.**

**Versuch.** Man bringe in verdünnte Salzsäure und in verdünnte Schwefelsäure je einen Bausch Stanniol (Fig. 84) und blankes Kupferblech (Fig. 85) und erhitze die Gläser, wobei man beobachten wird, daß das Stanniol (Zinn) nur von der verdünnten Salzsäure, nicht aber von der Schwefelsäure, und das Kupferblech von keiner dieser beiden Säuren angegriffen wird. — Das Kupferblech bleibt gleichfalls blank, wenn man es in einem weiten Probierglase mit verdünnter Säure übergießt und das Glas fest verstöpselt beliebig lange stehen läßt.

Untersucht man in derselben Weise das Verhalten aller übrigen Metalle zu Salzsäure und verdünnter Schwefelsäure, so ergibt sich folgendes:

1. Die Metalle der Kalium-, Magnesium- und Calciumgruppe zersetzen die Salzsäure heftig unter Wasserstoffentwicklung; die verdünnte Schwefelsäure mit geringerer Heftigkeit.

2. Die Metalle der Aluminiumgruppe lösen sich in Salzsäure, weniger leicht in Schwefelsäure.



3. Die Metalle der Eisengruppe lösen sich ebenfalls in beiden Säuren, und zwar Mangan und Zink in beiden sehr leicht, Eisen etwas weniger leicht.

4. Die Metalle der Bleigruppe sind mit Ausnahme des Kadmiums in beiden Säuren unlöslich.

5. Die Metalle der Zinngruppe sind im allgemeinen unlöslich in beiden Säuren, nur Zinn löst sich in warmer Salzsäure wenig lebhaft, in Schwefelsäure dagegen nicht.

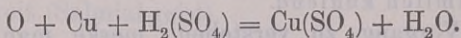
Hieraus ergibt sich, welche Metalle man ungefährdet mit den genannten Säuren in Berührung bringen darf, und welche nicht.

Metallene Gegenstände aus Zink, Eisen, Messing (Kupfer und Zink), Bronze (Kupfer und Zinn), Neusilber (Nickel, Zink und Kupfer) lassen sich durch verdünnte Salz- und Schwefelsäure „putzen“, weil die Metalle von den Säuren oberflächlich angegriffen werden, und eine frische Schicht Metall bloßgelegt wird. Das Kupfer wird zwar selbst nicht angegriffen, aber da die oberflächliche Verunreinigung oxydiertes Kupfer enthält, so wird sie von den Säuren ebenfalls gelöst, und das Metall tritt wieder mit seinem natürlichen Glanz hervor.

3. Anders verhalten sich die Metalle gegen Säuren bei Zutritt von Luft.

**Versuch.** Man übergieße in zwei flachen Krystallisationsschalen mehrere Streifen dünnen Kupferblechs mit einer niedrigen Schicht verdünnter Schwefel- oder Salzsäure und lasse die Schalen offen mehrere Tage stehen. — Die Flüssigkeiten färben sich: die Schwefelsäure blau, die Salzsäure grün, und nach längerer Zeit scheiden sich in jener blaue Krystalle von Kupfersulfat, in dieser grüne Krystalle von Kupferchlorid ab.

Während also nach dem Ergebnis des vorigen Versuchs das Kupfer für sich allein die Säure nicht zu zersetzen, d. h. sich nicht an die Stelle des Wasserstoffs zu setzen vermag, gelingt dies unter Mitwirkung des Sauerstoffs der Luft. Wir haben dann:



Dies erklärt sich folgendermaßen: Das Cu hat nicht genügende Energie, um die Schwefelsäure in  $\text{H}_2$  und  $\text{SO}_4$  zu spalten und sich dann mit dem Rest  $\text{SO}_4$  zu verbinden. Ist aber O vorhanden, so tritt dessen Verwandtschaft zu  $\text{H}_2$  mit ins Spiel und unterstützt die des Cu zu  $\text{SO}_4$ , wodurch die Spaltung der Säure bewirkt wird.

Ähnlich wie Cu verhalten sich auch (mit Ausnahme von reinem Au, Ag und Pt) die übrigen Metalle, welche für sich durch Säuren nicht angegriffen werden. Man darf also metallene Gegenstände mit Säuren bei Gegenwart von Luft nicht längere Zeit in Berührung lassen. Kocht man z. B. Speisen in kupfernen Kesseln (was an sich unschädlich ist), so dürfen dieselben nicht in dem Gefäß erkalten; silberne Löffel dürfen nicht in sauren Speisen liegen bleiben, sie werden sonst grün unter Auflösung von Cu, welches mit dem Silber legiert ist. In beiden Fällen werden, da Kupfersalze giftig sind, die Speisen vergiftet. Kupferbleche werden an feuchter Luft, oder wenn sie abwechselnd durch Regen nass und dann wieder trocken werden, grün durch Bildung eines Kupfersalzes (Grünspan, Patina), wobei die Kohlensäure der Luft mitwirkt. (In Städten, wo Braun- oder Steinkohlen geheizt werden, „patinisieren“ sich Kupferdächer oder bronzene Bildsäulen nicht, weil sich durch den Schwefelgehalt des Kohlenrauches schwarzes Schwefelkupfer bildet.)

4. Auch unter Mitwirkung der Elektrizität werden Metalle, die sich sonst in Säuren nicht lösen, aufgelöst.

**Versuch.** Man verbinde die beiden Pole einer galvanischen Batterie mit Kupferdrähten und schliesse durch Eintauchen der letzteren in verdünnte Schwefelsäure den Strom. — Am negativen Pole (Kathode) entwickelt sich H, am positiven (Anode) dagegen kein Gas (O); vielmehr kann man beobachten, wie sich das Metall allmählich löst.

Auch hier ist es die Energie des am positiven Pole (Anode) frei werdenden O, welche der Verwandtschaft von Cu zu dem Säurerest zu Hilfe kommt und die Lösung des Metalles bewirkt.

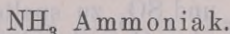
### 3. Anhang.

**51. Ammoniak<sup>1</sup>, Ammonium, Ammoniumoxyd, Ammoniumhydroxyd.** An diesem Orte muß einer eigentümlichen Verbindung von Stickstoff und Wasserstoff gedacht werden, deren Hydrat sich wie eine starke Base verhält.

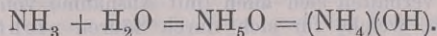
Unter dem Namen Ammoniakflüssigkeit oder Salmiakgeist kommt im Handel eine wässerige, stechend riechende Flüssigkeit vor, welche rotes Lackmus stark bläut, Curcuma bräunt und Phenolphthalein rötet, sich also wie die Lösung eines Alkalis verhält. Den Säuren gegenüber spielt sie die Rolle einer Base.

**Versuch** [T. § 132]. Man färbe Ammoniakflüssigkeit durch einige Tropfen Lackmuslösung blau und setze vorsichtig verdünnte Schwefelsäure, Salpetersäure oder Salzsäure zu, bis die blaue Farbe des Lackmus soeben in rot übergeht. Dann dampfe man die Lösung so weit ein, bis sich an ihrer Oberfläche eine Krystallhaut zeigt, und lasse erkalten. — Es scheidet sich in allen drei Fällen eine weißse, krystallinische Salzmasse aus, welche man durch Filtrieren von der Mutterlauge trennt und bei gelinder Wärme trocknet. Die Krystalle schmecken salzig und eigentümlich kühlend.

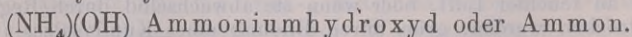
Um diesen Vorgang zu verstehen, merke man folgendes. Das stechend riechende, in der Ammoniakflüssigkeit enthaltene Gas ist



Es ist also eine ungesättigte Wasserstoffverbindung des Stickstoffs  $\text{—N=H}_3$ . Seine Lösung in Wasser kann man in der Weise auffassen, daß ein Molekül Ammoniak auf ein Molekül Wasser einwirkt:



Der Atomkomplex  $(\text{NH}_4)$ , Ammonium genannt, verhält sich wie ein einwertiges Radikal, da die 4 Atome H nur 4 Verwandtschaftseinheiten des fünfwertigen Stickstoffs sättigen und die fünfte noch frei lassen. Dementsprechend verbindet sich ein Molekül Ammonium  $(\text{NH}_4)$  mit 1 Molekül Hydroxyl zu



1) von *sal ammoniacum* = Salmiak (s. u.), aus welchem das Ammoniak gewonnen wird.



Die Ammoniakflüssigkeit kann demnach als eine wässrige Lösung von Ammoniumhydrat betrachtet werden. Da sie sich in ihren Farbenreaktionen und auch gegen Säuren gerade so wie die Lösung eines Alkalihydrats (Kalium- oder Natriumhydroxyd) verhält, so rechnet man das Ammoniumhydroxyd selbst zu den Alkalien und das hypothetische Radikal:

(NH<sub>4</sub>) Ammonium

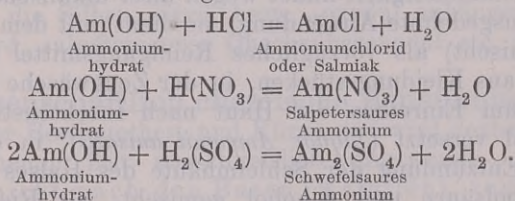
zu den Alkalimetallen, obgleich es bis jetzt noch nicht gelungen ist, dasselbe zu isolieren. Um die Vergleichung noch frappanter zu machen, hat man für das Ammonium ein besonderes Symbol Am = (NH<sub>4</sub>) eingeführt, und hiermit gewinnt man folgende Nebeneinanderstellung:

K: Kalium, Na: Natrium, Am: Ammonium (hypothetisch).

K<sub>2</sub>O: Kali, Na<sub>2</sub>O: Natron, Am<sub>2</sub>O: Ammoniumoxyd (hypothetisch).

K(OH): Kaliumhydrat, Na(OH): Natriumhydrat, Am(OH): Ammoniumhydrat (im Salmiakgeist enthalten).

Hierdurch werden nun die Reaktionen zwischen der Ammoniakflüssigkeit und den Säuren durchaus denjenigen zwischen den Alkalihydraten und den Säuren analog.



Für sich in freiem Zustande existenzfähig sind also nur das Ammoniak als Gas und das Ammoniumhydrat in wässriger Lösung als Ammoniakflüssigkeit (Salmiakgeist).

Das Ammoniak, NH<sub>3</sub>, entsteht bei der Fäulnis organischer, stickstoffhaltiger Körper und bei der trockenen Destillation der Steinkohlen. Es ist ein farbloses, unsichtbares Gas, von stechendem Geruch, irrespirabel, spez. Gewicht 0,59, also bedeutend leichter als Luft, wird vom Wasser in beträchtlichen Mengen absorbiert (nach BUNSEN absorbiert 1 Vol. Wasser von 0°: 1050 Vol., von 15°: 727 Vol. NH<sub>3</sub>) und läßt sich bei gewöhnlicher Temperatur durch einen Druck von 7—8 Atmosphären zu einer farblosen, leicht beweglichen Flüssigkeit verdichten. Dieses flüssige Ammoniak siedet unter gewöhnlichem Luftdrucke bei etwa —37° und erzeugt dabei durch Wärmebindung bedeutende Temperaturerniedrigung. Hierauf beruht seine Wirkung in der Eismaschine zur Erzeugung künstlichen Eises (s. folgende Seite).

Die Ammoniakflüssigkeit (*Liquor Ammonii caustici*) oder Salmiakgeist ist eine mehr oder weniger gesättigte Lösung von Ammoniakgas in Wasser. Sie besitzt den stechenden Geruch des Ammoniaks und einen brennend alkalischen Geschmack, bläut rotes Lackmus, bräunt Curcuma und rötet Phenolphthalein; die gefärbten Papiere nehmen nach dem Ver-

dunsten des Ammoniaks ihre frühere Farbe wieder an (flüchtiges Alkali, Alkali volatile). Die Ammoniakflüssigkeit ist leichter als Wasser, und zwar ist ihr spez. Gewicht um so geringer, je reicher sie an Ammoniak ist, wie folgende Tabelle, die den Gehalt in Gewichtsprozenten angiebt, zeigt.

*Ammoniakgehalt wässeriger Ammoniaklösungen bei 15° nach GRÜNEBERG.*

Spez. Gew.	Gewichts-Prozente	Spez. Gew.	Gewichts-Prozente	Spez. Gew.	Gewichts-Prozente
1,000	0,00	0,955	11,20	0,910	24,40
0,995	1,05	0,950	12,60	0,905	26,00
0,990	2,15	0,945	14,00	0,900	27,70
0,985	3,30	0,940	14,45	0,895	29,50
0,980	4,50	0,935	16,90	0,890	31,40
0,975	5,75	0,930	18,35	0,885	33,40
0,970	7,05	0,925	19,80	0,880	33,50
0,965	8,40	0,920	21,30		
0,960	9,80	0,915	22,85		

Die Ammoniakflüssigkeit findet wegen ihrer alkalischen Eigenschaften in der Chemie ausgedehnte Anwendung, sie dient (mit dem gleichen Volum Terpentinöl gemischt) als vorzügliches Reinigungsmittel zur Entfernung von Fettflecken aus Kleidungsstücken, in der Zeugwäsche als Zusatz zum Waschwasser, zum Einreiben der Haut nach Insektenstichen und wird, mit etwas Anisöl versetzt (*Liquor Ammonii anisatis*), in der Medizin bei katarrhalischer Entzündung der Schleimhäute des Halses und Kehlkopfs, sowie, mit Karbolsäure und Alkohol gemischt, als Riechmittel (*Olfactorium*) zu gleichem Zweck, besonders gegen Schnupfen benutzt.

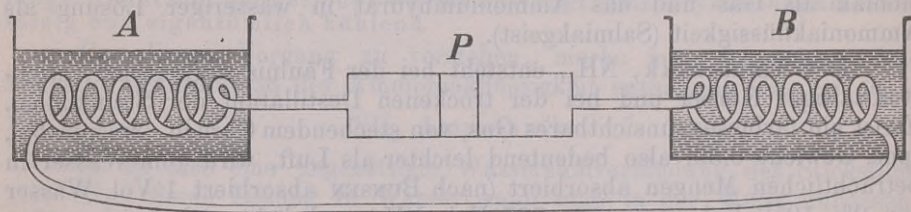


Fig. 86. Schematische Darstellung einer Ammoniakemaschine.

Die Ammoniakemaschine besteht im wesentlichen aus drei Hauptteilen. In der schematischen Darstellung (Fig. 86) stellt P eine starke Luftpumpe dar, die durch eine Dampfmaschine getrieben wird und zugleich als Saug- und Druckpumpe wirkt: sie saugt das Gas aus der Spirale A, in welcher eine konzentrierte wässrige Lösung von  $\text{NH}_3$  enthalten ist, komprimiert es in B und führt die kondensierte Flüssigkeit wieder nach A zurück. Beide Spiralen liegen in Gefäßen, welche mit Flüssigkeiten gefüllt werden können, und zwar A mit einer Lösung von Chlorkalcium und B mit kaltem Wasser (Kühlwasser). In der Spirale A wird durch die fortwährende Verwandlung des flüssigen  $\text{NH}_3$  in Gas viel Wärme gebunden, welche der umgebenden Salzlösung entzogen wird, so daß deren Temperatur bedeutend unter 0° sinkt (der Gefrierpunkt von Salzlösungen liegt unter 0°; s. u. S. 131). Andererseits wird durch die Kompression des  $\text{NH}_3$ -Gases Wärme frei, welche durch das äußere Kühl-



wasser in *B* wieder entzogen wird. Das Ammoniak zirkuliert also fortwährend aus dem kalten Raume *A* durch die Pumpe *P* nach dem warmen Raume *B* und von hier nach geschehener Abkühlung wieder nach *A*. In die abgekühlte Salzlösung kann man mit Wasser gefüllte Blechgefäße hängen, in denen ersteres nach kurzer Zeit zu Eis gefriert, oder man kann die kalte Salzlösung selbst durch Röhren leiten, welche durch die abzukühlenden Räume oder Flüssigkeiten geführt werden, wie z. B. in der Bierbrauerei.

### III. Nomenklatur der Salze.

**52. I. Deutsche Benennung.** Die Namen der Oxysalze werden dadurch gebildet, daß man den Namen der Säure zum Adjektivum und den des Metalles zum Substantivum macht, z. B. schwefelsaures Kalium, salpetersaures Barium, kohlsaures Kupfer, borsaures Eisen etc. Da aber hierdurch bei den Salzen aller derjenigen Metalle, welche zwei basische Oxyde haben (Cr, Fe, Mn, Co, Ni, U, Hg, Cu, Sn, Pt) Zweideutigkeiten entstehen, so muß man bei diesen zur Unterscheidung die Silben -oxyd, bezw. -oxydul anhängen, also schwefelsaures Eisenoxyd, salpetersaures Quecksilberoxydul etc. (s. S. 115).

**II. Wissenschaftlich chemische Benennung.** Diese hat den Vorzug größerer Bestimmtheit und Kürze und wird deshalb in der wissenschaftlichen Chemie fast ausschließlicly angewandt. Die Oxysalze werden hier nicht nach den Basen (Metallen), sondern nach den Säuren unterschieden, indem man den Namen durch Anhängung der Silbe „at“ oder „it“ an den Stamm des lateinischen Namens der Oxy-säure bildet, und zwar gilt „at“ für die gewöhnlichen Säuren und „it“ für die ...-igen Säuren. So heist z. B.

Sulfat ein schwefelsaures Salz,	
Nitrat ein salpetersaures Salz,	
Chlorat ein chlorsaures Salz,	
Karbonat ein kohlsaures Salz,	
Phosphat ein phosphorsaures Salz,	
Silikat ein kieselsaures Salz,	
Sulfit ein schwefligsaures Salz,	
Chlorit ein chlorisaures Salz	
etc.	etc.

Durch Vorsetzung der Silben Hypo- und Hyper- oder Per- werden noch die Salze der Unter- und Über-...säuren unterschieden, z. B.

Hyposulfit ein unterschweifligsaures Salz,  
Hyperchlorat ein überchlorsaures Salz.

Der Name wird dann durch Vorsetzen des Metallnamens vervollständigt, und zwar wählt man hierzu den deutschen Namen, wenn

*Benennung und Formeln einiger Salze,  
zusammengestellt mit den Säurehydraten, aus denen sie entstehen.*

Namen der Salze	Formeln der Salze		Formeln der Säuren
	einwertiger Metalle	zweiwertiger Metalle	
<i>Von monohydrischen Säuren.</i>			
Chloride	M'Cl	M''Cl <sub>2</sub>	HCl
Bromide	M'Br	M''Br <sub>2</sub>	HBr
Jodide	M'J	M''J <sub>2</sub>	HJ
Fluoride	M'F	M''F <sub>2</sub>	HF
Hypochlorite	M'ClO	M''(ClO) <sub>2</sub>	H(ClO)
Chlorite	M'(ClO <sub>2</sub> )	M''(ClO <sub>2</sub> ) <sub>2</sub>	H(ClO <sub>2</sub> )
Chlorate	M'(ClO <sub>3</sub> )	M''(ClO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	H(ClO <sub>3</sub> )
Perchlorate	M'(ClO <sub>4</sub> )	M''(ClO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	H(ClO <sub>4</sub> )
Nitrite	M'(NO <sub>2</sub> )	M''(NO <sub>2</sub> ) <sub>2</sub>	H(NO <sub>2</sub> )
Nitrate	M'(NO <sub>3</sub> )	M''(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	H(NO <sub>3</sub> )
Metaphosphate	M'(PO <sub>3</sub> )	M''(PO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	H(PO <sub>3</sub> )
<i>Von dihydrischen Säuren.</i>			
Sulfate	$\left\{ \begin{array}{l} M'H(SO_4) \\ M'_2(SO_4) \end{array} \right\}$	$\left\{ \begin{array}{l} M''(SO_4) \end{array} \right\}$	H <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> )
Sulfite	$\left\{ \begin{array}{l} M'H(SO_3) \\ M'_2(SO_3) \end{array} \right\}$	$\left\{ \begin{array}{l} M''(SO_3) \end{array} \right\}$	[H <sub>2</sub> (SO <sub>3</sub> )] <sup>1</sup>
Karbonate	$\left\{ \begin{array}{l} M'H(CO_3) \\ M'_2(CO_3) \end{array} \right\}$	$\left\{ \begin{array}{l} M''(CO_3) \end{array} \right\}$	[H <sub>2</sub> (CO <sub>3</sub> )] <sup>1</sup>
Chromate	M' <sub>2</sub> (CrO <sub>4</sub> )	M''(CrO <sub>4</sub> )	[H <sub>2</sub> (CrO <sub>4</sub> )] <sup>1</sup>
Manganate	M' <sub>2</sub> (MnO <sub>4</sub> )	M''(MnO <sub>4</sub> )	[H <sub>2</sub> (MnO <sub>4</sub> )] <sup>1</sup>
<i>Von trihydrischen Säuren.</i>			
Orthophosphate	$\left\{ \begin{array}{l} M'H_2(PO_4) \\ M'_2H(PO_4) \\ M'_3(PO_4) \end{array} \right\}$	$\left\{ \begin{array}{l} — \end{array} \right\}$	H <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> )
<i>Von tetrahydrischen Säuren.</i>			
Silikate	M' <sub>4</sub> (SiO <sub>4</sub> )	—	H <sub>4</sub> (SiO <sub>4</sub> )
Pyrophosphate	M' <sub>4</sub> (P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> )	M'' <sub>2</sub> (P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> )	H <sub>4</sub> (P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> )

Außerdem merke man: Hyposulfite, Hypobromite, Bromite, Bromate, Jodate, Hypophosphite, Phosphite, Arsenite, Arsenate, Antimonite, Antimonate, Borate, Hypermanganate.

<sup>1)</sup> Hypothetische, d. h. im freien Zustande noch nicht bekannte Hydrate.

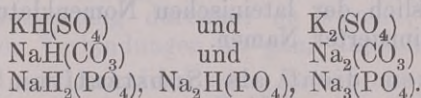


das Metall nur ein basisches Oxyd besitzt, also Zweideutigkeit unmöglich ist, z. B. Zinksulfat, Bleikarbonat, Silbernitrat. Sind aber Oxydul- und Oxydsalze zu unterscheiden (bei Cr, Fe, Mn, Co, Ni, U, Hg, Cu, Sn, Pt), so benutzt man den lateinischen Namen des Metalls, indem man für die Oxydsalze den Buchstaben *i* und für Oxydulsalze den Buchstaben *o* an den Stamm des Namens hängt, z. B. Ferrisulfat, Ferrokarbonat, Cuprinitrat, Manganoborat, Mercurinitrat etc.

Die Haloidsalze werden ihrer Zusammensetzung entsprechend Chloride (oder -ichloride, z. B. Cuprichlorid), Chlorüre (oder -ochloride, z. B. Cuprochlorid), Bromide, Bromüre etc. genannt.

Da die Säuren verschiedenen Wasserstoffgehalt besitzen, so können sie auch eine verschiedene Zahl von Metallatomen dafür binden, und zwar die monohydrischen Säuren stets nur ein Atom, die dihydrischen Säuren zwei, die trihydrischen drei Atome eines einwertigen Metalls etc. Hiernach heißen diese Säuren auch einbasische, zweibasische, dreibasische Säuren etc., weil die monohydrischen nur 1 Molekül einer einwertigen Base, die dihydrischen 2 Moleküle, die trihydrischen 3 Moleküle etc. neutralisieren können.

Aus der obigen Tabelle (S. 124) ergibt sich, daß die einbasischen Säuren sowohl mit einwertigen als auch mit mehrwertigen Metallen nur eine Reihe von Salzen bilden können. Die zwei- und dreibasischen Säuren dagegen können mit einwertigen Metallen zwei, bzw. drei Reihen von Salzen bilden, je nachdem ein oder zwei, bzw. drei Atome H durch Metall vertreten sind, z. B.



Die Benennung und Unterscheidung dieser Salze ist einigermaßen schwankend. Am meisten empfiehlt es sich, diejenigen Salze, in denen der Wasserstoff der Säure vollständig durch Metall ersetzt ist, normale oder neutrale zu nennen. Die anderen heißen dann im allgemeinen saure Salze (weil in ihnen der Charakter der Säure noch einigermaßen vorwiegt).

Den Grad der Azidität eines Salzes pflegt man noch genauer durch Vorsetzung eines Zahlwortes (zweifach oder doppelt, dreifach etc.) zu bezeichnen, und zwar ist dieses Zahlwort so zu wählen, daß es ausdrückt, wievielmals größer die Zahl der Wasserstoffatome in der Säure als die der einwertigen Metallatome in dem betreffenden Salze ist, z. B.

$\text{K}_2(\text{SO}_4)$ , neutrales oder normales schwefelsaures Kalium oder Kaliumsulfat,  
 $\text{KH}(\text{SO}_4)$ , saures oder zweifach schwefelsaures Kalium oder Kaliumdisulfat,  
 $\text{Na}_2(\text{CO}_3)$ , neutrales oder normales kohlsaures Natrium oder Natriumkarbonat,  
 $\text{NaH}(\text{CO}_3)$ , saures oder doppeltkohlsaures Natrium oder Natriumdikarbonat,  
 $\text{Na}_3(\text{PO}_4)$ , neutrales oder normales phosphorsaures Natrium oder Natriumphosphat,  
 $\text{Na}_2\text{H}(\text{PO}_4)$ , anderthalbphosphorsaures Natrium oder Natriumesquiphosphat,  
 $\text{NaH}_2(\text{PO}_4)$ , dreifachphosphorsaures Natrium oder Natriumtriphosphat,

denn das doppeltschwefelsaure Kalium  $\text{KH}(\text{SO}_4)$  enthält nur 1 Atom K, die Schwefelsäure  $\text{H}_2(\text{SO}_4)$  zwei Atome H, also doppelt soviel; das anderthalbphosphorsaure Natrium

$\text{Na}_2\text{H}(\text{PO}_4)$  enthält zwei Atome Na, die Phosphorsäure drei Atome H, also  $1\frac{1}{2}$  mal soviel; das dreifach phosphorsaure Natrium  $\text{NaH}_2(\text{PO}_4)$  endlich enthält nur ein Atom Na, die Phosphorsäure dagegen drei Atome H, also dreimal soviel, etc.

Man benennt derartige Salze aber auch nach der Anzahl der im Molekül enthaltenen Metallatome, z. B. Mononatriumphosphat, Dinatriumphosphat, Trinatriumphosphat, Monokaliumsulfat, Dikaliumsulfat etc., was durch folgende Zusammenstellung erläutert wird:

Säuren:	$\text{H}_2(\text{SO}_4)$ Schwefelsäure.	$\text{H}_3(\text{PO}_4)$ Phosphorsäure.	$\text{H}_4(\text{SiO}_4)$ Kieselsäure.
Saure Salze:	$\text{KH}(\text{SO}_4)$ Monokaliumsulfat.	$\text{KH}_2(\text{PO}_4)$ Monokaliumphosphat.	$\text{KH}_3(\text{SiO}_4)$ Monokaliumsilikat.
		$\text{K}_2\text{H}(\text{PO}_4)$ Dikaliumphosphat.	$\text{K}_2\text{H}_2(\text{SiO}_4)$ Dikaliumsilikat.
			$\text{K}_3\text{H}(\text{SiO}_4)$ Trikaliumsilikat.
Neutrale Salze:	$\text{K}_2(\text{SO}_4)$ Dikaliumsulfat.	$\text{K}_3(\text{PO}_4)$ Trikaliumphosphat.	$\text{K}_4(\text{SiO}_4)$ Tetrakaliumsilikat.

Es sind demnach folgende Benennungen gleichbedeutend:

$\text{KH}(\text{SO}_4)$ , Kaliumdisulfat und Monokaliumsulfat,  
 $\text{K}_2(\text{SO}_4)$ , Kaliummonosulfat und Dikaliumsulfat,  
 $\text{KH}_2(\text{PO}_4)$ , Kaliumtriphosphat und Monokaliumphosphat,  
 $\text{K}_2\text{H}(\text{PO}_4)$ , Kaliummonophosphat und Trikaliumphosphat,  
 $\text{KH}_3(\text{SiO}_4)$ , Kaliumtetrasilikat und Monokaliumsilikat,  
 $\text{K}_4(\text{SiO}_4)$ , Kaliummonosilikat und Tetrakaliumsilikat  
 etc. etc.

**53. III. Benennung in der Pharmazie und im Drogenhandel.** In der Pharmazie und im Drogenhandel bedient man sich ausschließlich der lateinischen Nomenklatur unter Benutzung lateinischer oder latinisierter Namen.

Bei Oxyosalzen dient als Substantivum der lateinische Name des Metalles, das Adjektivum ist aus dem Namen der Säure gebildet durch Anhängung der Silben *-icum* und *-osum* an den Stamm des lateinischen Namens desjenigen Elements, aus dem die Säure entstanden ist, und zwar gilt *-icum* für die gewöhnliche Säure, *-osum* für die -ige Säure, z. B.

*Kalium sulfuricum* = schwefelsaures Kalium oder Kaliumsulfat,

*Natrium sulfurosum* = schwefligsaures Natrium oder Natriumsulfid.

Ebenso beispielsweise: *Natrium carbonicum*, *Magnesium nitricum*, *Aluminium phosphoricum*, *Zincum arsenicosum*, *Argentum nitrosum*, *Plumbum chromicum* etc.

Für unter- und über- wird wieder *hypo-* und *hyper-* oder *per-* gesetzt, z. B.: *Natrium hyposulfurosum*, *Kalium hypochlorosum*, *Natrium hyperchloricum* (oder *perchloricum*).

Sollen die Oxydulsalze von den Oxydsalzen unterschieden werden, so setzt man noch als drittes Wort *oxydulatum*, resp. *oxydatum* hinzu, z. B. *Ferrum sulfuricum oxydulatum*, *Hydrargyrum nitricum oxydatum*.

Die sauren Oxyosalze werden nach der lateinischen Nomenklatur durch Vorsetzen der Silben *bi-* (oder *di-*), *tri-* und *sesqui-* vor das zur



Bezeichnung der Säure dienende Adjektivum unterschieden, z. B. *Kalium bisulfuricum*, *Natrium bicarbonicum*, *Natrium sesquiphosphoricum*, *Natrium triphosphoricum*, *Ferrum sesquisulfuricum*.

Die Haloidsalze werden nach dieser Nomenklatur bezeichnet, indem man dem lateinischen Namen des Metalls die Worte *chloratum*, *bromatum*, *jodatum*, *fluoratum* als Adjektiva hinzufügt, z. B.

*Natrium chloratum* = Natriumchlorid oder Chlornatrium,

*Kalium bromatum* = Kaliumbromid oder Bromkalium,

*Zincum jodatum* = Zinkjodid oder Jodzink,

*Calcium fluoratum* = Calciumfluorid oder Fluorcalcium.

Die Unterscheidung der höhern und niedern Haloide erfolgt entweder durch Einschiebung eines Zahlwortes, z. B.

*Hydrargyrum bichloratum* = Quecksilberchlorid,

*Ferrum sesquichloratum* = Eisenchlorid,

oder durch Zusatz von „*in maximo*“ und „*in minimo*“, z. B.

*Hydrargyrum jodatum in minimo* = Quecksilberjodür,

*Hydrargyrum jodatum in maximo* = Quecksilberjodid.

Die Sulfide werden nach dieser Nomenklatur durch Beifügung des Adjektivs *sulfuratum* bezeichnet, z. B.

*Kalium sulfuratum* = Schwefelkalium oder Kaliumsulfid,

*Ferrum sulfuratum* = Schwefeleisen oder Eisensulfür.

Da alle diese Benennungsweisen vielfach durcheinander gehen, so ist vor einer Verwechselung durchaus zu warnen, besonders da viele Namen verschiedener Verbindungen oft ganz ähnlich klingen, z. B.:

Kaliumchlorid = Chlorkalium oder *Kalium chloratum*,

Kaliumchlorit = chlorigsaurer Kalium oder *Kalium chlorosum*,

Kaliumchlorat = chlorsaures Kalium oder *Kalium chloricum*,

Kaliumbromid = Bromkalium oder *Kalium bromatum*,

Kaliumbromit = bromigsaurer Kalium oder *Kalium bromosum*,

Kaliumsulfid = Schwefelkalium oder *Kalium sulfuratum*,

Kaliumsulfat = schwefligsaures Kalium oder *Kalium sulfurosum*.

**IV. Trivialnamen.** Endlich muß noch bemerkt werden, daß zahlreiche Ausdrücke zur Bezeichnung einzelner Salze gebräuchlich sind, welche aus einer Zeit stammen, da man die Natur der Salze noch nicht richtig erkannt hatte, z. B. Eisenvitriol für Ferrosulfat, Kupfervitriol für Cuprisulfat, Zinkvitriol für Zinksulfat, Gips für Calciumsulfat, Glaubersalz für Natriumsulfat, Bittersalz für Magnesiumsulfat, Pottasche für Kaliumkarbonat, Soda für Natriumkarbonat, Höllenstein für Silbernitrat. Solche Namen werden Trivialnamen genannt und sind namentlich im gewöhnlichen Leben, sowie auch im Handel vielfach im Gebrauch. Hierüber später Näheres.

## IV. Allgemeine Eigenschaften der Salze.

**54.** Die Salze (Oxy- und Haloidsalze) besitzen gewisse allgemeine Eigenschaften, doch nicht in dem Sinne, daß sich durch deren Aufzählung eine Definition des Begriffes Salz geben ließe.

**Löslichkeit und Unlöslichkeit.** Mit Wasser zusammengebracht, gehen viele Salze mehr oder weniger leicht in den flüssigen Zustand über (lösen sich in Wasser). Schwer löslich sind solche, die viel Wasser zur Lösung brauchen, leicht löslich solche, die sich in wenig Wasser lösen, und unlöslich solche, die davon gar nicht verändert werden.

**Löslichkeitsregel.** Löslich sind:

1. Die Chloride, mit Ausnahme von Chlorsilber (ganz unlöslich), Chlorblei und Quecksilberchlorür (schwer löslich).
2. Die Sulfate, mit Ausnahme von Bariumsulfat (ganz unlöslich), Calciumsulfat und Bleisulfat (schwer löslich).
3. Die Nitate.
4. Die Alkalisalze.

Unlöslich sind:

- |   |   |                               |
|---|---|-------------------------------|
| <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Die Karbonate</li> <li>2. Die Phosphate</li> <li>3. Die Borate</li> <li>4. Die Silikate</li> <li>5. Die Chromate</li> <li>6. Die oben genannten Ausnahmen.</li> </ol> | } | mit Ausnahme der alkalischen. |
|---|---|-------------------------------|

Im allgemeinen nimmt die Löslichkeit mit der Temperatur zu. Heißes Wasser löst mehr von demselben Salze auf als kaltes, und zwar für jede Temperatur in der Regel bestimmte Mengen (Ausnahme: Kochsalz oder Chlornatrium, das in warmem Wasser fast ebenso leicht löslich ist wie in kaltem; Gips oder schwefelsaures Calcium, das in warmem Wasser etwas schwerer löslich ist als in kaltem). Gesättigte Lösungen sind solche, die bei der betreffenden Temperatur ihr Maximum von Salz enthalten. Sie scheiden beim Abkühlen (mit obigen Ausnahmen) entsprechende Mengen von Salz aus. Die hierbei zurückbleibende Salzlösung ist gesättigt und heißt Mutterlauge. Sehr viele Salze nehmen dabei Krystallgestalt an.

**Versuch** [T. § 139]. Man löse Kaliumchlorat in siedendem Wasser und lasse die Lösung dann langsam abkühlen. — Das Salz scheidet sich in kleinen, sehr regelmäßig gebildeten Krystallblättchen aus, welche die Farben dünner Blättchen in großer Schönheit zeigen, besonders wenn man die Lösung von der Sonne beleuchten läßt.

Wenn man eine Lösung, die mehrere Salze enthält, zur Krystallisation eindampft, so kommt es bei der Ausscheidung sowohl auf die relative Löslichkeit, als auch auf die relative Menge der einzelnen Salze an. Hier gilt im allgemeinen die Regel, daß sich zuerst das am schwersten lösliche oder das in größter Menge vorhandene, unter Umständen in fast reinem Zustande, ausscheidet, und die anderen in der



Mutterlauge gelöst bleiben. Auf diese Weise läßt sich ein Salz von fremden Verunreinigungen durch Umkrystallisieren reinigen, wenn man es in der nötigen Menge heißen Wassers löst und die Lösung so lange eindampft, bis sich auf der Oberfläche eine Krystallhaut zeigt. Die beim Abkühlen ausgeschiedenen Krystalle werden dann von den Verunreinigungen viel weniger enthalten, als das ursprüngliche Salz, ja in vielen Fällen — wenn nämlich die Verunreinigungen nur geringfügige waren — wird ein einmaliges Umkrystallisieren ausreichend sein, um das Salz in genügend reinem Zustande zu erhalten. Sollte dies nicht der Fall sein, so führt ein nochmaliges Umkrystallisieren in der Regel zum Ziele.

Schwieriger ist die Trennung von Salzen durch Krystallisation, wenn sie gleiche Krystallform besitzen (isomorph<sup>1</sup> sind; Isomorphismus). In diesem Falle krystallisieren sie selbst dann zusammen, wenn ihre relativen Mengen sehr verschieden sind.

**Versuch.** Man löse zugleich 3 Tle. Eisenvitriol und 1 Tl. Kupfervitriol in heißem Wasser und dampfe bis zur Krystallhaut ein. — Nach dem Abkühlen erhält man Krystalle, die schon durch ihre Farben (zwischen Blau und Grün) verraten, daß sie aus einer Mischung beider Salze bestehen.

Übersättigte Lösungen sind solche Lösungen, die von einem Salze mehr aufgelöst enthalten, als dessen Löslichkeit bei der betreffenden Temperatur entspricht. Hierzu eignet sich besonders gut das krystallisierte Natriumsulfat, wenn man es in der gleichen Menge warmen Wassers löst und in einem verschlossenen Kolben erkalten läßt [T. § 140]. Die Krystallisation der erkalteten Lösung erfolgt nach Hineinwerfen eines Krystalls desselben Salzes in einem Moment.

**Krystallwasser.** Bei der Abscheidung aus ihrer Lösung verbinden sich viele krystallisierbare Salze (aber durchaus nicht alle) mit einem oder mehreren Molekülen Wasser (Krystallwasser), welches sich durch Erhitzen austreiben läßt.

**Versuch.** Man erhitze in einem Probiergläschen einen großen Krystall von Kupfersulfat und neige dabei das Glas so, daß die Öffnung etwas nach unten gerichtet ist. Unter Entweichen reichlicher Mengen von Wasserdampf verliert der Krystall seine Gestalt, wird weiß und zerfällt zu Pulver. Setzt man nach dem Erkalten wiederum Wasser zu, so tritt die blaue Farbe unter starkem Erwärmen wieder auf.

Von der mitunter sehr beträchtlichen Menge Krystallwasser, welche ein Salz enthalten kann, gewinnt man eine Vorstellung durch folgenden

**Versuch.** Man bringe 100 g gröblich gepulvertes Natriumkarbonat in eine Retorte, verbinde diese mit einem Kühlapparat und benutze als Vorlage einen graduierten Cylinder von 100 ccm. Hierauf erhitze man die Retorte, anfangs schwach, dann immer stärker, bis das Salz vollkommen trocken ist, und kein Wasser mehr übergeht. — Das Salz schmilzt in seinem Krystallwasser, die Lösung kommt zum Sieden, und das Wasser sammelt sich in dem graduierten Cylinder. Nach Beendigung des Versuchs findet man über 60 (genau 62,8) ccm Wasser, also fast  $\frac{2}{3}$  der ganzen Salzmenge.

<sup>1</sup>) griech. ἴσος (*isos*), gleich, und μορφή (*morphē*), Gestalt.

Salze, welche durch Erhitzen ihres Krystallwassers beraubt sind, werden calcinierte Salze genannt.

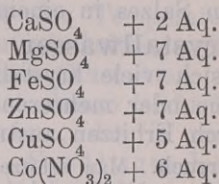
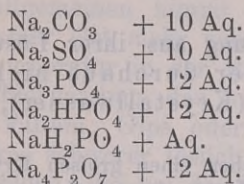
Einige Salze, z. B. Natriumkarbonat, geben schon durch bloßes Liegen an der Luft ihr Krystallwasser ab, wobei sie sich oberflächlich mit pulverförmigem, wasserfreiem Salz bedecken (Verwittern).

Die Farbenänderung beim Entwässern wurde schon beim Kupfersulfat beobachtet, welches seine blaue Farbe ganz verliert und weiß wird. Bei andern Salzen geht die Farbe des Hydrats in eine andere über:

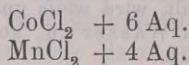
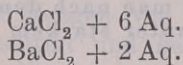
**Versuch** [T. § 145]. Man erhitze auf einem flachen Porzellanschalen einige dunkelrosa Krystalle von Kobaltchlorür vorsichtig. — Das Salz schmilzt und wird beim Eintrocknen blau. Läßt man die Scherben an der Luft liegen, so geht die Farbe durch Wasseranziehung allmählich wieder in rosa über.

Die sogenannten „Wetterblumen“, unpassend auch wohl „Barometerblumen“ genannt, sind aus dünnem Stoff gefertigt, der mit einer schwachen Lösung von Kobaltchlorür getränkt ist. Sie sind in feuchter Luft rosa, in trockener blau, was sich unter dem Exsikkator beobachten läßt. — HELLÖT's sympathetische Tinte ist eine verdünnte Lösung von Kobaltchlorür. Schreibt man mit derselben auf weißes Papier, so sind die Schriftzüge nach dem Eintrocknen an der Luft unsichtbar, werden aber durch gelindes Erwärmen mit blauer Farbe sichtbar.

Der Krystallwassergehalt der Salze ist sehr verschieden, steht aber immer im stöchiometrischen Verhältnisse zum trocknen Salz, d. h. letzteres bindet beim Krystallisieren stets eine gewisse Zahl von Molekülen  $H_2O$ , wofür man in der Formel auch Aq. (= Aqua) schreiben kann, z. B.:



Auch Haloidsalze können Krystallwasser binden, z. B.:



(Berechne aus diesen Formeln den prozentischen Gehalt der Salze an Krystallwasser!)

Wiederaufnahme des Krystallwassers. Führt man den Versuch der Entwässerung von 100 g  $CuSO_4$  oder  $Na_2CO_3$  durch vorsichtiges Erhitzen und unter häufigem Umrühren in einer Porzellanschale aus, läßt die calcinierten Salze bedeckt erkalten, zerdrückt sie dann in der Schale zu Pulver, gießt die dem Krystallwasser entsprechende Wassermenge zu (bei  $CuSO_4$ : 34,8 ccm, bei  $Na_2CO_3$ : 62,8 ccm) und rührt rasch mit einem starkwandigen Thermometer um, so läßt sich zeigen, daß die durch die Wiederaufnahme des Krystallwassers bewirkte Temperaturerhöhung weit über 100° beträgt [T. § 145].



## Siede- und Gefrierpunkt von Salzlösungen.

### 1. Salzlösungen haben einen höhern Siedepunkt als Wasser.

**Versuch** [T. § 143]. Man gieße in ein Becherglas etwa 100 ccm Wasser und erhitze dasselbe durch Einleiten von Wasserdampf aus einer Retorte bis zum Sieden. Dann trage man löffelweise Kaliumkarbonat oder besser noch Chlorcalcium ein. — Hierdurch wird jedesmal das Sieden unterbrochen und tritt erst nach einiger Zeit wieder ein, wobei der Siedepunkt immer höher steigt, beim Chlorcalcium leicht über  $120^{\circ}$ .

Senkt man in eine solche bis über  $120^{\circ}$  erhitze Chlorcalciumlösung ein zur Hälfte mit Wasser gefülltes dünnwandiges Kugelrohr, welches oben zu einer Spitze ausgezogen ist, so kommt das darin enthaltene Wasser sehr bald zum Sieden, was man an der reichlichen Dampfentwicklung erkennt (Fig. 87).

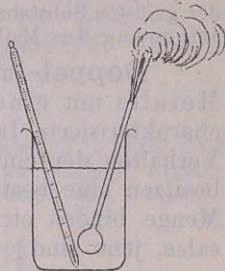


Fig. 87.

**Ergebnis.** Aus diesem Versuch ergibt sich erstens, daß eine Salzlösung beträchtlich über  $100^{\circ}$  erhitzt werden kann, ohne zu sieden, und zweitens, daß man durch Dampf, dessen Temperatur nicht höher als  $100^{\circ}$  ist, Temperaturen erzeugen kann, die weit über  $100^{\circ}$  liegen (latente Wärme). Gesättigte Chlorcalciumlösung (325 Tle. Salz in 100 Tln. Wasser) siedet bei  $180^{\circ}$ . — Auch lösliche Hydrate (KOH, NaOH) erhöhen den Siedepunkt in ähnlicher Weise.

Letzteres Verhalten hat bei der sogenannten feuerlosen Natronlokomotive praktische Anwendung gefunden. Der Dampfkessel liegt in einem Kasten, der mit einer höchst konzentrierten Natronlösung gefüllt ist. Die Dampfspannung im Kessel wird zuerst durch Einleiten von Dampf auf 5 Atmosphären oder höher gebracht, worauf man die Lokomotive in Bewegung setzt. Der abgeblasene Dampf geht nicht, wie bei den gewöhnlichen Lokomotiven, in die Luft, sondern in die Natronlauge und giebt seine latente Wärme an diese ab, welche sich hierdurch bald über den Siedepunkt des Wassers erhitzt und nun ihrerseits den Kessel heizt.

### 2. Salzlösungen haben einen niedrigern Gefrierpunkt als Wasser.

**Versuch.** Man rühre in einem Becherglase 300 g Ammoniumnitrat mit 200 ccm Wasser an, so daß eine möglichst rasche Lösung des Salzes erfolgt. Die Temperatur sinkt um  $25^{\circ}$  bis  $27^{\circ}$ , also bei Anwendung von Brunnenwasser von  $10^{\circ}$  auf  $-15^{\circ}$  bis  $-17^{\circ}$ , ohne daß die Lösung gefriert. Hängt man ein mit Wasser gefülltes Probiergläschen hinein, so wird jenes nach etwa 15 Minuten gefroren sein (Fig. 88).

Wendet man andere Salze an, so tritt ebenfalls Abkühlung ein, z. B. bei Kochsalz (150 g auf 400 ccm Wasser) um etwa  $11^{\circ}$ .

Die Temperaturniedrigung ist eine Folge des Übergangs des Salzes aus dem festen in den flüssigen Zustand, wobei Wärme gebunden wird (latente Lösungswärme). Die Salze müssen krystallisiert und dürfen nicht verwittert sein, da ganz oder teilweise entwässerte Salze bei der Wiederaufnahme des Krystallwassers Wärme entbinden.



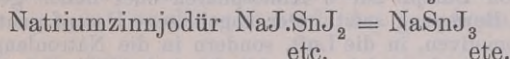
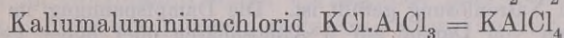
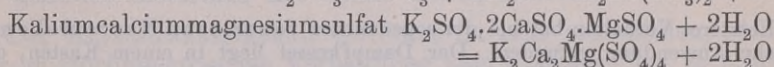
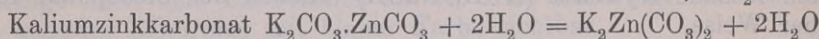
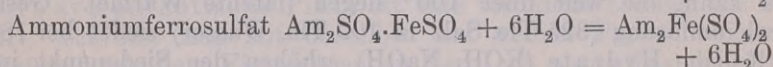
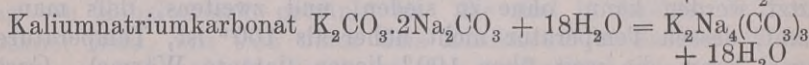
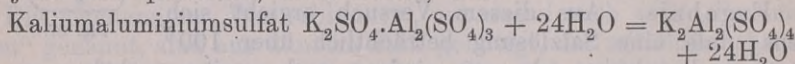
Fig. 88.

Stärkere Kälteeffekte erhält man durch Mischen der Salze mit Schnee, wobei auch noch die Schmelzwärme des Wassers latent

wird. Bei Anwendung von 1 Teil Salz und 3 Teilen Schnee von 0° sinkt die Temperatur auf -21° (Kältemischungen).

In neuester Zeit sind Beziehungen zwischen der Siedepunktserhöhung und Schmelzpunktserniedrigung des Lösungsmittels einerseits und dem Molekulargewicht der gelösten Substanz andererseits aufgefunden worden, woraus sich Methoden zur Bestimmung des Molekulargewichts entwickelt haben.

**Doppel- und Tripelsalze** sind solche, welche zwei oder drei Metalle mit einem Säurerest verbunden enthalten. Sie sind bestimmt charakterisierte Individuen und zeigen sowohl den Habitus als auch das Verhalten der einfachen Salze: sie krystallisieren in bestimmten Formen, besitzen eine bestimmte Löslichkeit, können Krystallwasser in bestimmter Menge binden etc. Sowohl Oxy- als auch Haloidsäuren geben Doppelsalze, jene sind quaternär, diese ternär, z. B.



etc. etc.

## V. Zersetzung der Salze.

Salze können zersetzt werden durch: 1. Hitze, 2. Basen, 3. Säuren, 4. Salze, 5. Metalle, 6. Elektrizität, 7. Licht.

### 1. Durch Hitze.

Salze können durch Hitze in Basen und Säureanhydrid zersetzt werden.

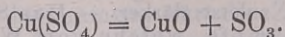
#### a) Zersetzung von Sulfaten.

**55. Versuch** [T. § 152a]. Man erhitze in einem Platintiegel gepulverten Kupfervitriol, anfangs gelinde, dann längere Zeit hindurch zu starkem Glühen. Von Zeit zu Zeit halte man (nach Entfernung der Lampe) einen Streifen angefeuchtetes blaues Lackmuspapier über den offenen Tiegel (Fig. 89). Nach dem Er-



kalten schütte man die geglühte Masse in ein kleines Becherglas mit Wasser und rühre um. — Das Lackmuspapier wird geröthet und die geglühte Masse nur zum Theil von Wasser gelöst, während ein mehr oder weniger großer Theil als schwarzes Pulver ungelöst bleibt.

**Ergebnis.** Das Kupfersulfat wird durch starkes Erhitzen in Schwefelsäureanhydrid, welches entweicht, und Kupferoxyd, welches zurückbleibt, zersetzt:



**Versuch** [T. § 152 b]. Ferrisulfat (oder verwitteter Eisenvitriol) [T. § 152 b] wird in einer kleinen Retorte aus böhmischem Glas mit angelegter Vorlage (welche etwas durch Lackmus blau gefärbtes Wasser enthält) möglichst stark und möglichst lange erhitzt.

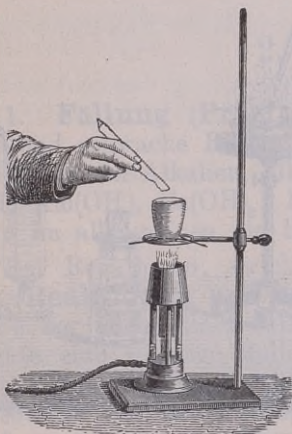


Fig. 89. Zersetzung von Kupfersulfat durch Hitze.

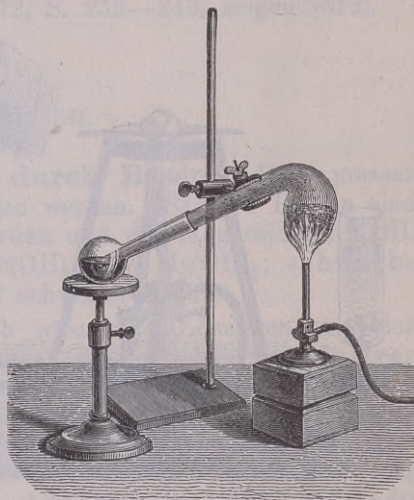
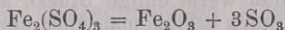


Fig. 90. Zersetzung von Bleinitrat durch Hitze.

**Ergebnis.** Das Ferrisulfat wird durch starkes Erhitzen in Schwefelsäureanhydrid, welches entweicht und von Wasser aufgenommen wird, und Eisenoxyd, welches in der Retorte zurückbleibt, zersetzt.

Diese Reaktion dient im großen zur Darstellung der rauchenden oder Nordhäuser Schwefelsäure oder Vitriolöl (s. S. 108). Da nämlich die Zersetzung nach der Gleichung:



erfolgen muß, so ist die entweichende Säure nicht das Hydrat, sondern das Anhydrid  $\text{SO}_3$ . Dieses würde sich, wenn in der Vorlage eine hinreichende Menge Wasser vorhanden wäre, allerdings sogleich in Hydrat verwandeln. Man giebt aber absichtlich eine ungenügende Menge Wasser in die Vorlage, so daß sich nur ein Theil des entweichenden  $\text{SO}_3$ -Gases in  $\text{H}_2\text{SO}_4$  umwandeln kann, während ein anderer Theil von dem Hydrat als Anhydrid absorbiert wird, das sich mit jenem zum Theil zu Dischwefelsäure oder Pyroschwefelsäure (a. a. O.) verbindet.

Die in der Vorlage kondensierte Säure ist also ein Gemisch von Schwefelsäurehydrat, Dischwefelsäure und überschüssigen Mengen Schwefelsäureanhydrid. Da das Anhydrid leicht Gasform annimmt, so entweicht es beim Öffnen des Gefäßes, zieht aus der Luft sofort Wasserdampf an und bildet damit dicke, weiße Nebel. Die rauchende

Schwefelsäure mischt sich mit Wasser unter weit stärkerem Erhitzen (Zischen) und wirkt auf organische Körper noch weit heftiger zerstörend ein, als das gewöhnliche Schwefelsäurehydrat. Das in der Retorte zurückbleibende rotbraune Eisenoxyd wird *Caput mortuum* genannt.

#### b) Zersetzung von Nitraten.

**Versuch** [T. § 153]. Man erhitzt in einer kleinen Retorte mit angelegter Vorlage, die zum Teil mit durch Lackmus blau gefärbtem Wasser angefüllt ist, gepulvertes Bleinitrat, anfangs gelinde, zuletzt stärker. — Das Salz schmilzt unter Entwicklung dunkelroter Dämpfe, welche vom Wasser absorbiert werden und das Lackmus rot färben. Zuletzt bleibt in der Retorte festes Bleioxyd zurück (Fig. 90).

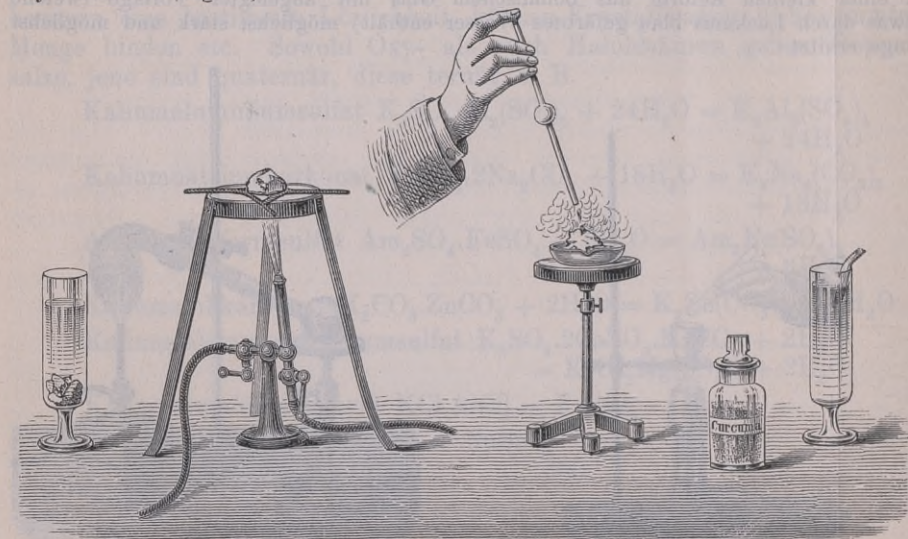


Fig. 91.

Fig. 92.

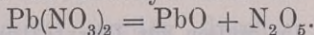
Fig. 93.

Fig. 94.

Zersetzung von Calciumkarbonat durch Hitze.

Löschen von Kalk.

**Ergebnis.** Das Bleinitrat wird schon durch gelindes Erhitzen zersetzt, das Salpetersäureanhydrid entweicht (aber nicht, ohne selbst zersetzt zu werden), und das Bleioxyd bleibt als fester Rückstand zurück.

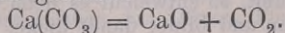


#### c) Zersetzung von Karbonaten.

**Versuch** [T. § 154]. Man werfe einige Stücke Marmor (Calciumkarbonat) in Wasser (Fig. 91), ein anderes Stück erhitze man über der Gebläselampe stark (Fig. 92). Nach dem Erkalten betropfe man dasselbe vorsichtig mit Wasser (Fig. 93), wobei es unter starker Erhitzung zu Pulver zerfällt, und rühre zuletzt dieses Pulver mit Wasser an (Fig. 94).

Während das ungeglühte Calciumkarbonat in Wasser unverändert bleibt, wird das geglühte (gebrannter Kalk) von Wasser gelöst (gelöscht) und macht Curcuma braun.

**Ergebnis.** Das Calciumkarbonat wird durch starkes Glühen in Kohlensäure, welche entweicht, und Kalk, welcher zurückbleibt, zersetzt. Diese Reaktion findet Anwendung zur Darstellung des Kalks aus Kalkstein (Calciumkarbonat) im großen:





**Hauptergebnis.** Salze können durch Hitze derart zersetzt werden, daß die Säure als Anhydrid entweicht, und das Anhydrid der Base zurückbleibt.

**Verallgemeinerung.** Nicht alle Salze erleiden durch Hitze die gleiche Zersetzung, so z. B. bleiben die Alkalisalze im allgemeinen unzersetzt, ebenso die Sulfate und Chloride der alkalischen Erden. Auch die Natur der Säure ist bestimmend für die Zersetzbarkeit: so werden die Salze schwerflüchtiger Säuren (Phosphorsäure) und feuerbeständiger Säuren (Borsäure, Kieselsäure) nicht zersetzt, weil das Säureanhydrid in der Glühhitze nicht entweicht; andererseits sind die Nitrates im allgemeinen sehr leicht zersetzbar, weil der Rest  $\text{NO}_3$  in der Hitze selbst gespalten wird (wie sich später, § 70—72, S. 236—243, zeigen wird).

## 2. Durch Basen.

**1. Fällung (Präzipitation)<sup>1</sup> durch Basen.** Hier müssen starke und schwache Basen unterschieden werden. Starke Basen sind die Hydrate der Alkalien, alkalischen Erden und des Magnesiums:  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Am}(\text{OH})$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$  und  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ; schwache Basen im allgemeinen die Hydrate der schweren Metalle.

Bei Reaktionen, welche innerhalb wässriger Lösungen vor sich gehen (**Reaktionen auf nassem Wege**), spielen neben der relativen Stärke vor allem die Löslichkeitsverhältnisse der Reagenzien und Produkte eine wichtige Rolle, indem sich vorwiegend immer diejenigen Verbindungen bilden, welche unlöslich oder schwerlöslich sind und sich infolgedessen aus der Lösung als Niederschläge abscheiden. Es mag hier daran erinnert werden, daß die Alkalihydrate leichtlöslich, die Alkalierdhydrate schwerer löslich (S. 102 und 103) und die Hydrate der übrigen Metalle unlöslich sind.

**56. Versuch** [T. § 157]. Man bringe in mehrere Kelchgläser mäßig verdünnte Lösungen von Calciumchlorid, Aluminiumsulfat, Eisenchlorid, Ferrosulfat, Kupferchlorid, Mercurinitrat, Mercuronitrat und setze zu jeder Lösung etwas mäßig verdünnte Kalilauge hinzu. — Überall entstehen Niederschläge, welche sich absetzen, während wasserhelle Lösungen darüber stehen bleiben.

**Ergebnis.** Da die abgeschiedenen Niederschläge nichts anderes als die (unlöslichen) Basen der betreffenden Salze sein können, so folgt: Salze werden in wässrigen Lösungen durch Kali in der Weise zersetzt, daß die Base des Salzes frei wird, und ein neues (lösliches) Kaliumsalz entsteht.

Die Farben der Niederschläge sind verschieden und für die einzelnen Hydrate charakteristisch, wie aus folgender Zusammenstellung hervorgeht:

<sup>1</sup>) lat. *praecipitare*, herabstürzen, niederschlagen, fällen.

Namen der gelösten Salze	Farbe und Verhalten der Niederschläge
Calciumsalze	weifs.
Bariumsalze	weifs.
Strontiumsalze	weifs.
Magnesiumsalze	weifs.
Aluminiumsalze	weifs, im Überschufs des Fällungsmittels zu einer farblosen Flüssigkeit löslich. <sup>1</sup>
Chromisalze	schmutzig grün, im Überschufs des Fällungsmittels zu einer intensiv grünen Flüssigkeit löslich. <sup>1</sup>
Ferrosalze	weifs, durch Einwirkung der Luft bald grün, zuletzt rostbraun werdend.
Ferrisalze	rostbraun.
Zinksalze	weifs, im Überschufs des Fällungsmittels löslich. <sup>1</sup>
Manganosalze	weifs, durch Einwirkung der Luft gelblich braun, zuletzt dunkelbraun werdend.
Cobaltosalze	blau, später schmutzig blafsrot.
Nicolasalze	apfelgrün.
Uransalze	dottergelb.
Bleisalze	weifs, im Überschufs des Fällungsmittels löslich. <sup>1</sup>
Mercurosalze	schwarz.
Mercurisalze	gelb.
Silbersalze	braun.
Cuprisalze	blau, allmählich (beim Erhitzen der Flüssigkeit rasch) schwarz werdend.
Kadmiumsalze	weifs.
Stannosalze	weifs, im Überschufs des Fällungsmittels löslich. <sup>1</sup>
Stannisalze	weifs, im Überschufs des Fällungsmittels löslich. <sup>1</sup>

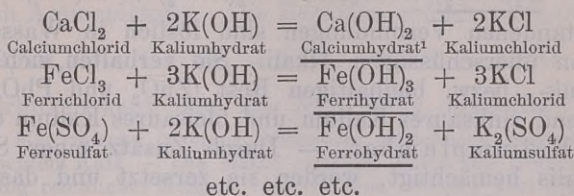
Die Farbenveränderung der Ferro- und Manganoniederschläge wird durch die Einwirkung des atmosphärischen Sauerstoffs bewirkt, was man daraus erkennt, dafs sie allmählich von oben nach unten fortschreitet. Bei den Cobalto- und Cupriniederschlägen ist sie dagegen die Folge der Abgabe des Hydratwassers; diese erfolgt gleichmäfsig durch die ganze Masse.

<sup>1</sup>) s. u. S. 137 Nr. 2.

Da die Reaktion innerhalb einer wässerigen Lösung verläuft, so ist es begreiflich, dafs die abgeschiedenen Basen (in den allermeisten Fällen) nicht die Anhydride, sondern die Hydrate der betreffenden Basen



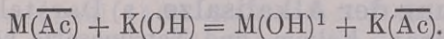
sind (mit Ausnahme von  $\text{Hg}_2\text{O}$ ,  $\text{HgO}$  und  $\text{AgO}$ , welche keine Hydrate bilden, s. o. S. 123), und da auch das Kali als Hydrat angewendet worden ist, so müssen die Zersetzungen nach folgenden Gleichungen vor sich gehen:



Dieselben Zersetzungen können auch in fast allen Fällen durch Natriumhydrat bewirkt werden.

Diese Reaktion findet Anwendung zur Darstellung der basischen Hydrate oder Hydroxyde, welche sich durch direkte Einwirkung von Wasser auf die betreffenden Anhydride nicht darstellen lassen (vgl. S. 102).

**Verallgemeinerung.** Bezeichnen wir mit M ein Metall und mit  $\overline{\text{Ac}}$  einen Säurerest, so lassen sich die obigen Gleichungen (ohne Berücksichtigung der Wertigkeit) unter die allgemeine Formel bringen:



Es tauscht sich also bei diesen Reaktionen das Metall des Salzes gegen das Alkalimetall aus: jenes verbindet sich mit dem (schwächeren) Wasserrest, dieses mit dem (stärkeren) Säurerest.

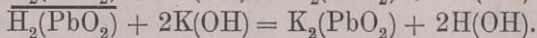
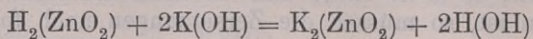
**2. Wiederauflösung des Niederschlags.** Einige Basen werden, wie sich aus der Tabelle S. 136 ergibt, durch überschüssiges Fällungsmittel (KOH) wieder gelöst.

**Versuch.** Man versetze Lösungen von Zinksulfat und Bleinitrat allmählich und vorsichtig mit Kalilösung. In beiden Fällen bildet sich, wie gewöhnlich, ein Niederschlag, der hier von weißer Farbe ist. — Dann setze man größere Mengen Kalilösung hinzu und rühre um: die Niederschläge verschwinden, und es entsteht wieder, von anfangs, eine klare, farblose Lösung, welche aber jetzt alkalisch reagiert.

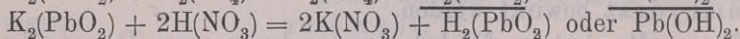
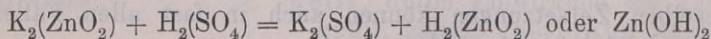
**Ergebnis.** Zinkhydrat und Bleihydrat lösen sich in Kalilauge. Die Lösung ist aber keine physikalische, sondern eine chemische, d. h. das Kaliumhydrat reagiert mit den Niederschlägen, und durch Wechselzersetzen entstehen neue, lösliche Verbindungen, wobei die erstgenannten Basen sich dem Kaliumhydrat gegenüber wie Säuren verhalten, d. h. sie tauschen nicht ihr Metall, sondern ihren Wasserstoff gegen Kalium aus. Dies wird anschaulich, wenn wir die Formeln

<sup>1)</sup> Ein Strich unter dem Namen oder der Formel einer Verbindung besagt, daß dieselbe unlöslich ist und sich als Niederschlag abscheidet.

der beiden Hydrate  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  und  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  als dihydrische Säuren  $\text{H}_2(\text{ZnO}_2)$  und  $\text{H}_2(\text{PbO}_2)$  schreiben:



Die neu entstandenen Verbindungen sind löslich in Wasser, selbst bei Gegenwart von überschüssigem Alkali. Sie verhalten sich wie Oxyosalze mit einem zink-, bzw. bleihaltigen Rest ( $\text{ZnO}_2$  und  $\text{PbO}_2$ ) und heißen dementsprechend zinksaures Kalium und bleisaures Kalium oder Kaliumzinkat und Kaliumplumbat. — Durch Zusatz einer Säure, welche sich des Alkalis bemächtigt, werden sie zersetzt und das Metallhydrat wird wieder ausgeschieden:



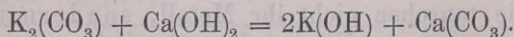
In überschüssiger Säure (Schwefelsäure, bez. Salpetersäure) werden dann die Hydrate  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  und  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  wieder in die ursprünglichen Salze, Zinksulfat und Bleinitrat, verwandelt und dadurch gelöst.

Ebenso verhalten sich auch die löslichen Aluminium-, Chromi-, Stanno- und Stannisalze, welche mit überschüssigem Kaliumhydrat Kaliumaluminat, Kaliumchromit, Kaliumstannit und Kaliumstannat geben.

**3. Zersetzung der Alkalisalze.** a) Darstellung von Kalium- und Natriumhydrat. Kalium- und Natriumsalze können natürlich mit Natron-, bzw. Kalilauge keine Niederschläge geben, weil  $\text{KOH}$  und  $\text{NaOH}$  löslich sind. Eine Abscheidung (Darstellung) dieser Basen ist also auf diesem Wege nicht möglich, wohl aber, wenn man als Fällungsmittel Calciumhydrat anwendet und ein Alkalisalz wählt, dessen Säurerest mit  $\text{Ca}$  ein unlösliches Salz bildet.

**Versuch** [T. § 159]. Man löse Kalk zu pulverigem Hydrat und bilde daraus durch Zusatz von Wasser einen dicken Brei. Inzwischen bringe man eine Lösung von Kalium- oder Natriumkarbonat in einer Porzellanschale zum Sieden und rühre den Kalkbrei löffelweise ein, bis eine herausgenommene und in ein kleines Probierglas abfiltrierte Probe nach Zusatz einiger Tropfen Salz- oder Schwefelsäure nicht mehr aufbraust (Abwesenheit von Kohlensäure im Filtrat). Dann lasse man die Schale bedeckt erkalten und gielse schließlich die klare Lösung von dem Bodensatz in ein Becherglas ab. — Sie zeigt alle Eigenschaften der Kali- oder Natronlauge.

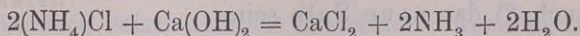
**Ergebnis.** Obgleich das Calciumhydrat als Base schwächer ist als Kalium- oder Natriumhydrat, vermag es eine Zersetzung der Alkalisalze, wenn diese als Karbonate vorhanden sind, dennoch zu bewirken, weil sich unlösliches Calciumkarbonat bildet, welches sich aus der Lösung abscheidet:



Die Kohlensäure geht also aus der Lösung in den Niederschlag über, und die alkalische Base wird frei. Durch Eindampfen der Lösung (zuletzt im Silbertiegel) gewinnt man die Alkalien in fester Form.



b) Darstellung von Ammoniak. Da das Ammoniumhydrat nur in wässriger Lösung existiert, und auch diese, selbst wenn sie verdünnt ist, sich in Ammoniak und Wasser zersetzt (S. 121), so erhält man bei der Zersetzung von Ammoniumsalzen durch stärkere Basen (KOH oder  $\text{Ca}[\text{OH}]_2$ ) gleich Ammoniakgas. Die Reaktion erfolgt nach der Gleichung:



Durch Erhitzen kann man das  $\text{NH}_3$  völlig austreiben.

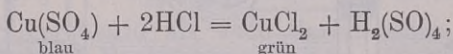
**Versuch.** Man mische in einer Reibschale zerriebenes Ammoniumchlorid mit pulverigem, gelöschtem Kalk. — Die Masse zerfließt (durch das freiwerdende Wasser) unter Entwicklung reichlicher Mengen von  $\text{NH}_3$ -Gas, welches man durch den Geruch und durch rotes Lackmuspapier erkennt.

### 3. Durch Säuren.

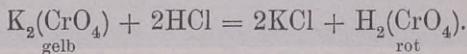
a) Wirkung, erkennbar durch Farbenwechsel.

**57. Versuch.** Man versetze eine konzentrierte Lösung von Kupfersulfat und eine ebensolche von Kaliumchromat allmählich mit starker Salzsäure. Im ersten Falle wird die blaue Lösung allmählich grün, im zweiten Falle die gelbe Lösung rot.

Der Farbenwechsel läßt in beiden Fällen auf eine Zersetzung der Salze schließen: das blaue Kupfersulfat geht unter Abscheidung von freier Schwefelsäure in grünes Kupferchlorid über:



das gelbe Kaliumchromat in Kaliumchlorid und rote Chromsäure:



Da sowohl die angewendeten, als auch die neu entstandenen Salze und die abgeschiedenen Säuren löslich sind, so bleibt alles flüssig. Die Zersetzung ist aber nur partiell, d. h. ein Teil des alten Salzes bleibt unzersetzt, was man daraus erkennt, daß der Farbenwechsel allmählich eintritt: die blaue Farbe der Kupfersulfatlösung ändert sich anfänglich nur in blaugrün und erst bei sehr großem Überschuß von Salzsäure in grasgrün. — Wendet man farblose Salze an, so läßt sich nicht erkennen, ob auf Säurezusatz eine Zersetzung eintritt; wir schließen aber nach Analogie, daß es auch in solchen Fällen geschieht, und sagen allgemein:

Wenn ein lösliches Salz und eine lösliche Säure zusammengebracht werden, so tritt Wechselzersetzung ein; dieselbe ist aber, wenn auch die neu entstandenen Salze löslich sind, in allen Fällen nur partiell.

b) Wirkung, erkennbar an der Entstehung eines Niederschlages.

58. Wenn auf Zusatz einer Säure zu einem gelösten Salz ein Niederschlag entsteht, so kann dieser entweder  $\alpha$ ) die abgeschiedene Säure oder auch  $\beta$ ) das neue Salz sein.

$\alpha$ ) *Der Niederschlag ist die abgeschiedene Säure.*

**Versuch** [T. § 162a]. Man gieße in eine konzentrierte Lösung von Wasserglas (kieselsaures Kalium oder kieselsaures Natrium) aus mäßiger Höhe konzentrierte Schwefelsäure oder Salzsäure ein (Fig. 95). — Ein jeder einfallende Tropfen veranlaßt in der dicken Flüssigkeit die Abscheidung einer steifen Gallerte. Überschiebt man die Wasserglaslösung mit konzentrierter Salzsäure, so daß sich beide Flüssigkeiten nicht mischen (Fig. 96), so bildet sich an der Trennungs-



Fig. 95.

Fig. 96.

Fig. 97.

Fig. 98.

Fig. 99.

Zersetzung von Karbonaten durch Säuren.

schicht eine steife Rinde, welche bald so dick wird, daß man nach dem Abgießen der überschüssigen Salzsäure das Glas umkehren kann (Fig. 97). Rührt man endlich beide Flüssigkeiten mit einem starken Glasstab rasch durcheinander, so erstarrt das Ganze zu einem dicken Brei, welchen man zuerst auf einem Colatorium (Fig. 98) und dann auf einem Trichter mit reichlichen Mengen Wasser auswäscht und zuletzt in einem Tiegel trocknet und glüht (Fig. 99).

**Ergebnis.** Die bei diesem Versuche ausgeschiedene Masse ist die abgeschiedene Säure, nämlich Kieselsäure (Hydrat). Das kieselsaure Kalium (oder Natrium) wird durch Schwefelsäure und Salzsäure zersetzt. Es bildet sich Kalium- (oder Natrium-)sulfat, bezw. Chlorid, welches in Wasser gelöst bleibt, und Kieselsäure, die sich als fester Körper ausscheidet. Die Kieselsäure ist nach dem Auswaschen, Trocknen und Glühen in Wasser vollkommen unlöslich.



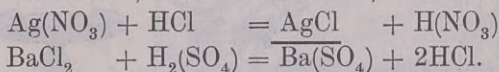
**Versuch.** Man wiederhole den vorigen Versuch mit der Abänderung, daß man die Wasserglaslösung zuvor mit dem zwei- oder dreifachen Volum Wasser verdünnt. Hat man die geeignete Konzentration getroffen, so bleibt die Lösung zuerst dem Anschein nach unverändert. Nach längerer Zeit (mehreren Tagen) aber verwandelt sich das Ganze in eine zitternde, gallertartige Masse, welche allmählich eintrocknet und zuletzt die Kieselsäure in unlöslichem Zustand zurückläßt.

Dieser Versuch zeigt, daß die Kieselsäure, wenn sie sich bei Gegenwart von genügenden Mengen Wasser aus einer Verbindung ausscheidet, eine beträchtliche Löslichkeit besitzt. Es entsteht hierbei das normale Hydrat  $H_4(SiO_4)$ , Orthokieselsäure (S. 110). Das hierauf folgende Erstarren zu einer Gallerte (kolloidale Kieselsäure) und das allmähliche Eintrocknen derselben ist eine fortschreitende Anhydrobildung (S. 110), welche sich zuletzt bei höherer Temperatur bis zum Anhydrid,  $SiO_2$ , fortsetzen läßt. Aus diesem Verhalten erklärt sich die Entstehung vieler Kieselsäuremineralien (Quarz, Bergkrystall, Achat, Opal etc.), welche sich offenbar nur aus wässerigen Lösungen (in Hohlräumen) abgeschieden haben können.

*β) Der Niederschlag ist das neuentstandene Salz.*

**Versuch** [T. § 164 a u. c]. Man versetze eine Lösung von Silbernitrat mit Salzsäure und eine Lösung von Bariumchlorid mit Schwefelsäure. — In beiden Fällen bildet sich ein weißer Niederschlag.

**Ergebnis.** Die bei diesen Versuchen entstehenden Niederschläge können, da die abgeschiedenen Säuren (welche?) löslich sind, nur die neu entstandenen Salze sein, also Silberchlorid, bezw. Bariumsulfat:



Da sowohl Silberchlorid als auch Bariumsulfat vollkommen unlöslich sind, so treten beide Reaktionen selbst in sehr verdünnten Lösungen ein, und deshalb lassen sich in einer Flüssigkeit, z. B. Brunnenwasser, durch Silbernitrat die geringsten Mengen Salzsäure (Chloride) und mit Bariumchlorid die geringsten Mengen Schwefelsäure (Sulfate) nachweisen. Man sagt: „Silbernitrat ist ein Reagens für Salzsäure (Chloride), Bariumchlorid ein Reagens für Schwefelsäure (Sulfate).“ Daß man auch umgekehrt mit Salzsäure die geringsten Spuren Silber und mit Schwefelsäure die geringsten Spuren Barium in einer Lösung nachweisen kann, versteht sich von selbst.

Die Zersetzung des Salzes ist nicht, wie unter a) (S. 139) bei löslichen Salzen, partiell, sondern vollständig.

**Verallgemeinerung.** Welche Salze geben in ähnlicher Weise mit Salzsäure oder Schwefelsäure derartige Niederschläge? Kann auch Salpetersäure in Salzlösungen Niederschläge dieser Art hervorbringen?

c) Wirkung, erkennbar an dem Entweichen gasförmiger Produkte.

**Versuch** [T. § 163]. Man übergieße in einem Kelchglase einige Marmorstücke (Calciumkarbonat) mit verdünnter Salzsäure (Fig. 100). — Der Marmor löst sich in der Säure unter Entwicklung von Kohlensäure, was man durch Eintauchen eines brennenden Spans in das entweichende Gas beweist.

In einen hohen Fußcylinder bringe man einige hundert Kubikzentimeter einer konzentrierten Lösung von Natriumkarbonat und färbe dieselbe durch Lackmus blau. Dann gieße man rasch verdünnte Schwefelsäure hinzu. — Unter heftiger Kohlensäureentwicklung füllt sich der ganze Cylinder mit Schaum (Fig. 101).

Ergebnis. Kohlensäure Salze werden durch stärkere Säuren zersetzt. Die Kohlensäure entweicht als Anhydrid, und die zugesetzte Säure giebt mit der Base des Salzes ein neues Salz:

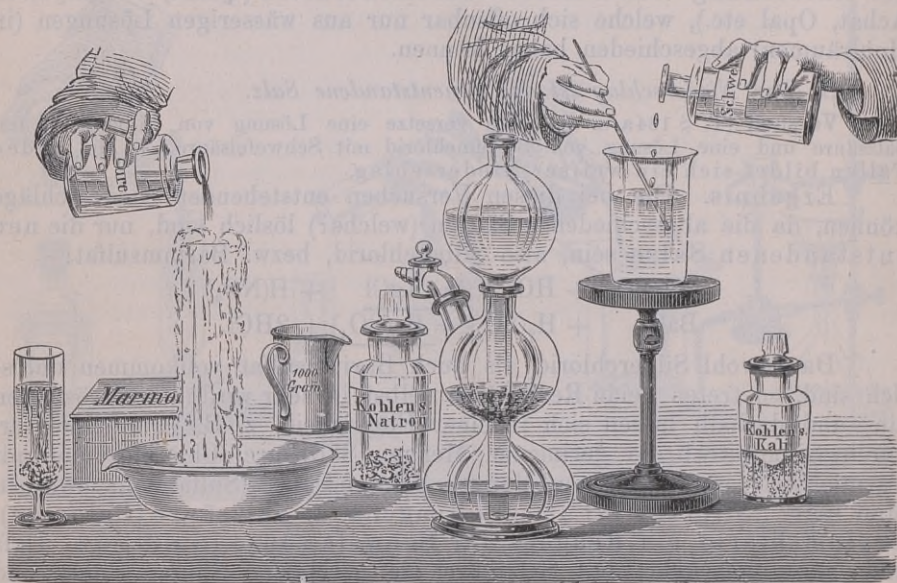
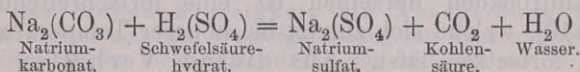
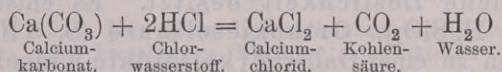


Fig. 100.

Fig. 101.

Fig. 102.

Fig. 103.

Zersetzung von Karbonaten durch Säuren.

Die Zersetzung der Karbonate durch stärkere Säuren bietet ein viel benutztes Mittel zur Darstellung der Kohlensäure dar (Fig. 102). Man verwendet dazu entweder Marmor oder Magnesiumkarbonat (*Magnesit*). Jener kann durch Salzsäure, aber nicht durch Schwefelsäure vollkommen zersetzt werden, weil das neuentstandene Calciumsulfat (Gips) in Wasser schwer löslich ist. Magnesit dagegen kann durch Schwefelsäure ebensogut wie durch Salzsäure vollständig zersetzt werden, weil sowohl Magnesiumsulfat als auch Magnesiumchlorid in Wasser leicht löslich sind.

Werden geringe Mengen des Karbonats, z. B. 1 g Kalium-, Natrium- oder Calciumkarbonat, bei Gegenwart von viel (circa 1 Liter) Wasser mit stärkeren Säuren versetzt, so entwickelt sich die Kohlensäure nicht als Gas, weil sie im Wasser gelöst bleibt (Fig. 103).



## 59. Auch Haloidsalze lassen sich auf dieselbe Weise durch stärkere Säuren (Schwefelsäure) zersetzen.

**Versuch.** Darstellung von Salzsäure. Man übergieße Kochsalz in einem Kelchglase mit konzentrierter Schwefelsäure. Unter lebhaftem Aufschäumen entweicht ein Gas, welches man durch seinen stechenden Geruch, sowie durch seine Eigenschaften, Lackmuspapier zu röten und an der Luft dichte Nebel zu bilden, unschwer als Chlorwasserstoffgas erkennt.

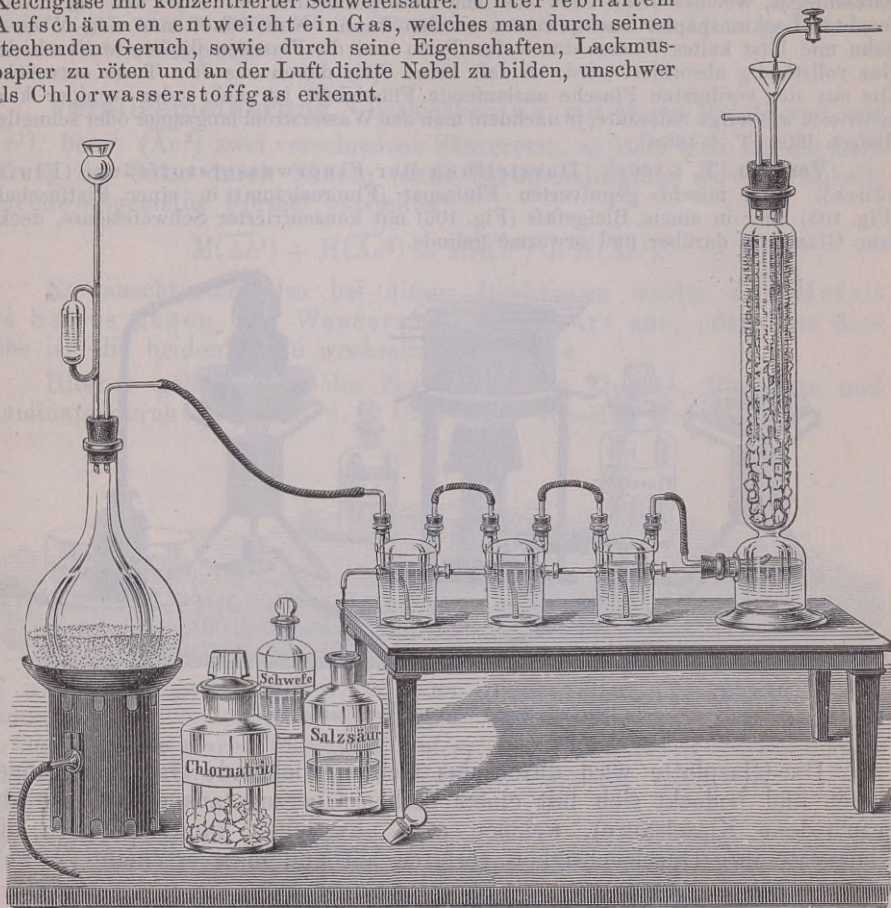
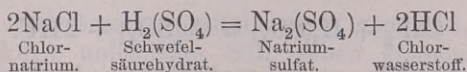


Fig. 104. Salzsäurefabrikation.

**Ergebnis.** Chlornatrium (Kochsalz) wird durch Schwefelsäurehydrat zersetzt: Chlorwasserstoff entweicht, und die Schwefelsäure verbindet sich mit dem Natrium zu Natriumsulfat:



**Salzsäurefabrikation** [T. § 166a]. Diese Reaktion findet zur Darstellung der Salzsäure im großen Anwendung, was sich durch den in Fig. 104 abgebildeten Apparat leicht demonstrieren läßt. In einem großen Glasballon bringt man 100–200 g Kochsalz und stellt den Apparat so zusammen, wie es die Figur zeigt, ohne die auf

dem Tische stehenden Flaschen sogleich mit Wasser zu füllen. Der mit der letzten Flasche verbundene Absorptionsturm ist mit Bimssteinstücken gefüllt. Dann wird durch das Sicherheitsrohr des Kolbens konzentrierte Schwefelsäure eingegossen und dadurch die Salzsäureentwicklung eingeleitet. Die Flaschen füllen sich alsbald mit Salzsäuregas, welches schliesslich aus dem Absorptionsturm entweicht und dort durch feuchtes Lackmuspapier nachgewiesen werden kann. Nun öffnet man den Wasserhahn und läßt kaltes Wasser durch den Turm und die Flaschen fließen, wodurch das Gas vollständig absorbiert wird, so daß keine Spur davon aus dem Turm entweicht. Die aus der vordersten Flasche auslaufende Flüssigkeit ist mehr oder weniger konzentrierte wässrige Salzsäure, je nachdem man den Wasserstrom langsamer oder schneller fließen läßt [T. § 166 a].

**Versuch** [T. § 166 c]. Darstellung der Fluorwasserstoffsäure (Fluorwasserstoffsäure). Man mische gepulverten Flußspat (Fluorcalcium) in einer Platinschale (Fig. 105) oder in einem Bleigefäß (Fig. 106) mit konzentrierter Schwefelsäure, decke eine Glasplatte darüber und erwärme gelinde.

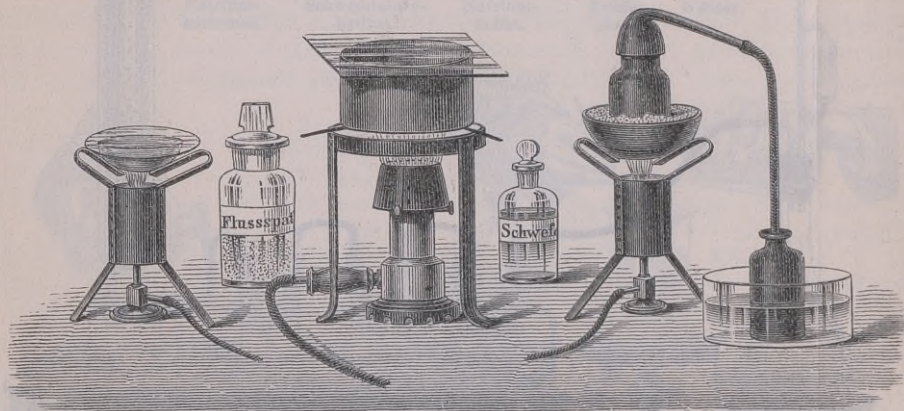


Fig. 105.

Fig. 106.

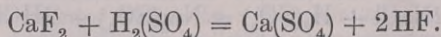
Fig. 107.

Darstellung und Wirkung von Flußsäure.

Die Glasplatte wird durch das sich entwickelnde Gas stark angegriffen und bedeckt sich mit einem dicken Überzug (aus dem Glase abgeschiedene Kieselsäure), welchen man abwaschen kann, wodurch die Glasplatte ihre Durchsichtigkeit verloren hat und matt erscheint (Ätzen des Glases).

Will man die Fluorwasserstoffsäure in Wasser auffangen, so bedient man sich zur Zersetzung eines retortenartig geformten Bleigefäßes und leitet das Gas durch ein Bleirohr in eine mit Wasser gefüllte Guttaperchaflasche (Fig. 107).

**Ergebnis.** Das Fluorcalcium wird durch die Schwefelsäure in ähnlicher Weise zersetzt, wie das Kochsalz: es bildet sich Calciumsulfat:

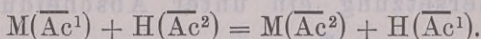


Die wässrige Fluorwasserstoffsäure kann nicht in Glasgefäßen aufbewahrt werden, weil durch sie das Glas ebensogut angegriffen wird, wie durch die gasförmige Säure. — Man benutzt die Flußsäure zum Ätzen von Glas, indem man dieses mit Ätzgrund [T. § 166 c] überzieht, Figuren



einradiert und dann die so präparierte Fläche der Einwirkung gasförmiger oder wässriger Flußsäure aussetzt. Man kann auch ein Gemenge von fein gepulvertem Flußspat mit Schwefelsäure durch feinpulveriges Bariumsulfat verdicken, mittels eines Gummistempels auf Glas drucken und nach einiger Zeit wieder abwaschen, wonach der Stempel in Glas geätzt erscheint (Ätzstempel).

**Verallgemeinerung.** Bezeichnen wir mit  $M$  ein Metall und mit  $(\overline{Ac}^1)$ , bzw.  $(\overline{Ac}^2)$  zwei verschiedene Säurereste, so läßt sich für die Zersetzung der Salze durch Säuren (ohne Berücksichtigung der Wertigkeit) folgende allgemeine Formel aufstellen:



Es tauscht sich also bei diesen Reaktionen wieder das Metall des Salzes gegen den Wasserstoff der Säure aus, oder, was dasselbe ist, die beiden Reste wechseln ihre Plätze.

Hierher gehört auch die Zersetzung der Zinkate, Plumbate und Aluminate durch Säuren (s. o. S. 138), wofür dieselbe Regel gilt.

#### 4. Durch Salze.

**60. Versuch** [T. § 169]. Man versetze in Kelchgläsern die verdünnten Lösungen verschiedener Metallsalze (jedes einzeln) mit überschüssigen Mengen einer entsprechenden Alkalisalzlösung.

Wenn die Säure des Alkalisalzes mit dem Metall des Metallsalzes ein unlösliches Salz bildet, so wird jenes vollständig zersetzt unter Bildung eines Niederschlages, welcher sich abscheidet,<sup>1</sup> während die darüberstehende klare Flüssigkeit (außer dem überschüssig angewendeten Alkalisalz) nur noch das durch Wechselzersetzung entstehende neue Alkalisalz enthält.

Wenn man fällt: durch: so ist der Niederschlag:

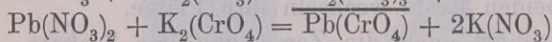
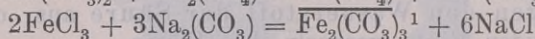
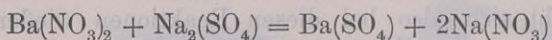
Bariumnitrat	Natriumsulfat	weißes Bariumsulfat.
Ferrichlorid	Natriumkarbonat	hellbraunes Ferrikarbonat.
Bleinitrat	Kaliumchromat	hochgelbes Bleichromat.
Cuprisulfat	Natriumkarbonat	hellblaues Cuprikarbonat.
Silbernitrat	Natriumchlorid	weißes Silberchlorid.
Silbernitrat	Kaliumchromat	rotes Silberchromat.
Quecksilberchlorid	Kaliumjodid	ziegelrotes Quecksilberjodid.

Werden zwei Salzlösungen miteinander gemischt, welche durch Wechselzersetzung kein unlösliches Salz geben können, so kann auch kein Niederschlag entstehen, und die Flüssigkeit bleibt klar. Dafs aber auch in diesem Falle Wechselzersetzung eintritt, ergibt sich aus folgendem

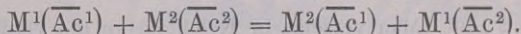
<sup>1</sup>) s. oben S. 135 die Regel für die Bildung der Niederschläge.

**Versuch.** Man schütte in eine konzentrierte Lösung von Kupfersulfat eine gleichfalls konzentrierte Lösung von Natriumchlorid und rühre um. Die Lösung wird grün, weil sich durch Wechselzersetzung aus dem Kupfersulfat eine entsprechende Menge Kupferchlorid bildet.

**Ergebnis.** Salzlösungen können sich wechselseitig durch Austausch ihrer Bestandteile zersetzen, wodurch zwei neue Salze entstehen. Sind diese ebenfalls löslich, so ist die Zersetzung nie vollständig, sondern nur partiell; die Lösung enthält also nachher vier Salze, nämlich die unzersetzt gebliebenen Anteile der beiden alten und die durch Zersetzung entstandenen beiden neuen Salze. Ist aber eines von diesen vier möglichen Salzen unlöslich, so tritt stets vollständige Zersetzung ein unter Abscheidung des unlöslichen Salzes:



**Verallgemeinerung.** Bezeichnen wir mit  $\text{M}^1$  und  $\text{M}^2$  zwei verschiedene Metalle und mit  $(\overline{\text{Ac}}^1)$  und  $(\overline{\text{Ac}}^2)$  zwei verschiedene Säurereste, so gilt für die Wechselzersetzung der Salze (ohne Berücksichtigung der Wertigkeit) die allgemeine Formel:



Es tauscht sich also auch bei diesen Reaktionen Metall gegen Metall, oder Säurerest gegen Säurerest aus.

## 5. Durch Metalle.

**61. Versuch** [T. § 174]. Man stelle nebeneinander auf: zwei Kelchgläser mit Kupfersulfat (Fig. 108), zwei Kelchgläser mit Quecksilberchlorid (Fig. 109) und zwei Kelchgläser mit Silbernitrat (Fig. 110). Dann bringe man in die erste Kupferlösung (1) ein Zinkblech, in die zweite (2) blanken, zerschnittenen Eisendraht; in die erste Quecksilberlösung (3) Zinkblech, in die zweite (4) Kupferblech; in die erste Silberlösung (5) Kupferblech, in die zweite (6) Quecksilber. — In allen Fällen werden die in den Salzlösungen enthaltenen Metalle abgeschieden, wofür sich ein entsprechender Teil der eingetauchten Metalle löst. Letzteres wird nach längerem Stehen durch den Farbenwechsel der betreffenden Lösungen, sowie durch Zusatz von Kalilauge zu letzteren erkannt.

Hierbei entstehen: in dem Eisenglase (2) eine blafsgrüne Lösung und nach Zusatz von KOH ein weißer, rasch braun werdender Niederschlag (Ferrosalz), in den Zinkgläsern (1) und (3) farblose Lösungen,

<sup>1)</sup> Das hellbraune neutrale Ferrikarbonat hat nur eine vorübergehende Existenz: es zersetzt sich je nach der Konzentration der Lösungen mehr oder weniger rasch unter Entwicklung von Kohlensäure und Bildung basischer Salze, die zuletzt (nach langer Zeit) in Ferrihydrat übergehen.



bezw. weiße, im Überschuss des Fällungsmittels lösliche Niederschläge (Zinksalze), in den Kupfergläsern (4) und (5) blaue Flüssigkeiten, bezw. blaue Niederschläge (Cuprisalze) und im Quecksilberglas (6) eine farblose Lösung, bezw. ein schwarzer Niederschlag (Mercurosatz). Die Reaktionen sind demnach:

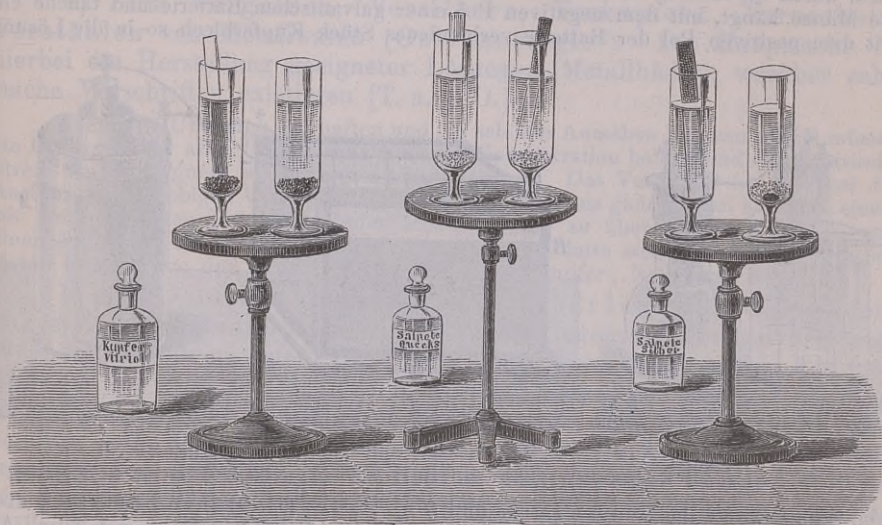
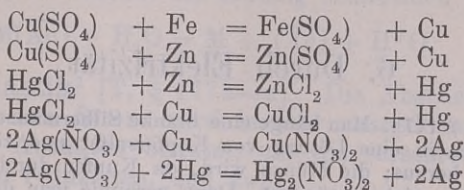


Fig. 108.

Fig. 109.

Fig. 110.

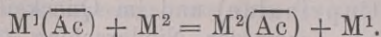
Zersetzung von Salzlösungen durch Metalle.

Die umgekehrten Reaktionen sind, wie aus diesen Versuchen zugleich mit hervorgeht, nicht möglich. Die Metalle ordnen sich in eine Reihe: Gold, Platin, Silber, Quecksilber, Blei, Zinn, Kupfer, Eisen, Zink, in welcher im allgemeinen die vorhergehenden Metalle durch die nachfolgenden ausgefällt werden können, nicht aber umgekehrt.

Nicht selten werden bei diesen Zersetzungen (Reduktionen) die abgeschiedenen Metalle in schön krystallisiertem Zustande erhalten, z. B., wenn man in eine Lösung von essigsauerm Blei, von Zinnchlorür oder von Kadmiumsulfat mittels eines Fadens ein blankes Stück Zink hineinhängt [Metallbäume. T. § 174b, c, d].

**Verallgemeinerung.** Bezeichnen wir mit  $M^1$  und  $M^2$  zwei verschiedene Metalle, so läßt sich die Auställung der Metalle aus den

Lösungen ihrer Salze durch andere Metalle (ohne Berücksichtigung der Wertigkeit) durch die allgemeine Formel ausdrücken:



Auch hier tauscht sich wiederum Metall gegen Metall aus.

## 6. Durch Elektrizität.

**62.** Versuch [T. § 177]. Man hänge eine blanke Silbermünze mittels eines dünnen Kupferdrahtes in eine Lösung von Kupfersulfat und ziehe sie nach einiger Zeit wieder heraus; die Münze wird, da Kupfer durch Silber nicht gefällt wird, durch die Lösung nicht verändert. Dann verbinde man den Draht, an welchem die Münze hängt, mit dem negativen Pol einer galvanischen Batterie und tauche ein mit dem positiven Pol der Batterie verbundenes Stück Kupferblech so in die Lösung

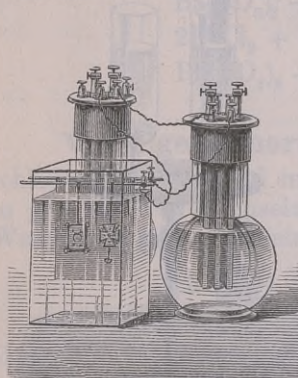


Fig. 111. Verkupfern.

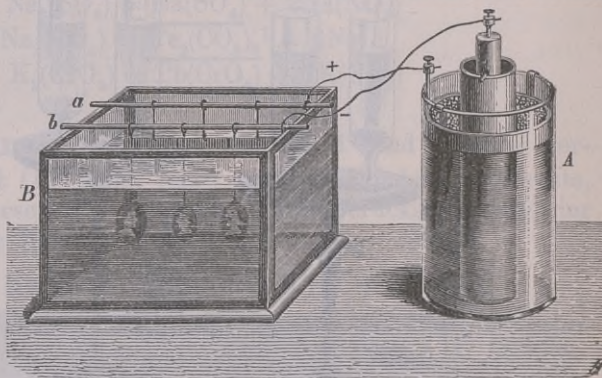
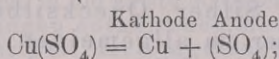


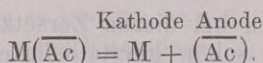
Fig. 112. Galvanoplastik.

ein, daß es die Silbermünze nicht berührt (Fig. 111). — Die Münze überzieht sich rasch mit einem Überzug von Kupfer, welcher fest anhaftet und sich durch Abwaschen und mäßiges Reiben nicht wieder entfernen läßt.

Ergebnis. Salzlösungen (schwerer Metalle) werden durch den elektrischen Strom derart zersetzt, daß sich das Metall an der negativen Elektrode (Kathode) abscheidet, während der Säurerest an der positiven (Anode) frei wird, z. B.:



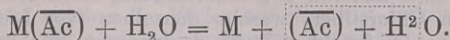
oder allgemein:



Besteht die positive Elektrode aus einem unedlen Metall, so verbindet sich der Säurerest ( $\overline{Ac}$ ) mit diesem, und wenn das dadurch entstehende Salz in Wasser löslich ist, so wird die positive Elektrode allmählich gelöst. Ist überdies das Metall der positiven Elektrode mit dem in der Lösung enthaltenen gleichartig, so bewahrt die Lösung dauernd ihre Konzentration.



Besteht die Anode aber aus einem edlen Metall (Gold oder Platin), welches sich mit dem abgeschiedenen Säurerest nicht verbindet, so wird Wasser zersetzt. Der Wasserstoff verbindet sich mit dem Säurerest und macht diesen zum Hydrat, und der Sauerstoff entwickelt sich frei am Metall der Anode. So enthält die Lösung schliesslich nur freie Säure:



**Galvanoplastik**<sup>1</sup> [T. § 177a—e]. Die Abscheidung der Metalle durch den elektrischen Strom wird in sehr ausgedehntem Mafse in den galvanoplastischen Anstalten benutzt, um die verschiedenen Metalle aus ihren Lösungen zu reduzieren, und zwar:

a) Zum Vergolden, Versilbern, Verkupfern, Vernickeln, Verstählen von Metallwaren (Galvanostegie<sup>2</sup>). Die Hauptsache ist hierbei die Herstellung geeigneter Lösungen (Metallbäder), worüber zahlreiche Vorschriften existieren [T. a. a. O.].

Wenn die Überzüge fest haften und ein schönes Aussehen besitzen sollen, müssen die Lösungen vor allen Dingen eine passende Konzentration haben, und der elektrische Strom muß geeignete Stärke und Dichte besitzen. Das Verfahren ist dem bei der Ausführung des obigen Versuches eingehaltenen durchaus gleich: man hängt an einem mit dem negativen Pol verbundenen Metallstab die zu überziehenden Metalle, und ihnen gegenüber als positive Elektrode (Anode) eine Platte auf, welche aus demselben Metall besteht, wie das in der Lösung enthaltene (Kupfer-, Nickelanoden etc.).

b) Zur Darstellung galvanischer Abdrücke oder Klischees<sup>3</sup> (eigentliche Galvanoplastik). Um einen Gegenstand auf galvanischem Wege nachzubilden, stellt man von demselben zuerst einen Abdruck (Matrize) aus Gips, Guttapercha oder einer geeigneten Wachs- und Harzmischung her, reibt denselben mit höchst fein gepulvertem Graphit ein, wodurch seine Oberfläche leitend wird, und hängt ihn dann, mit dem negativen Pol verbunden, in ein Bad, in dem dasjenige Metall gelöst ist, aus dem das Klischee hergestellt werden soll. Dies ist in den allermeisten Fällen Kupfer (Fig. 112).

Da die Klischees eine gewisse Stärke besitzen müssen, so müssen die Matrizen in der Regel mehrere Tage lang in dem Bade hängen bleiben. Sie lassen sich dann als eine zusammenhängende feste Kupferplatte von der Matrize lösen und geben alle Zartheiten des Originals getreulich wieder.

Der hohe technische Wert dieses Zweiges der Galvanoplastik liegt darin begründet, daß man mit seiner Hilfe von jedem plastischen Kunstwerk ohne Beschädigung desselben beliebig viele Nachbildungen in Metall herstellen kann, welche dem Original in der Form durchaus gleichen.

c) In der Metallurgie<sup>4</sup> zur Gewinnung mancher Metalle aus den Erzen, indem man diese nach geeigneter Vorbereitung in Lösung bringt und daraus die Metalle durch kräftige elektrische Ströme als Pulver oder in Plattenform abscheidet (Metallurgie des Kupfers).

<sup>1</sup>) griech. πλαστική (*plastikē*), bildnerische Kunst. — <sup>2</sup>) griech. στέγειν (*stégein*), bedecken, überziehen. — <sup>3</sup>) franz. *cliché*, Abdruck, Abklatsch. — <sup>4</sup>) griech. μέταλλον (*métallon*), Metall, Erz, und ἔργον (*érgon*), Werk, also: Metallbereitung.



## 7. Durch das Licht.

**63. Versuch.** Man erzeuge durch Vermischen einer verdünnten Lösung von Silbernitrat mit einer anderen von Chlornatrium einen feinpulverigen, weißen Niederschlag von Chlorsilber, wasche denselben (vor Licht geschützt) sorgfältig aus, breite ihn dann im feuchten Zustande in einem flachen Porzellannapf aus und stelle ihn ins Sonnenlicht. Der Niederschlag ändert an seiner dem Lichte ausgesetzten Oberfläche die Farbe rasch in hellviolett, dunkelviolett und zuletzt schwarz. Übergießt man ihn mit reinem Wasser, so lassen sich darin Spuren von Salzsäure nachweisen.

**Ergebnis.** Die Wirkung des Lichts auf Chlorsilber besteht darin, daß ein Teil des Chlors abgeschieden, also ein Teil des Silbers reduziert wird. Die Reaktion erstreckt sich aber immer nur auf einen sehr kleinen Teil der Verbindung. Der größte Teil bleibt unverändert. Bromsilber und Jodsilber verhalten sich ähnlich.

**Photographie.**<sup>1</sup> Diese Reaktion ist die Grundlage der Photographie.

**Kollodiumverfahren.** Glasplatten werden mit einer dünnen KBr- oder KJ-haltigen Schicht von Kollodium (eine sirupdicke Lösung von Schießbaumwolle in Alkohol-Äther) übergossen, welche durch Verdunstung des Lösungsmittels rasch fest wird (Kollodionieren). In der hierdurch entstandenen durchsichtigen Haut wird lichtempfindliches Brom- oder Jodsilber abgeschieden, indem die Glasplatte in ein Silberbad, das ist eine wässrige Lösung an Silbernitrat, eintaucht, wonach sie undurchsichtig weißlich, wie Milchglas, erscheint; alles im Dunkeln! (Sensibilisieren<sup>2</sup>). Dann wird die Platte in einer Camera obscura dem Lichte ausgesetzt (Exponieren<sup>3</sup>), wodurch die Reduktion des Silberhaloidsalzes eingeleitet wird, ohne daß dadurch ein sichtbares, sondern nur ein „latentes“<sup>4</sup> Bild entsteht; hierauf mit einer reduzierenden Flüssigkeit, z. B. einer Lösung von Ferrosulfat, Ferrooxalat oder organischen Substanzen, wie Pyrogallussäure, Hydrochinon etc., übergossen, wodurch die Reduktion ganz oder teilweise, je nach der Intensität der Lichtwirkung, vollendet wird (Entwickeln oder Hervorrufen). Nun werden die Platten von dem Rest noch unzersetzten Bromsilbers durch Waschen mit Natriumhyposulfatlösung befreit (Fixieren<sup>5</sup>), getrocknet und dann mit der Bildfläche auf Papier gelegt, das mit farblosem Chlorsilber imprägniert ist. Man exponiert im hellen Tageslicht, wodurch diejenigen Stellen, auf welchen auf der Glasplatte (negatives Bild) metallisches Silber ausgeschieden ist (die Lichter des Originals), weniger, die von metallischem Silber freien Stellen (die Schatten des Originals) mehr geschwärzt erscheinen, und so erhält man ein positives Bild (Kopieren).

Überzieht man die negative Platte nach dem Trocknen auf der Bildseite mit einem schwarzen Lack, so erscheint das Bild auf der Glasseite sofort positiv, weil die Lichter des Originals durch das an der Glasplatte anhaftende weiße Silber hell und die Schatten auf dem schwarzen Untergrund dunkel erscheinen.

**Gelatineverfahren.** In neuerer Zeit werden sogenannte Bromsilbergelatine-Trockenplatten in den Handel gebracht, welche gleich zum Exponieren fertig sind, deren Anwendung also die beiden ersten Operationen entbehrlich macht. Sie werden fabrikmäßig hergestellt, indem man eine warme Lösung von Gelatine im Dunkeln mit KBr und etwas KJ mischt und allmählich mit einer Lösung von  $\text{AgNO}_3$  versetzt. Hierbei scheidet sich das AgBr (bezw. AgJ) in so feinem Zustande aus,

<sup>1</sup> griech. *φῶς* (*phōs*), Licht und *γράφειν* (*gráphein*), schreiben, zeichnen. —

<sup>2</sup> lat. *sensibilis*, empfindlich, also: empfindlich machen. — <sup>3</sup> lat. *exponere*, aussetzen. — <sup>4</sup> lat. *latere*, verborgen sein, also: verborgenes Bild. — <sup>5</sup> lat.

*fixare*, fest, also: befestigen.



dafs das Ganze eine Milch (Emulsion) bildet. Nach dem Erkalten wäscht man die entstandene Gallerte durch Einlegen in Wasser aus, um das gebildete  $\text{KNO}_3$  zu entfernen, macht sie durch Erwärmen wieder flüssig, übergießt damit die Platten und läßt diese trocknen, alles im Dunkeln. Diese Platten sind außerordentlich empfindlich und werden besonders zur Herstellung der sogenannten Augenblicksbilder benutzt, für die eine Expositionsdauer von einem Bruchteil einer Sekunde genügt.

Die Photographie, ursprünglich Daguerreotypie genannt, ist eine Erfindung von DAGUERRE (1839), welcher die Bilder auf einer mit Jodsilber überzogenen, polierten Silberplatte erzeugte, mit Quecksilberdämpfen entwickelte und mit Natriumhyposulfit fixierte. TALBOT (1840) nahm statt der Silberplatte mit Chlorsilber getränktes Papier (Talbotype) und ARCHER (1851) nach GRAY's Vorschlag eine mit jodsilbergetränktem Kolloidum überzogene Glastafel. Durch Verbindung der beiden letzten Methoden hat sich die heutige Photographie entwickelt.

## VI. Die wichtigsten Mineralien nach ihrer chemischen Zusammensetzung geordnet.

Bearbeitet unter Mitwirkung von F. Nies.†

**64.** Mineralien sind homogene anorganische Naturkörper, welche ohne Mitwirkung organischer Prozesse und ohne Zuthun des Menschen entstanden sind. Herkömmlicherweise rechnet man zu ihnen aber auch einige durch Zersetzung und Umbildung urweltlicher organischer Körper entstandene kohlenstoffhaltige Massen, welche in der Erdrinde begraben sind, wie z. B. Steinkohle, Braunkohle, Bernstein etc.

Die meisten Mineralien sind krystallinisch und zwar:

1. phanokrystallinisch, d. h. aus deutlich erkennbaren Krystall-Individuen bestehend;
  - a) makrokrystallinisch, Krystalle mit bloßem Auge wahrzunehmen;
  - b) mikrokrystallinisch, Krystalle nur unter dem Mikroskop wahrnehmbar;
2. kryptokrystallinisch (derb), erst unter dem Mikroskop als krystallinisch erkennbar und selbst dann nur undeutlich.

Die Mineralien besitzen ferner eine bestimmte Härte (unten im Text mit H. bezeichnet; Härteskala S. 1), und ein bestimmtes spezifisches Gewicht (spez. Gew.), welche beide für die einzelnen Mineralspezies charakteristisch sind und zur Identifizierung derselben dienen können.

Viele Mineralien sind gesteinsbildend, d. h. sie bilden entweder für sich, durch Anhäufung zu größeren Massen, die sogenannten „einfachen Gesteine“ [e. G.] oder im Gemenge mit andern die „gemengten Gesteine“ [g. G.].

## Krystallsysteme.

Alle Krystallformen lassen sich auf sechs „Krystallsysteme“ zurückführen, die nach der relativen Länge und Lage ihrer Achsen unterschieden werden.

**1. Reguläres oder tesserales System.** Drei Achsen, alle gleich lang und senkrecht aufeinander. Hauptformen: Oktaeder, Hexaeder (oder Würfel), Rhombendodekaeder und Pyramidenwürfel (Tetrakis-

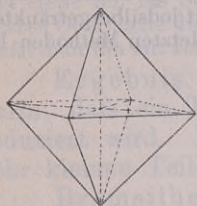


Fig. 113. Oktaeder.

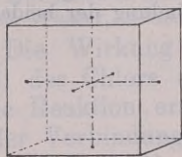


Fig. 114. Hexaeder.

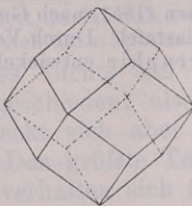


Fig. 115. Rhombendodekaeder.

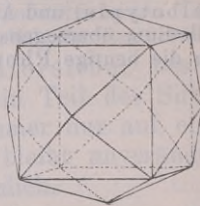


Fig. 116. Pyramidenwürfel

hexaeder). Durch Hemiedrie (Halbflächigkeit) entsteht aus dem Oktaeder: das Tetraeder und aus dem Pyramidenwürfel: das Pentagondodekaeder.

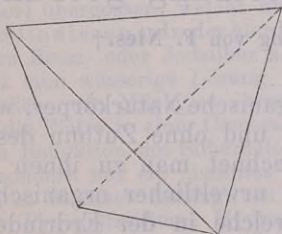


Fig. 117. Tetraeder.

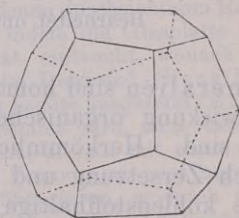


Fig. 118. Pentagondodekaeder.

Bei der Hemiedrie sind immer nur die abwechselnden, also nur die Hälfte aller vorhandenen Flächen des vollflächigen oder holodrischen Krystalles ausge-

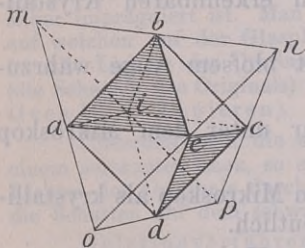


Fig. 119.

Tetraeder mit Oktaeder.

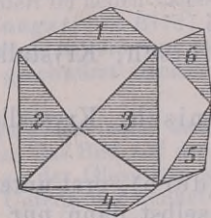


Fig. 120.

Pyramidenwürfel (holodrisch).

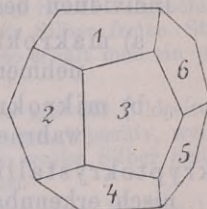


Fig. 121.

gebildet, während die zwischenliegenden verschwunden sind. So sind z. B. beim Tetraeder (Fig. 119) aus den beiden vordern Oktaederflächen *abe* und *ecd* die vordern Tetraederflächen *mno* und *nop* entstanden; die angrenzenden Oktaederflächen *bec* und *aed* dagegen verschwunden. Ebenso sind durch Wachsen der hintern Oktaederflächen *bic* und *aic*, unter Verschwinden der beiden andern, die hintern Tetraederflächen *mnp* und *mop* entstanden.

Die Ableitung des hemiedrischen Pentagondodekaeders vom holodrischen Pyramidenwürfel wird durch Fig. 120 und 121 klar; Fig. 120 zeigt die vordern 12 Flächen



des 24flächigen Pyramidenwürfels. Denkt man sich die abwechselnd gelegenen, sechs schraffierten Flächen durch fortschreitendes Wachstum so ausgebildet, daß die zwischen gelegenen verschwinden, so bleiben jene allein übrig und bilden, indem sie sich in Fünfecken schneiden, die vordern 6 Flächen des 12flächigen Pentagondodekaeders (Fig. 121). Die Ziffern 1—6 bezeichnen die entsprechenden Flächen des holoedrischen und hemiedrischen Krystals.

**2. Tetragonales System.** Drei Achsen, davon zwei gleich lang und senkrecht aufeinander (Horizontalachsen), die dritte (Vertikalachse) senkrecht auf beiden und länger oder kürzer. Basis ein Quadrat. Hauptformen: Tetragonale Pyramide und tetragonales Prisma (quadratische Säule); Kombinationen: Prisma mit Endfläche (Pinakoid) und Prisma mit Pyramide..

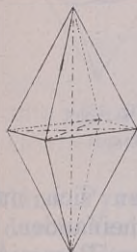


Fig. 122.

Tetragonale Pyramide.

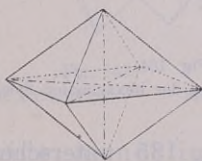


Fig. 123.

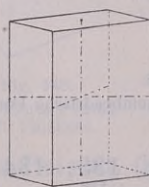


Fig. 124.

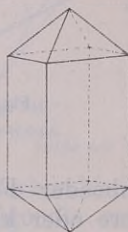
Tetragonales Prisma  
mit Pinakoid.


Fig. 125.

Tetragonales Prisma mit Pyramide.



Fig. 126.

**3. Hexagonales System.** Vier Achsen, davon drei gleich lang, sich unter Winkeln von  $60^\circ$  schneidend (Horizontalachsen), die vierte senkrecht auf diesen und länger oder kürzer (Vertikalachse). Basis ein regelmäßiges



Fig. 127.

Hexagonale Pyramide.



Fig. 128.

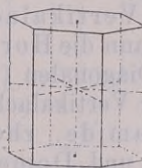


Fig. 129.

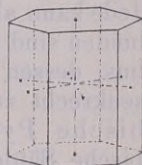
Hexagonales Prisma  
mit Pinakoid.


Fig. 130.



Fig. 131.

Hexagonales Prisma  
mit Pyramide.

Sechseck. Hauptformen: Hexagonale Pyramide und hexagonales Prisma (sechsstellige Säule). Kombinationen: Prisma mit Pinakoid und Prisma mit Pyramide.

Die **rhomboedrischen** Formen des hexagonalen Systems entstehen durch Hemiedrie, wie Fig. 132 erkennen läßt, welche zeigt, wie aus der hexagonalen Doppelpyramide durch Verschwinden der abwechselnden Flächen eine von sechs Rhomben begrenzte Figur, ein sogenanntes Rhomboeder entsteht.

Die innere Figur zeigt die sechs vordern Flächen der holoedrischen hexagonalen Pyramide, von denen drei dunkel schraffiert sind. Vergrößern sich nur diese durch fortschreitendes Wachstum, bis die zwischenliegenden verschwunden sind, so bleiben jene allein übrig und bilden, indem sie sich als Rhomben abgrenzen, die drei vordern Flächen eines sechsflächigen hemiedrischen Rhomboeders. Ebenso wachsen die abwechselnden hinten drei Flächen der Pyramide zu den entsprechenden hinten rhombischen Flächen des Rhomboeders aus.

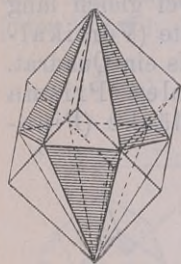


Fig. 132.

Hexagonale Pyramide  
mit Rhomboeder.

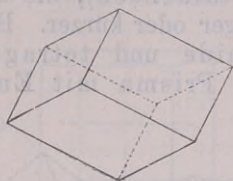


Fig. 133.



Fig. 134.

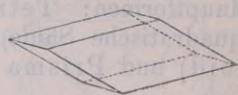


Fig. 135.

Rhomboedrische Formen des hexagonalen Systems.

Die Rhomboeder Figg. 133, 134 u. 135 unterscheiden sich nur durch die größere oder kleinere Länge der Vertikalachse voneinander.

Sind bei einer dihexagonalen (zwölfseitigen) Pyramide die Flächen hemiedrisch ausgebildet, so entsteht ein hexagonales Skalenoeder, welches dreierlei Kanten besitzt: sechs kürzere schärfere, sechs längere stumpfere Polkanten und sechs im Zickzack auf- und absteigende Mittelkanten (Fig. 136).

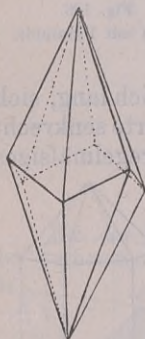


Fig. 136.

Skalenoeder.

und Querdoma). Kombinationen: Prisma mit Pyramide oder Pinakoid und Doma.

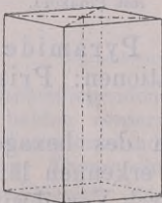


Fig. 138.

Rhombisches Prisma  
mit Pinakoid.

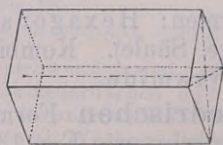


Fig. 139.

Rhombisches Querdoma,  
beide mit Pinakoid.

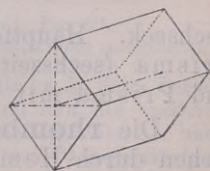
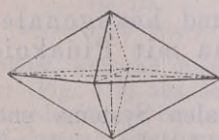


Fig. 140.

Fig. 137.

Rhombische Pyramide.





**5. Monoklines System.** Drei Achsen, alle verschieden lang, zwei davon sich schiefwinklig schneidend, die dritte senkrecht auf beiden stehend. Eine der beiden schiefwinkligen Achsen wird als Vertikalachse angesehen, dann ist die Basis (der schiefe Querschnitt) ein Rhombus, dessen eine Diagonale (Orthodiagonale) senkrecht, die andere (Klinodiagonale) schiefwinklig zur Vertikalachse steht. Hauptformen: mono-



Fig. 141.

Monokline Pyramide.



Fig. 142.

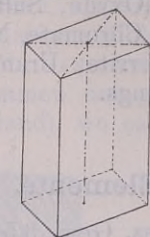


Fig. 143.

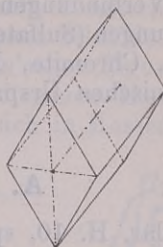
 Monoklines Prisma  
mit Pinakoid.


Fig. 144.

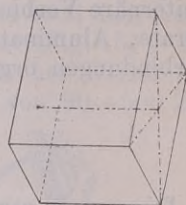
 Klinodoma,  
beide mit Pinakoid.


Fig. 145.

Orthodoma,

kline Pyramide, monoklines Prisma (klinorhombische Säule), Doma (durch Verlängerung der Ortho- oder Klinodiagonale entstanden: Orthodoma oder Klinodoma) und Pinakoid; Kombinationen: Prisma mit Pyramide, Doma oder Pinakoid.

**6. Triklines System.** Drei Achsen, alle verschieden lang und schiefwinklig aufeinander stehend. Eine derselben wird als Vertikalachse

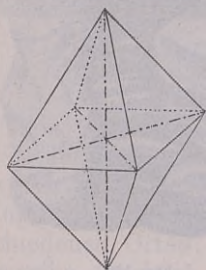


Fig. 146.

Triklone Pyramide.

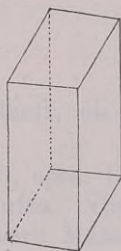


Fig. 147.

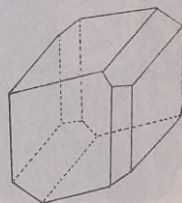
 Triklines Prisma.  
mit Pinakoid.


Fig. 148.

 Kombination von Pyramide,  
Prisma und Doma.

gewählt, dann ist die Basis (der schiefe Querschnitt) ein Rhomboid mit Makro- und Brachydiagonale. Hauptformen: Pyramiden, Prismen, Domen.

## Zahl und Klassifikation der Mineralien.

Die Zahl der bis jetzt bekannten Mineralspezies beträgt etwas über 700. Von diesen ist in der folgenden Zusammenstellung nur etwa der vierte Teil beschrieben. Bei der Auswahl war maßgebend: die Wichtigkeit für Kunst (Edelsteine) und Industrie (Architektur, Straßenbau, Ackerbau, Metallurgie und andere chemische Gewerbe), sowie für die Entstehung, den Aufbau und die Veränderung der Erdrinde (einfache und gemengte

Gesteine als Bestandteile der Gebirge und des Schwemmlandes). Alle Mineralien, die nach keiner dieser Richtungen hin von Bedeutung sind, sind übergangen.

Die Klassifikation der Mineralien geschieht auf Grund ihrer chemischen Zusammensetzung, und zwar ganz nach der in diesen „Grundzügen“ eingehaltenen Ordnung vom Einfachen zum Zusammengesetzten: Elemente, binäre Verbindungen (Oxyde, Sulfide, Haloide), ternäre und quaternäre Verbindungen (Sulfate, Chromate, Nitrate, Phosphate, Arsenate, Borate, Aluminate, Chromite, Ferrite, Uranate, Titanate, Silikate) und Verbindungen organischen Ursprungs.

### A. Elemente.

1. Diamant, regulär, H. 10, spez. Gew. 3,5. Reiner C. Der *kostbarste Edelstein*, ausgezeichnet durch hohen Glanz, sowie großes Lichtbrechungs- und Farbenzerstreuungsvermögen, meist farblos, wasserhell, seltener gefärbt (gelb, grün, rot, blau, auch schwarz). Vork. meist im aufgeschwemmten Lande: Ostindien, Brasilien, Mexiko, Californien, Südafrika, Australien (Fig. 149).

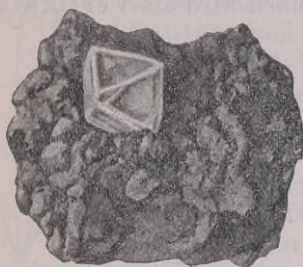


Fig. 149.

Cap-Diamant im Blue Ground.

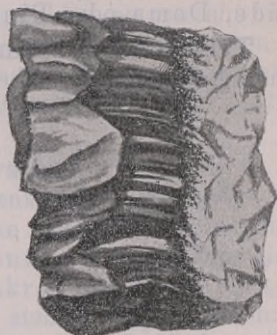


Fig. 150.

Graphit von Ceylon, blättrig, schuppig, dann stängelig, weiter rechts Quarz imprägnierend.

2. Graphit, monoklin, H. 0,5 (abfärbend), spez. Gew. 2. Kohlenstoff mit etwas Fe und oft durch  $\text{SiO}_2$ , CaO und andere Stoffe verunreinigt. Metallisch glänzend, eisenschwarz (Fig. 150). Das Material für die Bleistiftfabrikation, zu Schmelztiegeln, als Zusatz zu Schmiermitteln (wegen seiner geringen Härte) und zum Schwärzen eiserner Geräte.
3. Schwefel, rhombisch, H. 1,5—2,5, spez. Gew. 2.  *$\alpha$ -Schwefel*. Vork. in der Nähe von Vulkanen und als Absatz aus Schwefelquellen: Sicilien (Girgenti und Caltanissetta), Calabrien, Polen (Swoszowice), Aachen, Marienbad.
4. Arsen, rhomboedrisch, H. 3—3,5, spez. Gew. 5,8. As mit etwas Sb.



5. Antimon, rhomboedrisch, H. 3—3,5, spez. Gew. 2. Sb meist mit kleinen Beimengungen von Ag, Fe und As.
6. Wismut, rhomboedrisch, H. 2,5, spez. Gew. 9,6—9,8. Bi mit etwas As. Rötlich silberweiß, oft bunt angelaufen. Vork. im sächsischen Erzgebirge, Cornwall und Devonshire, Falun.
7. Eisen, regulär, H. 4,5, spez. Gew. 7,0—7,8. Tellurisches Fe, entweder ganz rein oder mit etwas C als Graphit, kosmisches Fe (Meteoreisen), nickelhaltig. Letzteres zeigt auf blanker Schlißfläche nach dem Ätzen mit Säuren die sog. „WIDMANSTÄTTEN'schen Figuren“ (Fig. 151). Berühmt ist das Vorkommen des gediegenen Eisens bei Ovivak auf der Insel Disko (Grönland), wo es sich in Massen von 90—500 Ztr.

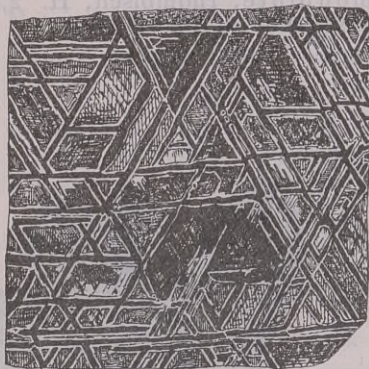


Fig. 151.

WIDMANSTÄTTEN'sche Figuren.



Fig. 152.

Silber, drahtförmig auf Quarz (Kongsberg).

findet; es ist noch zweifelhaft, ob es kosmischen oder tellurischen Ursprungs ist.

8. Kupfer, regulär, H. 2,5—3, spez. Gew. 8,5—8,9. Fast reines Cu. Kupferrot, oft bunt angelaufen. Vork. in geringen Mengen an verschiedenen Orten, in größern Massen am Lake Superior in Nordamerika (zugleich mit Silber), wo es bergmännisch abgebaut wird.
9. Blei, regulär, H. 1,5, spez. Gew. 11,4. Reines Pb. Selten und in sehr geringen Mengen.
10. Quecksilber, flüssig, spez. Gew. 13,6. Vork. mit Zinnober: Idria in Krain, Almaden in Spanien.
11. Silber, regulär, H. 2,5, spez. Gew. 10—11. Ag mit etwas Au. Silberweiß, oft gelb bis schwarz angelaufen; haar-, draht- oder baumförmig (Fig. 152), auch in Blech- und Plattenform, seltener als Silbersand in losen Körnern. Vork. im sächsisch-böhmischen Erzgebirge, Norwegen, im Westen von Nordamerika, Mexiko, Chile, Peru.
12. Gold, regulär, H. 2,5—3, spez. Gew. 19,3—19,4. Au mit mehr oder weniger Ag. Vork. in allen Erdteilen, besonders in Nordamerika, Australien, Südafrika, Siebenbürgen, Ungarn und am Ural.

13. Platin, regulär, H. 4,5—5, spez. Gew. 17—18. Pt, aber niemals rein, sondern in Verbindung mit Fe, Pd, Ir, Rh, Os und Cu. Vork. in Brasilien und am Ural.

## B. Oxyde und Hydroxyde.

### 1. Von Metalloiden.

14. Arsenblüte oder Arsenit, regulär, H. 1,5, spez. Gew. 3,7. Arsentrioxyd (arsenige Säure),  $\text{As}_2\text{O}_3$ .  
 15. Senarmontit, regulär, H. 2—2,5, spez. Gew. 5,2—5,3. Antimontrioxyd (antimonige Säure),  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ .  
 16. Weißspießglaserz oder Antimonblüte, rhombisch, H. 2,5—3, spez. Gew. 5,6. Antimontrioxyd,  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ .



Fig. 153. Bergkrystall.

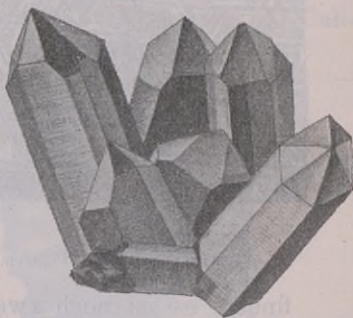


Fig. 154. Quarzdruse.

17. Antimonocker, rhombisch, spez. Gew. 3,7—3,8. Antimontrioxyd mit Antimonpentoxyd (Antimonsäure).  
 18. Stiblith, H. 5,5, spez. Gew. 5,3. Antimonsaures Antimonoxyd,  $\text{Sb}_2\text{O}_3, \text{Sb}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$ .  
 19. Sassolin, tetragonal, H. 1, spez. Gew. 1,4—1,5. Borsäurehydrat,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ .  
 20. Quarz, hexagonal, H. 7, spez. Gew. 1,5—1,8. Wasserfreie Kieselsäure,  $\text{SiO}_2$ . — Eine große, aus zahlreichen Varietäten und Untervarietäten bestehende Spezies, unter denen sich viele *Halbedelsteine* befinden.

### a) Phanerokrystallinische Varietäten.

- a) Bergkrystall, farblos, wasserhell; hexagonale Säulen mit sechsflächiger, seltener dreiflächiger Zuspitzung. Vorkommen in Hohlräumen krystallinischer Schiefergesteine (s. u. S. 183), z. B. in den Centralalpen, den sogenannten „Krystallkellern“, welche oft ganz



und gar mit Krystallen, die mitunter eine sehr beträchtliche Gröfse zeigen, ausgekleidet sind (Fig. 153). Im zertrümmerten Zustande, durch Rollen gerundet und mit undurchsichtiger Oberfläche findet er sich als Rheinkiesel im Oberlauf des Rheins. — *Halbedelstein*. Verwendung, je nach seiner Gröfse zu Schmuckgegenständen, Ringsteinen, Knöpfen, Imitationen von Diamanten; ferner wegen seines Lichtbrechungsvermögens zu Brillen, Linsen in optischen Instrumenten, und wegen seiner Härte (geringer Abnutzbarkeit) zu Normalgewichten.

b) Rauchquarz oder Rauchtopyas, halbdurchsichtig, im Innern rauchgrau, gelblichbraun bis nelkenbraun. Vorkommen wie a) *Halbedelstein*.

c) Morion, durch die ganze Masse schwarz und undurchsichtig.

d) Citrin, durchsichtig, hellgelb bis citronengelb. *Halbedelstein*.

e) Amethyst, durchsichtig, blauviolett. *Halbedelstein*.

f) Gemeiner Quarz, undurchsichtig, weifs oder verschieden gefärbt; entweder in Krystalldrusen<sup>1</sup> (Fig. 154) oder (als einfaches Gestein [e. G.]: Quarzfels) in körnigen, stängeligen oder dichten, mehr oder weniger grofsen Massen als Einlagerungen in Gebirgsstöcken, oder endlich mit andern Mineralien gemengt verschiedene, sog. gemengte Gesteine [g. G.] (Granit, Quarzporphyr, Gneifs, Granulit, Glimmerschiefer etc.) bildend.

α) Milchquarz, milchweifs.

β) Rosenquarz, rötlich weifs bis rosarot.

γ) Prasem, lauchgrün durch eingewachsene zarte, grüne Hornblendebüschel.

δ) Saphirquarz, indigblau bis berlinerblau.

g) Avanturin, undurchsichtig, gelb, rot oder braun, im Innern mit feinen Glimmerschüppchen, die ihm durch Lichtbrechung auf Schliffflächen einen goldig schimmernden Glanz verleihen. *Halbedelstein*.

Nachgeahmt wird der Avanturin durch Schmelzen eines Glasflusses aus Kieselsäure, Kalk, Magnesia, Bleiglätte, Soda und Kupferhammerschlag unter späterem Zusatz von etwas Eisenhammerschlag und Kohle. Wird diese Schmelze der höchst langsamen Abkühlung überlassen, so erstarrt sie zu einem leberbraunen Glase, in dessen Innern sich krystallinische, goldig schimmernde Schüppchen von kieselsaurem Kupferoxydul abgeschieden haben.

h) Katzenauge, undurchsichtig, grünlich weifs bis grünlich grau, mit feinen Asbestfasern durchzogen, auf Schliffflächen graugrün schillernd. *Halbedelstein*.

<sup>1</sup>) Drusen sind mehr oder weniger dicke, nach innen frei auskrystallisierte Auskleidungen von gröfsern oder kleinern Hohlräumen in Gebirgsstöcken.

- i) Tiegerauge, undurchsichtig, parallelfaserig durch eingewachsene Fasern von verkieseltem Krokydolith (s. Nr. 124), seidenglänzend braun, auf Schliffflächen braun und goldgelb schillernd. *Halbedelstein.*
- k) Eisenkiesel, undurchsichtig. Durch Eisenoxyd oder Ferrihydrat rot oder rotbraun bis braun.

*b) Kryptokrystallinische Varietäten.*

- l) Jaspis, undurchsichtig, durch Ferrihydrat gelb oder braun, durch Eisenoxyd rot gefärbt; auf Schliffflächen einfarbig rot (Blutjaspis), gelb oder braun (ägyptischer Jaspis) oder grau mit bandartiger Zeichnung (Bandjaspis). *Halbedelstein.*
  - m) Kieselschiefer, undurchsichtig, rötlich, gelblich, grau, oft schwarz durch Kohlenstoff (Lydit, Probierstein).
  - n) Hornstein, kantendurchscheinend, in trüben Farben: grau, braun, gelblich, rötlich, vielfach Pseudomorphosen<sup>1</sup> bildend oder als Versteinerungsmaterial (Holzstein).
  - o) Chalcedon, durchscheinend, milchweiß oder schwach graulich, bläulich oder gelblich, entweder einfarbig oder bandartig gestreift.
- Untervarietäten:

α) Onyx, schwarz und weiß geschichtet; Material für die Gemmen- (Kameen-) Fabrikation. (Fig. 155). *Halbedelstein.*

β) Sardonyx, rot und weiß gebändert; desgl. *Halbedelstein.*

γ) Karneol, fleischrot, blutrot. *Halbedelstein.*

δ) Heliotrop, dunkelgrün mit blutroten Eisenockerflecken. *Halbedelstein.*

ε) Plasma, trübgrün. *Halbedelstein.*

ζ) Chrysopras, apfelgrün durch Nickel. *Halbedelstein.*

η) Feuerstein, kantendurchscheinend, grau, braun, schwarz, mit scharfkantigem Bruche. Einfache Gesteine bildend.

p) Achat, ein meist streifenweis geschichtetes oder fleckenartig verbundenes Gemenge von Amethyst, gemeinem Quarz, Jaspis, Chalcedon, Karneol und andern Quarzvarietäten, die Schichten verschieden nach Farbe (farblos, weiß, rötlich, rotgelb, violett, bläulich, braun), Durchsichtigkeit (durchsichtig, durchscheinend, undurchsichtig) und Dicke (von 1  $\mu$  bis mehrere mm). — Meist größere oder kleinere Hohlräume in Silikatgesteinen ausfüllend



Fig. 155. Onyx  
(Kamee).

<sup>1</sup>) Pseudomorphosen oder Afterkrystalle sind Nachbildungen von Krystallen oder Krystallgruppen durch die Substanz eines andern fremden Minerals, welches sich infolge eines chemischen Austausches an die Stelle des erstgenannten gesetzt und genau die Form desselben angenommen hat, nachdem dessen Substanz durch den Austausch vollständig verschwunden ist.



(Achatmandeln). *Halbedelstein*. — Untervarietäten: Bandachat (Fig. 156), Festungsachat (Fig. 157), Augenachat, Wolkenachat, Trümmerachat (Fig. 158, S. 162).

- q) Mokkastein oder Moosachat, durchsichtig, licht gefärbt, mit eingesprengten Dendriten von Manganoxyd (Fig. 159, S. 162).

21. Opal, amorph, H. 5,5—6,5, spez. Gew. 1,9 bis 2,3. Wasserhaltige Kieselsäure mit wechselnden Mengen (3 bis 13%)  $H_2O$ . — Varietäten:

- a) Edler Opal, durchscheinend bis durchsichtig, weißlich opalisierend, im Innern mit lebhaftem, prächtigem Farbenspiele irisierend, dessen Schönheit seinen Wert bedingt. *Kostbarer Edelstein*.

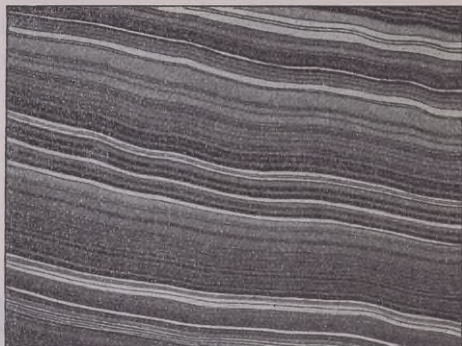


Fig. 156. Bandachat.

- b) Feueropal, durchscheinend, hyazinthrot, ins Honiggelbe spielend, mit rötlichem und grünlichem Farbenschimmer. *Edelstein*.

- c) Gemeiner Opal, weißlich, wachsgelb, grau, ohne Farbenspiel. — Untervarietäten: Milchopal, weißlich, Wachsopal, gelblich, Prasopal, apfelgrün, Jaspopal, undurchsichtig, braun.

- d) Halbopal, Holzopal, kantendurchscheinend, unreine Farben zeigend; das Material des versteinerten Holzes.

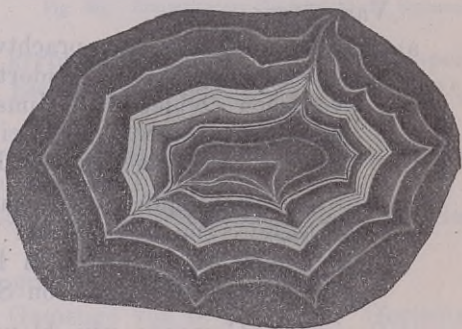


Fig. 157. Festungsachat.

- e) Kieselinter, erdige bis kompakte Opalmasse, die als Absatz aus heißen Quellen entsteht und infolgedessen entweder flache Überzüge bildet oder säuligen (stalaktitischen) Aufbau zeigt. Zu größern Massen angehäuft [e. G.] um die zahlreichen heißen Quellen von Island, auf der Nordinsel von Neuseeland und im Yellowstone-Nationalpark von Nordamerika.

- f) Tripel, Kieselguhr, Diatomeenerde (sog. Infusorienerde) aus mikroskopischen Kiesel skeletten von Diatomeen (Spaltalgen) bestehend: feinerdige, weißlich graue Masse, welche stark Flüssigkeit aufsaugt und damit aufquillt. Benutzung des

Tripels als Putz- und Schleifmaterial, des Kieselguhrs wegen seiner großen innern Porosität zum Aufsaugen von Flüssigkeiten (z. B. von Nitroglycerin; s. Dynamit) oder wegen seiner Leichtlöslichkeit in schmelzenden Alkalien zur Herstellung von Wasserglas.

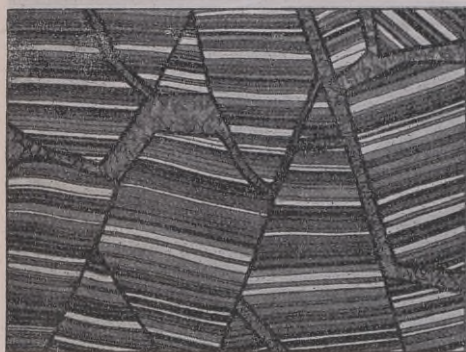


Fig. 158. Trümmerachat.



Fig. 159. Moosachat.

## 2. Von Metallen.

22. Korund, rhomboedrisch, H. 9, spez. Gew. 3,9—4. Thonerde,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , mit Beimengung von sehr wenig Eisenoxyd und andern Pigmenten. — Varietäten:

a) Saphir, durchsichtig, prachtvoll blau von hohem Glanze. *Sehr wertvoller Edelstein*. Fundorte: Ceylon, Siam, Birma, im nord-westlichen Gebiete des Himalaja, auch in China und im Ural, im Basalt eingewachsen bei Unkel am Rhein, in basaltischer Lava bei Niedermendig am Laacher See.

b) Rubin, durchsichtig, blaßrosa bis tief karminrot. *Sehr wertvoller Edelstein*. Die am meisten geschätzte taubenblutfarbige Varietät kommt von Mandale in Birma, eine hellere von Ceylon und sehr dunkelrote Steine von Siam.

c) Smirgel, Gemenge von blauem Korund mit Magneteisenerz. — Wichtige Fundstätten: Naxos und Kleinasien. Benutzung als Schleifmittel für Metall und Glas.

23. Zirkon oder Hyacinth, tetragonal, H. 7,5, spez. Gew. 4,4—4,7. Isomorphe Mischung von Zirkonerde und Kieselerde,  $\text{ZrO}_2 + \text{SiO}_2$ . Meist gefärbt, durchsichtig, die schön farbigen Varietäten (dunkelweingelb, rot und braun) dienen als *Edelstein*.

24. Eisenglanz oder Glanzeisenerz, rhomboedrisch, H. 5,5—6,5, spez. Gew. 5,2. Wasserfreies Eisenoxyd,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . In rhomboedrischen oder tafelförmigen Krystallen oder körnigen, schaligen und schuppigen Aggregaten; eisenschwarz bis dunkelstahlgrau mit blutrotem Striche.



25. Roteisenerz, mikro- und kryptokrystallinisch, H. 3—5. Wasserfreies Eisenoxyd,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . — Varietäten:

- a) Faseriges R., roter Glaskopf oder Blutstein (Hämatit), blutrot, in nierenförmigen oder traubigen Aggregaten von faseriger Textur und gewöhnlich krummschaliger Oberfläche, spez. Gew. 4,5—4,9 (Fig. 160).
- b) Dichtes R., bräunlich bis dunkelstahlgrau. Gesteinsbildend [e. G.].
- c) Ockeriges R., erdig, zerreiblich, blutrot bis braunrot.
- d) Roter Thoneisenstein, Gemenge von R. mit Thon. Gesteinsbildend [e. G.].

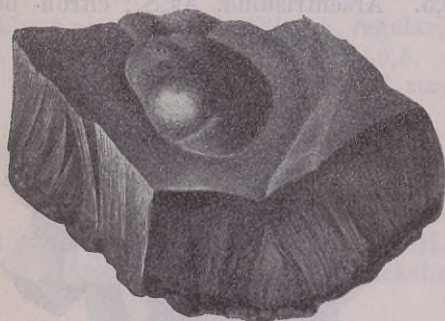


Fig. 160. Faseriges Roteisenerz (Zwickau).

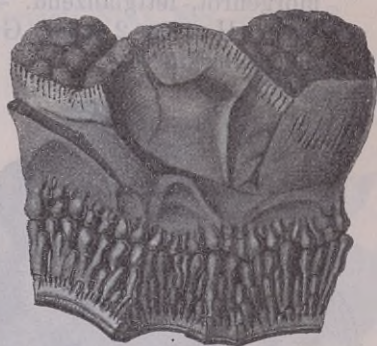


Fig. 161. Brauneisenerz (Langenstriegis, Sachsen).

26. Brauneisenerz, mikro- und kryptokrystallinisch; H. 5—5,5, spez. Gew. 3,5—4. Wasserhaltiges Eisenoxyd,  $(\text{Fe}_2\text{O}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}_4\text{H}_6\text{O}_9$ . Varietäten:

- a) Faseriges B. oder brauner Glaskopf in traubigen, nierenförmigen und stalaktitischen Gestalten (Fig. 161).
- b) Dichtes B., meist eingesprengt und Pseudomorphosen bildend. Gesteinsbildend [e. G.].
- c) Ockeriges B., locker, erdig, gelblichbraun bis ockergelb.
- d) Brauner Thoneisenstein, Gemenge von B. mit Thon. Gesteinsbildend [e. G.].
- e) Raseneisenerz, ein durch Sand und Thon verunreinigtes B., mit etwas Manganoxyd und 0 bis 6% Phosphorsäure und organischen Beimengungen. In porösen, schwammig durchlöcherten Massen unter Wiesen und Moorgrund, deren Bildung noch gegenwärtig fortgeht.

27. Pyrolusit, rhombisch, H. 2—2,5, spez. Gew. 4,7—5. Mangansuperoxyd,  $\text{MnO}_2$  (im Braunstein mit andern Manganoxyden vermengt). (Fig. 162, S. 164.)

28. Rotkupfererz, regulär, H. 3,5—4, spez. Gew. 5,7—6. Kupferoxydul,  $\text{Cu}_2\text{O}$ , kochenillrot, von metallartigem Glanze.

29. Bleiglätte oder Massikot, kryptokrystallinisch, spez. Gew. 7,83 bis 7,98, fleischfarbig, Bleioxyd,  $\text{PbO}$ .
30. Mennige, kryptokrystallinisch, H. 2—3, spez. Gew. 4,6, lebhaft ziegelrot, Bleioxyduloxyd,  $\text{Pb}_3\text{O}_4$ .
31. Zinnstein, tetragonal, H. 6—7, spez. Gew. 6,8—7. Zinnoxid,  $\text{SnO}_2$ . Selten farblos, meist gelblich-, rötlich- bis schwarzbraun und schwarz. Das wichtigste Zinnerz zur Gewinnung des Metalles.

### C. Sulfide und Arsenide.

32. Realgar, monoklin, H. 1,5—2, spez. Gew. 3,5. Arsendisulfid,  $\text{As}_2\text{S}_2$ ; morgenrot, fettglänzend. — Auripigment oder Operment, rhombisch, H. 1,5—2, spez. Gew. 3,5. Arsentrisulfid,  $\text{As}_2\text{S}_3$ ; citron- bis pomeranzengelb.

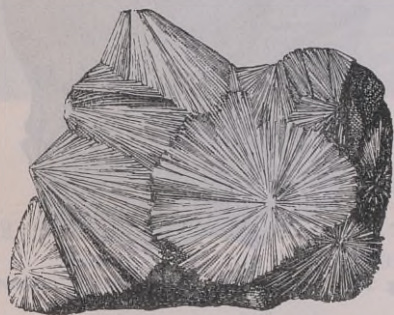


Fig. 162. Pyrolusit (Ilfeld).

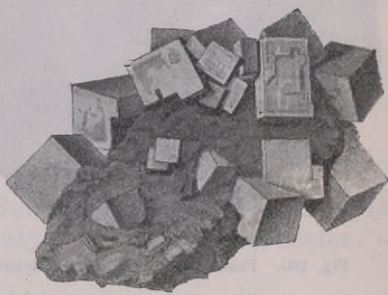


Fig. 163. Eisenkies.

33. Grauspießglaserz oder Antimonglanz, rhombisch, H. 2, spez. Gew. 4,6. Antimontrisulfid,  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ .
34. Eisenkies, Pyrit oder Schwefelkies, regulär, H. 6—6,5, spez. Gew. 4,9—5,2. Eisendisulfid,  $\text{FeS}_2$ ; in größern Krystallen, hellgelb bis goldgelb, glänzend oder in klein krystallinischen, dichten Massen, grau, gelblichschimmernd. Verwittert an der Luft durch Oxydation unter Bildung von Ferrosulfat und Schwefelsäure. Benutzung in großen Mengen zur Darstellung von Eisenvitriol und Schwefelsäure (Fig. 163).
35. Markasit, rhombisch, H. 6—6,5, spez. Gew. 4,6—4,8. Eisendisulfid,  $\text{FeS}_2$ . Verwittert noch leichter als Eisenkies. — Varietäten: Strahlkies, Kammkies, Wasserkies, Leberkies.
36. Arsenkies oder Mispikel, rhombisch, H. 5,5—5,6, spez. Gew. 6 bis 6,2. Verbindungen von der Formel  $\text{FeS}_2 \cdot \text{FeAs}_2 = \text{FeSAs}$ .
37. Bleiglanz oder Galenit, regulär, H. 2,5, spez. Gew. 7,3—7,6. Bleisulfid,  $\text{PbS}$ , häufig mit geringem Silbergehalte; rötlich bleigrau, stark metallisch glänzend. Das wichtigste Bleierz zur Darstellung des Metalles, wobei das Silber als Nebenprodukt gewonnen wird (Fig. 164).



38. Zinnober, rhomboedrisch, H. 2—2,5, spez. Gew. 8—8,2. Quecksilbersulfid,  $\text{HgS}$ ; kochenillrot in bleigrau und scharlachrot verlaufend. Das wichtigste Quecksilbererz zur Darstellung des Metalles. Idria (Krain), Almaden (Spanien), Neu-Almaden (Californien), Mexiko.
39. Zinkblende, regulär, H. 3,5—4, spez. Gew. 4, Zinksulfid,  $\text{ZnS}$ . Meist braun und schwarz, metallisch glänzend, seltener gelb, rot oder grün.
40. Kobaltglanz, regulär, H. 5,5. Verbindung von Co, As und S von der Formel  $\text{CoS}_2 \cdot \text{CoAs}_2 = \text{CoSAs}$ .
41. Speiskobalt, regulär, H. 5,5, spez. Gew. 6,37—7,3. Zum großen Teile  $\text{CoAs}_2$ , daneben Fe, Ni und S.
42. Arsennickelglanz, regulär, H. 5,5, spez. Gew. 5,95—6,7. Verbindung von Ni, As und S von der Formel:  $\text{NiAs}_2 \cdot \text{NiS}_2 = \text{NiAsS}$ .
43. Antimonnickelglanz, regulär, H. 5 bis 5,5, spez. Gew. 6,2—6,5. Verbindung von Sb, Ni und S von der Formel:  $\text{NiSb}_2 \cdot \text{NiS}_2 = \text{NiSbS}$ .
44. Weißnickelkies, rhombisch, H. 5,5, spez. Gew. 7,1—7,2. Nickelarsenid,  $\text{NiAs}_2$ .
45. Nickelkies, rhomboedrisch, H. 3,5, spez. Gew. 5,26—5,30. Nickelmonosulfid,  $\text{NiS}$ .
46. Rotnickelkies oder Kupfernickel, hexagonal, H. 5,5. Nickelarsenid,  $\text{NiAs}$ .
47. Eisennickelkies, regulär, H. 3,5—4, spez. Gew. 4,6. Eisennickelmonosulfid,  $2\text{FeS} + \text{NiS}$ .
48. Kupferglanz, rhombisch, H. 2,5—3, spez. Gew. 5,5—5,8. Kupfersulfür,  $\text{Cu}_2\text{S}$ ; schwärzlich bleigrau, farbig angelaufen.
49. Kupferkies, tetragonal, H. 3,5—4, spez. Gew. 4,2. Kupfereisensulfid,  $\text{Cu}_2\text{S} + \text{Fe}_2\text{S}_3 = \text{CuFeS}_2$ ; messinggelb bis goldgelb, meist buntfarbig angelaufen.
50. Buntkupfererz, regulär, H. 3, spez. Gew. 5. Kupfereisensulfid,  $3\text{Cu}_2\text{S} + \text{Fe}_2\text{S}_3 = \text{Cu}_3\text{FeS}_2$ ; kupferrot bis braun, buntfarbig (meist blau und rot) angelaufen.
51. Silberglanz, regulär, H. 2—2,5, spez. Gew. 7—7,4. Silbersulfür,  $\text{Ag}_2\text{S}$ , eins der reichsten Silbererze; schwärzlich bleigrau, oft schwarz und braun angelaufen.
52. Rotgiltigerz.
  - a) lichtetes R. oder Arsensilberblende, rhombisch, H. 2—2,5, spez. Gew. 5,5. Verbindung von der Zusammensetzung  $3\text{Ag}_2\text{S} + \text{As}_2\text{S}_3 = \text{Ag}_3\text{AsS}_3$ ; kochenillrot bis karmesinrot, metallisch glänzend.
  - b) dunkles R. oder Antimonsilberblende, rhombisch, H. 2—2,5, spez. Gew. 5,7. Zusammensetzung  $3\text{Ag}_2\text{S} + \text{Sb}_2\text{S}_3 = \text{Ag}_3\text{SbS}_3$ ;

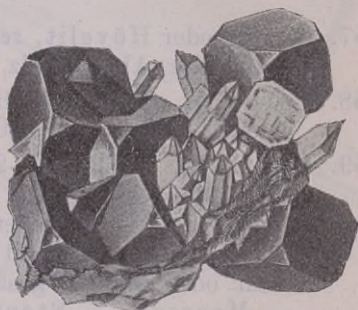


Fig. 164. Bleiglanz mit Quarz (Freiberg).

kochenilleroit bis kirschrot, metallisch glänzend. — Beides sind wichtige Silbererze zur Darstellung des Metalles.

53. Fahlerze, regulär, H. 3—4, spez. Gew. 4,4—5,4. Isomorphe Mischungen der Sulfide von Ag, Cu, Fe, Zn, Sb und As von wechselnder Zusammensetzung und schwankendem Silbergehalte (1 bis 17%).
54. Wismutglanz oder Bismutin, rhombisch, H. 2—2,5, spez. Gew. 6,4 bis 6,6. Wismutsulfid,  $\text{Bi}_2\text{S}_3$ .
55. Greenockit, hexagonal, H. 3,5, spez. Gew. 4,8—4,9. Kadmiumsulfid,  $\text{CdS}$ .
56. Zinnkies, regulär, H. 4, spez. Gew. 4,3—4,5. Isomorphe Mischung der Sulfide von Sn, Zn, Fe und Cu, etwa  $\text{SnFeCu}_2\text{S}_4$  und  $\text{Sn}_2\text{ZnFeCu}_4\text{S}_8$ .

### D. Haloide.

57. Sylvin oder Hövelit, regulär, H. 2, spez. Gew. 2. Chlorkalium,  $\text{KCl}$ . Stafsfurter Abraumsalz, auch bei Kalusz in Galizien.
58. Carnallit, rhombisch, H. 1—2, spez. Gew. 1,6. Kaliummagnesiumchlorid,  $\text{KMgCl}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$ . Stafsfurter Abraumsalz.
59. Steinsalz, regulär, H. 2, spez. Gew. 2,1—2,2. Chlornatrium,  $\text{NaCl}$ . Varietäten: Bergsalz, gesteinsbildend [e. G.], oft in mächtigen Lagern von wasserhellen, durchsichtigen Krystallmassen (Wieliczka, Stafsfurt etc.) oder mit Anhydrit und Bergart gemischt. — Solsalz, mehr oder weniger gesättigte Lösung aus unterirdischen Salzlagern. — Meersalz, — Steppen- oder Wüstensalz, als Effloreszenz an der Erdoberfläche, oft weite Landstriche überziehend (Südrufsland, zwischen dem Asowschen und Kaspischen Meere).
60. Salmiak, regulär, H. 1,5—2, spez. Gew. 1,5—1,6. Chlorammonium,  $(\text{NH}_4)\text{Cl}$ .
61. Flussspat oder Fluorit, regulär, H. 4, spez. Gew. 3,1—3,2. Fluorcalcium,  $\text{CaF}_2$ , frei auskrystallisiert in Drusen von würfelförmigen, gelben, grünen, blauen oder roten Krystallen, welche nicht selten zwei verschiedene Farben zeigen (Fig. 165), oder derb in mächtigen Gängen. Dient als Zuschlag bei der hüttenmännischen Verarbeitung der Erze, um die Schlacke in den Schmelzöfen flüssiger zu machen (daher der Name), und zur Darstellung der Flusssäure (S. 51).

### E. Sulfate und Chromate.

66. Glaubersalz, monoklin, H. 1,5—2, spez. Gew. 1,5. Wasserhaltiges Natriumsulfat,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 10\text{H}_2\text{O}$ . In einigen Salzbergwerken und gelöst in Mineralwässern, z. B. Karlsbad.
67. Anhydrit, rhombisch, H. 3—3,5, spez. Gew. 2,8—3. Wasserfreies Calciumsulfat,  $\text{CaSO}_4$ . Gesteinsbildend mit Steinsalz gemengt in den Stöcken und Lagern der Salzgebirge [g. G.].
68. Gips, monoklin, H. 2, spez. Gew. 2,2—2,4. Wasserhaltiges Calciumsulfat,  $\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ . Gesteinsbildend [e. G.]. — Varietäten:



- a) Marienglas oder Fraueneis, durchsichtige, wasserhelle Krystalle von ausgezeichneter Spaltbarkeit (Fig. 166).
- b) Fasergips, in Platten und Trümmern von stengeliger und faseriger Struktur (Fig. 167).
- c) Schaumgips, in schuppigen Aggregaten.
- d) Dichter Gips, entweder feinkörnig und schneeweiß (Alabaster), oder erdig (erdiger Gips).

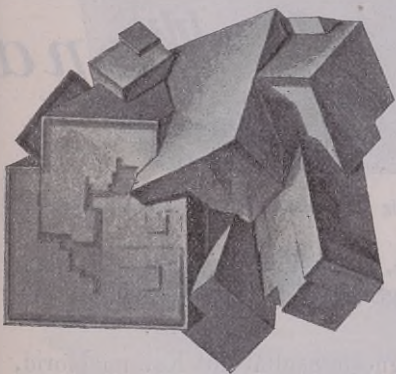


Fig. 165. Flussspat (Annaberg).

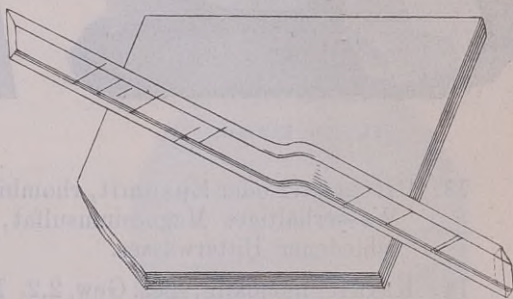


Fig. 166. Gebogener Gipskrystall (Friedrichroda). Spaltungsstück von Gips (Marienglas).

69. Polyhalit, rhombisch, H. 3,5, spez. Gew. 2,72—2,77. Wasserhaltiges Calciumkaliummagnesiumsulfat,  $2\text{CaSO}_4 + \text{K}_2\text{Mg}(\text{SO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ . Staßfurter Abraumsalz.

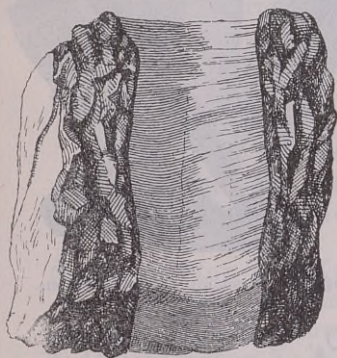


Fig. 167. Fasergips in Mergel.

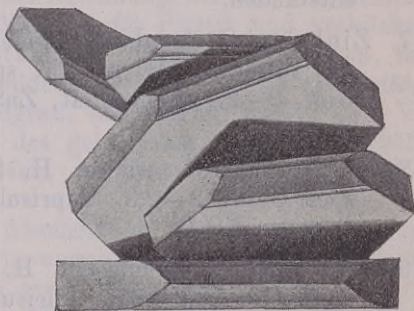


Fig. 168. Schwerspatkrystalle (Harz).

70. Schwerspat, rhombisch, H. 3—3,5, spez. Gew. 2,7—2,8. Bariumsulfat,  $\text{BaSO}_4$ . Drusen von schaligen Krystallaggregaten, welche sich schiefwinklig kreuzen, auch gesteinsbildend in dichten Massen [e. G.] (Fig. 168).

71. Cölestin, rhombisch, H. 3—3,5, spez. Gew. 3,9—4. Strontiumsulfat,  $\text{SrSO}_4$ .
72. Kieserit, mikrokristallinisch oder monoklin, spez. Gew. 2,5. Wasserhaltiges Magnesiumsulfat,  $\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ . Stafsfurter Abraumsalz.

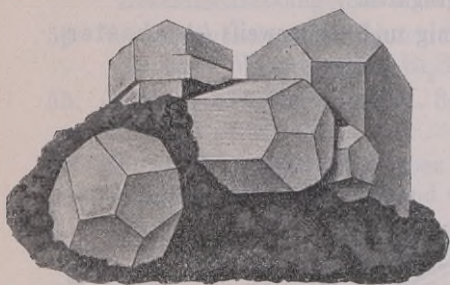


Fig. 169. Kalkspat.



Fig. 170. Isländ. Kalkspat, Spaltungsstück.

73. Bittersalz oder Epsomit, rhombisch, H. 2—2,5, spez. Gew. 1,7—1,8. Wasserhaltiges Magnesiumsulfat,  $\text{MgSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ . Bestandteil verschiedener Bitterwässer.
74. Kainit, monoklin, spez. Gew. 2,2. Magnesiumsulfat mit Kaliumchlorid,  $\text{MgSO}_4 \cdot \text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$ . Stafsfurter Abraumsalz.
75. Alunit oder Alaunstein, rhomboedrisch, H. 3,5—4. Basisches Aluminiumsulfat,  $\text{K}_2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_4 + 4\text{Al}(\text{OH})_3$ .
76. Eisenvitriol, monoklin, H. 2, spez. Gew. 1,8—1,9. Ferrosulfat,  $\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ . Durch Verwitterung aus Eisenkies,  $\text{FeS}_2$ , entstanden.
77. Zinkvitriol, rhombisch; isomorph mit Bittersalz, H. 2—2,5, spez. Gew. 2—2,1, Zinksulfat,  $\text{ZnSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ .
78. Kupfervitriol, triklin, H. 2,5, spez. Gew. 2,2—2,3. Cuprisulfat,  $\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$ .
79. Bleivitriol, rhombisch, H. 3, spez. Gew. 6,2—6,3. Bleisulfat,  $\text{PbSO}_4$ .
80. Rotbleierz, monoklin, H. 2,5—3, spez. Gew. 5,9—6. Bleichromat,  $\text{PbCrO}_4$ .

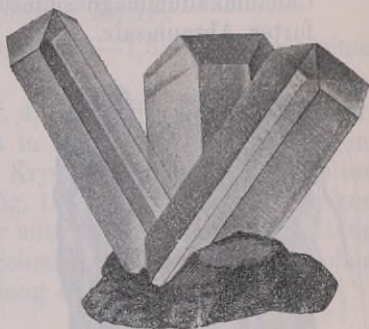


Fig. 171. Aragonit, Ciezow, Böhmen.

## F. Karbonate.

81. Soda, monoklin, H. 1—1,5, spez. Gew. 1,4—1,5. Natriumkarbonat,  $\text{NaCO}_3 + 10\text{H}_2\text{O}$ .



82. Trona, monoklin, H. 2,5—3, spez. Gew. 2,1—2,2. Natriumsesquikarbonat,  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{NaHCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ .  
 83. Natrocalcit, monoklin, H. 2,5, spez. Gew. 1,9—2. Natriumcalciumkarbonat,  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCO}_3 + 5\text{H}_2\text{O}$ .  
 84. Kalkspat oder Calcit, rhomboedrisch, H. 3, spez. Gew. 2,6—2,8. Calciumkarbonat,  $\text{CaCO}_3$ . — Varietäten:

a) Eigentlicher Kalkspat, entweder frei auskrystallisiert in Drusen oder losen Krystallen von sehr verschiedener Gröfse und mannigfacher Form (Fig. 169) oder in gröfsern, blättrig spaltbaren Massen; isländischer Kalkspat oder Doppelspat bildet durchsichtige, wasserhelle Krystallmassen von vorzüglicher Doppelbrechung (Fig. 170).

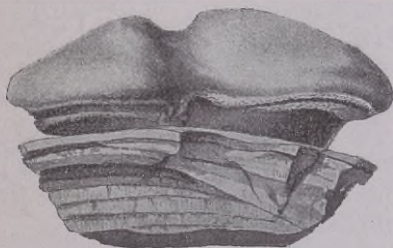


Fig. 172. Sprudelstein (Karlsbad).



Fig. 173. Sprudelstein, geschliffen (Karlsbad).

- b) Marmor, körniger Kalkspat, entweder weiß (Bildhauermarmor), oder buntfarbig in verschiedener Zeichnung, bis schwarz. Gesteinsbildend [e. G.]. Wertvolles Material für Plastik und Architektur.  
 c) Dichter Kalkspat oder Kalkstein, hellgrau, in dichten, feinkörnigen Massen. Gesteinsbildend [e. G.]. — Untervarietäten.  
 α) Gemeiner Kalkstein, hellgrau, dunkelgrau, milchfarbig. Verwendung zur Darstellung des gebrannten Kalks in Kalköfen.  
 β) Lithographischer Schiefer, äußerst feinkörnig, gelblich-weiß.  
 d) Kalksinter und Kalktuff, Abscheidung aus Quellen; entweder feinkörnig aggregiert (Sinter), wenn durchscheinend: Kalkalabaster; oder schwammartig, grob porös (Tuff).  
 e) Oolithischer Kalkstein, aus kleinen, radialfaserigen Kugeln bestehend. Gesteinsbildend [e. G.]: Rogenstein.  
 f) Tropfstein (Stalaktiten und Stalagmiten) in Höhlen.  
 g) Kreide, aus mikroskopisch kleinen Kügelchen bestehend, gemengt mit Schalen von Foraminiferen etc. Gesteinsbildend [e. G.].  
 85. Aragonit, rhombisch, H. 3,5—4, spez. Gew. 2,9—3. Calciumkarbonat,  $\text{CaCO}_3$ ; entweder frei auskrystallisiert in Drusen (Fig. 171) oder in

stengeligen und faserigen Aggregaten aus Quellen (Karlsbad) ab-  
geschieden. — Varietäten:

- a) Sprudelstein, parallelfaserig geschichtet (Fig. 172 und 173).
  - b) Erbsenstein, aus kleinen, radialfaserigen Kugeln bestehend (Fig. 174 und 175).
86. Dolomit oder Bitterspat, rhomboedrisch, H. 3,5—4,5, spez. Gew. 2,8—2,9. Isomorphe Mischung von Calcium- und Magnesiumkarbonat,  $(\text{Ca}, \text{Mg})\text{CO}_3$ . Gesteinsbildend [e. G.].
  87. Magnesit, rhomboedrisch, H. 3—3,5, spez. Gew. 2,8—2,9. Magnesiumkarbonat,  $\text{MgCO}_3$ .
  88. Witherit, rhombisch, H. 3—3,5, spez. Gew. 4,2—4,3. Bariumkarbonat,  $\text{BaCO}_3$ .
  89. Strontianit, rhombisch, H. 3,5, spez. Gew. 3,6—3,8. Strontiumkarbonat,  $\text{SrCO}_3$ .
  90. Eisenspat oder Spateisenstein, rhomboedrisch, H. 3,5—4,5, spez. Gew. 3,7—3,9. Ferrokarbonat,  $\text{FeCO}_3$ . — Varietäten:

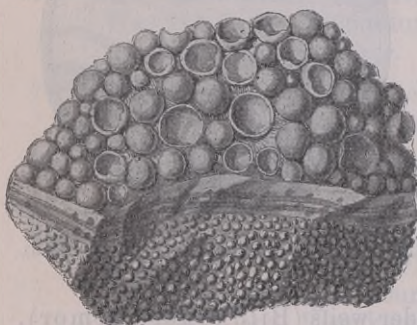


Fig. 174. Erbsenstein (Karlsbad).

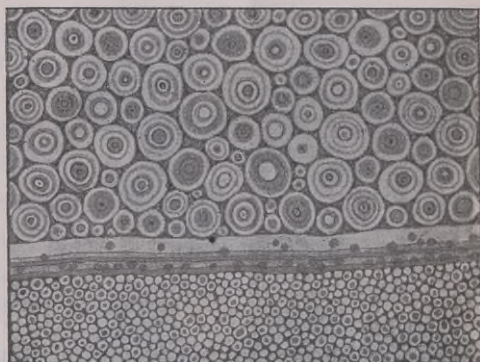


Fig. 175. Erbsenstein, geschliffen (Karlsbad).

- a) Sphärosiderit, kugelige Aggregate, farblos oder gelblich, durch Verwitterung in Brauneisenerz übergehend.
  - b) Thoniger Sphärosiderit, Gemenge mit Thon.
  - c) Kohleneisenstein, Gemenge mit Thon und Kohle.
91. Zinkspat oder edler Galmei, rhombisch, H. 5, spez. Gew. 4,1—4,5. Zinkkarbonat,  $\text{ZnCO}_3$ . Wichtiges Zinkerz zur Darstellung des Metalles.
  92. Zinkblüte, kryptokrystallinisch, H. 2,5—3, spez. Gew. 3,25. Basisches Zinkkarbonat,  $\text{ZnCO}_3 + 2\text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{Zn}_3(\text{OH})_4\text{CO}_3$ .
  93. Manganspat, rhomboedrisch, H. 3,5—4,5, spez. Gew. 3,3—3,6. Manganokarbonat,  $\text{MnCO}_3$ .
  94. Cerussit oder Weifsbleierz, rhombisch, H. 3—3,5, spez. Gew. 6,4—6,6. Bleikarbonat,  $\text{PbCO}_3$ .
  95. Kupferlasur, monoklin, H. 3,5—4, spez. Gew. 3,7—3,8. Schön blaues, basisches Cuprikarbonat,  $2\text{CuCO}_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{Cu}_3(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$ . Verwendung als Kupfererz zur Darstellung des Metalles.



96. Malachit, monoklin, H. 3,5—4, spez. Gew. 3,7—4,1. Schön grünes, basisches Cuprikarbonat,  $\text{CuCO}_3 + \text{Cu(OH)}_2 = \text{Cu(OH)}_2\text{CO}_3$  (Fig. 176 und 177). — Varietäten: blättriger, faseriger, dichter und erdiger Malachit. Verwendung zu Schmucksachen und zur Herstellung größerer Kunstgegenstände, z. B. Tischplatten, Vasen, Dosen, Leuchter etc.; hauptsächlich aber als wichtiges Kupfererz zur Darstellung des Metalles.

### G. Nitrate.

97. Salpeter, allgemeiner Name für die natürlichen Nitrate:
- a) Kalisalpeter, rhombisch, H. 2, spez. Gew. 1,9—2,1. Kaliumnitrat,  $\text{KNO}_3$ , in Höhlen und als Effloreszenz an der Erdoberfläche.
  - b) Natronsalpeter oder Chilesalpeter, rhomboedrisch, H. 1,5—2, spez. Gew. 2,1—2,2. Natriumnitrat,  $\text{NaNO}_3$ , in Chile, Wüste Atacama in der Provinz Tarapacá.

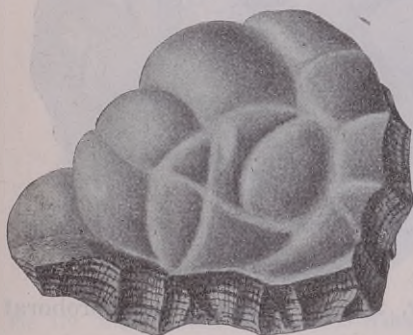


Fig. 176. Malachit.



Fig. 177. Malachitschliff.

- c) Kalksalpeter, Calciumnitrat,  $\text{Ca(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ , in Höhlen von Kalkgebirgen.
- d) Magnesiasalpeter, Magnesiumnitrat,  $\text{Mg(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

### H. Phosphate und Arsenate.

98. Apatit, hexagonal, H. 5, spez. Gew. 3,2. Isomorphe Mischungen von Chlorapatit,  $\text{Ca}_5\text{Cl(PO}_4)_3$ , und Fluorapatit,  $\text{Ca}_5\text{F(PO}_4)_3 = \text{Ca}_5(\text{Cl,F})(\text{PO}_4)_3$  (Fig. 178). Gesteinsbildend: accessorischer Bestandteil vieler archaischer und Eruptivgesteine [g. G.]. — Varietäten:
- a) Spargelstein, spargelgrün.
  - b) Moroxit, dunkelblaugrün.
  - c) Phosphorit, dicht und faserig. Gesteinsbildend [e. G.] in mehr oder weniger großen Lagern: Amberg in Bayern, Estremadura, Nassau und Limburg an der Lahn, Norwegen, Rußland, Karolina, Florida. Wichtiges Düngemittel.

- d) Osteolith, weiß, dicht.  
 e) Staffelit, mit  $\text{CaCO}_3$  gemengt.  
 f) Sombrierit, aus Korallenkalk entstanden: Insel Sombbrero im Karaibischen Meer. Wichtiges Düngemittel.
99. Türkis, anscheinend amorph, H. 6, spez. Gew. 2,6—2,8. Basisches Aluminiumphosphat,  $\text{Al}_2(\text{PO}_4)_2 + 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ , himmelblau bis spangrün, undurchsichtig. *Edelstein*.
100. Kobaltblüte, monoklin, H. 2,5, spez. Gew. 2,9—3. Cobaltoarsenat  $\text{Co}_3(\text{AsO}_4)_2 + 8\text{H}_2\text{O}$ .
101. Pyromorphit oder Buntbleierz, hexagonal, H. 3,5—4, spez. Gew. 6,9—7. Bleichlorophosphat,  $\text{Pb}_5\text{Cl}(\text{PO}_4)_3$ .
102. Mimetesit oder Grünbleierz, hexagonal, H. 3,5—4, spez. Gew. 7,2. Bleichlorarsenat  $\text{Pb}_5\text{Cl}(\text{AsO}_4)_3$ .

### I. Borate.

103. Borax oder Tinkal, monoklin, H. 2—2,5, spez. Gew. 1,7—1,8. Natriumdiborat,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 10\text{H}_2\text{O}$ .
104. Borocalcit, mikrokristallinisch, Calciumborat  $\text{CaB}_4\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{O}$ .
105. Boracit, regulär, H. 7, spez. Gew. 2,9—3. Magnesiumchloroborat  $\text{Mg}_7\text{Cl}_2\text{B}_{16}\text{O}_{30}$ .

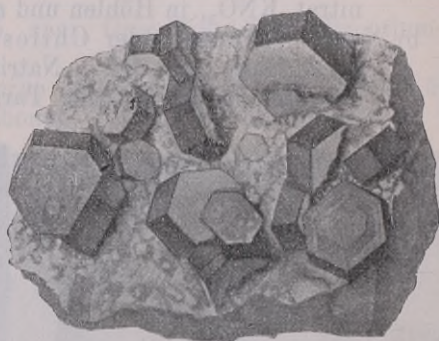


Fig. 178. Apatit aus dem Granit des Greifensteins (Sachsen).

### K. Aluminate, Chromite, Ferrite, Uranate, Titanate.

106. Spinell, regulär, H. 8, spez. Gew. 3,5—4,1. Magnesiumaluminat,  $\text{MgAl}_2\text{O}_4$ . *Edelstein*.
107. Chrysoberyll, rhombisch, H. 8,5, spez. Gew. 3,65—3,8. Berylliumaluminat,  $\text{BeAl}_2\text{O}_4$ . *Edelstein*.
108. Zinkspinell, regulär, H. 8, spez. Gew. 4,33—4,35. Zinkaluminat,  $\text{ZnAl}_2\text{O}_4$ .
109. Chromeisenerz, regulär, H. 5,5, spez. Gew. 4,4—4,6. Isomorphe Mischung der Chromite, Ferrite und Aluminate von Fe, Cr und Mg von der allgemeinen Formel  $(\text{Fe}, \text{Cr}, \text{Mg})(\text{Cr}_2, \text{Fe}_2, \text{Al}_2)\text{O}_4$ .
110. Magnetisenerz oder Magnetit, regulär, H. 5,5—6, spez. Gew. 4,9 bis 5,2. Eisenoxyduloxyd,  $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ , Ferroferrit,  $\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}^{\text{III}}_2\text{O}_4$  (Fig. 179). Gesteinsbildend sowohl als einfaches Gestein [e. G.], als auch als accessorischer Bestandteil vieler Eruptivgesteine [g. G.].
111. Uranpecherz, regulär, H. 5, spez. Gew. 8—9. Uransaurer Uranoxydul,  $3\text{UO}_2 + 2\text{UO}_3$ , mit wechselndem Bleigehalt.



112. Titaneisenerz, rhomboedrisch, H. 5—6, spez. Gew. 4,6—5,2. Titansaures Eisenoxydul (Ferrotitanat), mit einer Beimischung des isomorphen Eisenglanzes,  $\text{FeTiO}_3 + x\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Gesteinsbildend [g. G.] als accessorischer Bestandteil vieler Eruptivgesteine (Fig. 180).

### L. Silikate.

Die weitaus größte, aus zahlreichen Gruppen und Arten bestehende Familie des Mineralreichs, etwa  $\frac{1}{3}$  sämtlicher Mineralspezies umfassend. Weit verbreitet als Einzelminerale und einfache Gesteine [e. G.], sowie als Gemengteil vieler gemengten Gesteine [g. G.].

#### Talk- und Serpentinegruppe.

113. Talk, rhombisch, H. 1, spez. Gew. 2,7—2,8. Wasserhaltiges Magnesiumsilikat,  $\text{H}_2\text{Mg}_3(\text{SiO}_3)_4$ , weich und fettig anzufühlen. Benutzung wegen

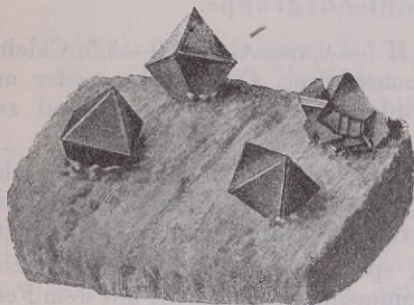


Fig. 179. Magneteisenerz (Binnenthal in Wallis, Schweiz).

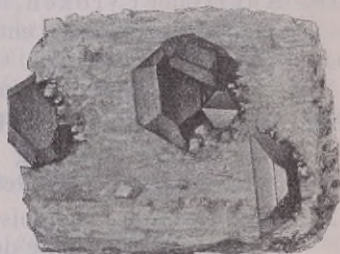


Fig. 180. Titaneisen (Ilmensee, Sibirien).

seiner großen Weichheit im gepulverten Zustand als Streupulver, sowie zur Maschinenschmiere.

114. Speckstein oder Steatit, kryptokrystallinisch, H. 1,5, spez. Gew. 2,6 bis 2,8. Wasserhaltiges Magnesiumsilikat von gleicher Zusammensetzung wie der Talk. Gelblich, grauweiß. Benutzung zum Schreiben und Zeichnen (Spanische Kreide), zum Fettfleckenausmachen aus Papier, Zeug und Holz, zum Polieren von Gips, Serpentin, Marmor etc., zur Herstellung von geschnitzten und gedrehten Bildwerken, zu Gasbrennern, Schmelztiegeln etc.
115. Meerschaum, kryptokrystallinisch, H. 2—2,5, spez. Gew. 0,9—1,2. Wasserhaltiges Magnesiumsilikat,  $\text{Mg}_2\text{Si}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{O}$ , gelblichweiß, porös, Flüssigkeiten einsaugend. Verwendung zu Pfeifenköpfen, Cigarrenspitzen und andern Schnitzereien.
116. Serpentin, kryptokrystallinisch, H. 3—4, spez. Gew. 2,5—2,7. Wasserhaltiges Magnesiumsilikat,  $\text{Mg}_3\text{Si}_2\text{O}_7 + 2\text{H}_2\text{O}$ ; seltener hellgelb, hellgrün, gelblichweiß, durchscheinend (edler Serpentin); meist in düstern Farben: grau, rot, grünlichgrau, braun, mehrfarbig, gefleckt

oder gestreift. Gesteinsbildend [e. G.]: bildet den Serpentinfels. Verwendung zu Ornamenten, Vasen, Tellern, Leuchtern und verschiedenen andern Schnitzwerken ähnlicher Art.

### Olivingruppe.

117. Olivin, rhombisch, H. 6,5—7, spez. Gew. 3,2—3,5. Isomorphe Mischung von Magnesiumsilikat,  $\text{Mg}_2\text{SiO}_4$ , mit Ferrosilikat,  $\text{Fe}_2\text{SiO}_4$ . Gesteinsbildend [g. G.]: als Gemengteil verschiedener Eruptivgesteine (Diabas, Melaphyr, Basalt). — Varietät:
- a) Chrysolith, in schön grünen, durchsichtigen Krystallen. *Edelstein*.
118. Galmei oder Kieselzinkerz, rhombisch, H. 5, spez. Gew. 3,4—3,5. Wasserhaltiges Zinksilikat,  $\text{Zn}_2\text{SiO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ . Wichtiges Zinkerz zur Darstellung des Metalles.

### Augit- und Hornblendegruppe.

119. Augit oder Pyroxen, monoklin, H. 5—6, spez. Gew. 2,9—3,5. Calciummagnesiumsilikat, entweder thonerdefrei,  $\text{CaMg}(\text{SiO}_3)_2$ , oder auch Al- und Fe-haltig. Gesteinsbildend [g. G.] als Bestandteil zahlreicher Eruptivgesteine.
120. Bronzit, rhombisch, H. 4—5, spez. Gew. 3—3,5. Magnesiumreichere isomorphe Mischung des Magnesiumsilikates,  $\text{MgSiO}_3$ . Gesteinsbildend [g. G.]: als Gemengteil von Eruptivgesteinen (z. B. Porphyrit).
121. Hypersthen, rhombisch, H. 6, spez. Gew. 3,3—3,4. Eisenreichere isomorphe Mischung des Magnesiumsilikates,  $\text{MgSiO}_3$ , mit dem Ferrosilikat,  $\text{FeSiO}_3$ . Gesteinsbildend [g. G.]: als Gemengteil gewisser Eruptivgesteine (z. B. Andesit und Dacit).
122. Hornblende oder Amphibol, monoklin, H. 5—6, spez. Gew. 2,9 bis 3,3. Gemischte Ca-, Mg- und Fe-Silikate, oft auch Al-haltig. Gesteinsbildend: a) als einfaches Gestein [e. G.] (Hornblendefels) und b) als gemengtes Gestein [g. G.]: als Gemengteil vieler Eruptivgesteine.
123. Asbest, Amianth, höchst feinfaserige Varietäten des Augits und der Hornblende. Verwendung wegen seiner zartfaserigen Beschaffenheit, verbunden mit Feuerfestigkeit, zu Gespinnsten, Geweben, Schnur, Pappe, zum Dichten, als schlechter Wärmeleiter etc.
124. Krokydolith, mikrokrystallinisch, H. 4, spez. Gew. 3,2—3,3. Feinfaseriges Natriumeisensilikat,  $\text{Na}_2\text{Fe}_2(\text{SiO}_3)_4$ . — Aus ihm ist durch Verkieselung das Tiegerauge (§. 160) entstanden.

### Chloritgruppe.

125. Chlorit, hexagonal, H. 1—1,5, spez. Gew. 2,8—2,9. Wasserhaltiges Mg-, Ca-, Fe-Silikat. Gesteinsbildend [g. G.]: als Gemengteil archaischer Gesteine (z. B. Chloritschiefer, Urthonschiefer).



## Andalusitgruppe.

126. Andalusit, rhombisch, H. 7—7,5, spez. Gew. 3,1—3,2. Aluminiumsilikat,  $\text{Al}_2\text{SiO}_5$ . Gesteinsbildend [g. G.]: als Gemengteil vieler krystallinischer Schiefergesteine und metamorphischer Kontaktgesteine (z. B. Andalusitglimmerfels, S. 185). — Varietät:
- a) Chiasolith oder Hohlspat, weiße, innen hohle Stengel. Gesteinsbildend [g. G.]: als Gemengteil metamorphisch veränderter Thonschiefer (z. B. Chiasolithschiefer, S. 185).
127. Disthen, triklin, H. 5—7, spez. Gew. 3,48—3,68. Aluminiumsilikat,  $\text{Al}_2\text{SiO}_5$ , dimorph mit Andalusit. Gesteinsbildend [g. G.].
128. Topas, rhombisch, H. 8, spez. Gew. 3,5—3,6. Aluminiumsilikat mit Kieselfluoraluminium,  $5\text{Al}_2\text{SiO}_5 + \text{Al}_2\text{SiF}_{10}$ . Bisweilen wasserhell, farblos, meist gelblichweiß bis honiggelb, rötlichweiß bis hyazinthrot, durchsichtig, seltener blauviolett oder grün. *Edelstein*.

## Cordieritgruppe.

129. Cordierit, rhombisch, H. 7—7,5, spez. Gew. 2,59—2,66. Wasserhaltiges Al-, Mg-, Fe-Silikat. Durchsichtig, meist gefärbt: bläulich violett bis indigblau, gelblichweiß, gelblichbraun. Die bläulichen Varietäten (aus Ceylon) dienen als *Edelstein*. Gesteinsbildend [g. G.]: als Gemengteil metamorphisch veränderter Schiefergesteine (z. B. Cordieritglimmerfels).
130. Beryll, hexagonal, H. 7,5—8, spez. Gew. 2,7. Berylliumaluminiumsilikat,  $\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$ . — Varietäten:
- a) Smaragd, durchsichtig, schön grün gefärbt durch etwas Chrom. *Wertvoller Edelstein*.
- b) Aquamarin, blaß bläulich grün (*Edelstein*).

## Feldspatgruppe.

131. Feldspat. Dieses Mineral bildet den wesentlichsten Gemengteil der krystallinischen Felsarten, sowohl der Schiefer- als auch der Massengesteine, insofern es nicht nur in den meisten derselben reichlich vorkommt [g. G.], sondern auch je nach seiner Varietät die Zuweisung des betreffenden Gesteins zu einer bestimmten Gruppe in erster Linie wesentlich bestimmt. Alle Feldspate enthalten Thonerde und Kieselsäure, und die einzelnen Glieder der Gruppe entweder Kali, Natron oder Kalk. Eisen und Magnesia fehlen in den Feldspaten gänzlich.
- a) Monokliner Feldspat: Orthoklas oder Kalifeldspat, monoklin, H. 6, spez. Gew. 2,53—2,58. Kaliumaluminiumsilikat,  $\text{K}_2\text{Al}_2(\text{Si}_3\text{O}_8)_2$ , bisweilen farblos, wasserhell, meist gefärbt: gelblichweiß, rötlichweiß bis fleisch- und ziegelrot (Fig. 181). — Varietäten:
- $\alpha$ ) Adular oder Eisfeldspat, farblos, durchsichtig, stark glänzend. *Halbedelstein*; zeigt, wenn mugelig geschliffen (s. u. S. 182),

nicht selten im Innern einen wogenden bläulichen oder rötlichen Lichtschein: Mondstein, Sonnenstein.

β) Gemeiner Feldspat oder Pegmatolit, durchscheinend bis undurchsichtig, weißgrau oder rötlich, weniger glänzend.

γ) Sanidin oder glasiger Feldspat, durchsichtig und durchscheinend; mit wechselndem Na-Gehalt, graulichweiß bis grau, stark glasglänzend.

b) Triklone Feldspate oder Plagioklase, triklin. H. und spez. Gew. wie bei a).

α) Mikroklin, H. 6, spez. Gew. 2,54. Kaliumaluminiumsilikat,  $K_2Al_2(Si_3O_8)_2$ , dimorph mit Orthoklas.

β) Albit oder Natronfeldspat, H. 6 bis 6,5, spez. Gew. 2,6. Natriumaluminiumsilikat,  $Na_2Al_2(Si_3O_8)_2$ .

γ) Anorthit oder Kalkfeldspat, H. 6, spez. Gew. 2,7. Calciumaluminiumsilikat,  $CaAl_2Si_2O_8$ .

δ) Kalknatronfeldspat, H. 6, spez. Gew. 2,6 bis 2,7. Gemische von Albit und Anorthit. — Untervarietäten: Oligoklas, Andesin, Labradorit. Letzterer oft bunt (rötlich, bläulich, grünlich) gefärbt, zeigt auf Bruch- und Schlißflächen nicht selten einen schönen Farbenschiller und wird deshalb als *Halbedelstein* benutzt.

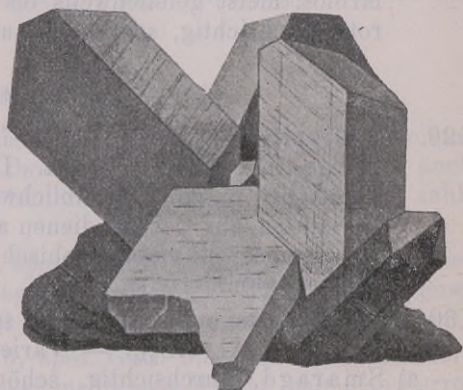


Fig. 181. Orthoklas (mit Rauchquarz).

### Leucitgruppe.

132. Leucit, regulär bei höherer Temperatur, nach dem Abkühlen rhombisch, H. 5,5—6, spez. Gew. 2,45—2,50. Kaliumaluminiumsilikat,  $K_2Al_2(SiO_3)_4$ , halbdurchsichtig bis kantendurchscheinend, graulichweiß bis aschgrau, auch gelblich- und rötlichweiß, glasglänzend. Gesteinsbildend [g. G.] als Gemengteil gewisser Eruptivgesteine, z. B. Basalt.

133. Nephelin und Eläolith, hexagonal, H. 5,5—5,6, spez. Gew. 2,58 bis 2,64. Kaliumnatriumaluminiumsilikat,  $(KNa)_2Al_2(SiO_4)_2$ , teils krystallinisch farblos, weiß und grau, stark durchscheinend (Nephelin), teils mikrokristallinisch, trüb rot und grün (Eläolith). Gesteinsbildend [g. G.] als Gemengteil gewisser Eruptivgesteine.



134. Hauyn, regulär, H. 5—5,5, spez. Gew. 2,4—2,5. Natriumcalcium-aluminiumsilikat mit Natriumsulfat. Gesteinsbildend [g. G.] als Gemengteil einiger Eruptivgesteine, z. B. Phonolith.
135. Lasurstein, Lapis Lazuli, regulär, H. 6,5, spez. Gew. 2,4. Aluminiumnatriumsilikat, welches als wesentliche Bestandteile noch etwas Natriumsulfat und Schwefelnatrium enthält. Verwendung wegen seiner schön blauen Farbe als *Edelstein* zu Geschmeiden und Ornamenten; diente ehemals zur Bereitung des Ultramarins, welches jetzt in großem Maße künstlich dargestellt wird.

### Glimmergruppe.

136. Glimmer, Aluminiumsilikate mit K oder Na, Mg und auch Fe; in einigen findet sich neben K und Na auch Li. Alle Glimmer sind monoklin und besitzen eine ausgezeichnete Spaltbarkeit parallel der Basis, infolgedessen sie sich in ungemein feine, elastischbiegsame Blättchen zerteilen lassen. Diese, von fast vollkommener Durchsichtigkeit, werden vielfach statt des Glases verwendet, vor welchem sie den Vorzug geringer Zerbrechlichkeit und mangelnder Sprödigkeit beim Erhitzen und Abkühlen besitzen, z. B. zu Lampencylindern, Lichtrosetten, Vorsatzscheiben vor Ofenfeuer, Fensterscheiben in Maschinenwerkstätten, Schutzbrillen für Arbeiter in Eisen, Glas, Stein. Hierzu eignet sich besonders der indische Kaliglimmer, welcher sehr rein ist. Die verschiedenen Glimmerarten sind sehr verbreitet als Gemengteile zahlreicher krystallinischer (Schiefer- und Massen-) Gesteine, denen sie mitunter ein weithin glänzend schimmerndes Ansehen verleihen.

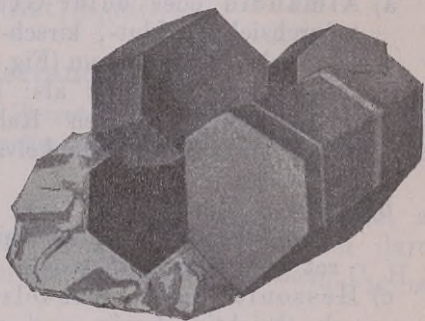


Fig. 182. Schwarzer Magnesiaglimmer.

- a) Muscovit oder Kaliglimmer, monoklin, H. 2—3, spez. Gew. 2,76 bis 3,1. Silikate von der allgemeinen Formel  $R^I_2Al_2(SiO_4)_2$  mit  $R^{II}Al_2(SiO_4)_2$ , wo  $R^I = K$  mit etwas Na und H,  $R^{II} = Mg, Mn, Fe$  sein kann, farblos, oft weiß in verschiedenen Nüancen: gelblich-, grünlich-, rötlichweiß, metallartigen Perlmutterglanz zeigend. Gesteinsbildend [g. G.].
- b) Paragonit oder Natronglimmer, monoklin, H. 2,5, spez. Gew. 2—2,5. Zusammensetzung der des vorigen analog:  $R^I = Na$ . Gelblich- und graulichweiß, schwach glänzend in Perlmutterglanz. Gesteinsbildend [g. G.].
- c) Lepidolith und Lithionit oder Lithionglimmer, monoklin, H. 2,5, spez. Gew. 2,5. Schwankende Zusammensetzung; hoher Gehalt an Li neben K und etwas Na. Gesteinsbildend [g. G.].

- d) Biotit oder Magnesiaglimmer, monoklin, H. 2,5—3, spez. Gew. 2,8—3,2. Mischung von  $R^I_4SiO_4$ ,  $R^{II}_2SiO_4$  und  $R^{III}_2(SiO_4)_3$ , wo  $R^I = K, Na, H$ ,  $R^{II} = Fe, Mg$  und  $R^{III} = Al, Fe$  bedeutet. Dunkelgrün, braun bis schwarz von starkem, metallartigem Perlmutterglanz. Gesteinsbildend [g. G.].

### Granatgruppe.

137. Granat, regulär, H. 6,5—7,5, spez. Gew. 3,4—4,3, gemischte Silikate von der allgemeinen Formel  $R^n_3Al_2(SiO_4)_3$  (Thonerdegranat),  $R^n_3Fe_2(SiO_4)_3$  (Eisengranat) oder  $R^nCr_2(SiO_4)_3$  (Chromgranat), wo  $R^n$  sein kann: Ca, Mg, Fe oder Mn. Gesteinsbildend [g. G.], sehr allgemein verbreitet als (unwesentlicher) Gemengteil vieler älteren Felsarten. — Varietäten:

- a) Almandin oder edler Granat, durchsichtig, blut-, kirsch- oder bräunlichrot bis braun (Fig. 183). Besonders geschätzt als: Kaprubin vom tiefsten Rubinrot bis zum schönsten Dunkelviolett. *Edelstein*.
- b) Pyrop, durchsichtig bis stark durchscheinend, dunkelhyazinthrot bis blutrot. *Edelstein*.
- c) Hessonit oder Kaneelstein; durchsichtig, honig- und pomeranzengelb bis hyazinthrot. *Edelstein*.
- d) Weißer Granat, fast ungefärbt, oft schön krystallisiert.
- e) Gemeiner Granat, durchscheinend, grün, gelb, braun.
- f) Grossular, durchscheinend grünlich- und gelblichweiß, grünlichgrau bis olivengrün.
- g) Melanit, schwarz.

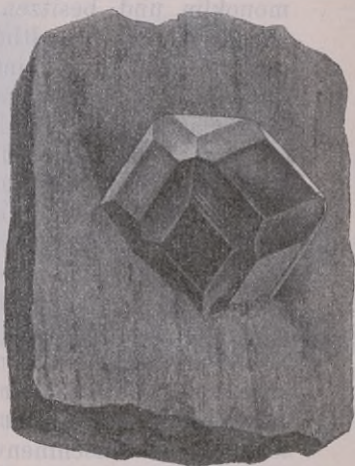


Fig. 183.

Granat, natürl. Krystall (Almandin).

### Turmalingruppe.

138. Turmalin oder Schörl, rhombisch, H. 7—7,5, spez. Gew. 2,9—3,2. Borosilikat von sehr schwankender Zusammensetzung mit K, Na, Si, Mg, Fe, Mn, Ca und Al. Die grünen und blauen Varietäten sind *Edelsteine*.

### Thongruppe.

139. Kaolin oder Porzellanthon, kryptokrystallinisch, H. 1, spez. Gew. 2,2. Aluminiumsilikat,  $Al_2Si_2O_7 + 2H_2O$ , oder besser  $H_4Al_2Si_2O_9$ . Zersetzungs-(Verwitterungs-)produkt des Feldspats und feldspathaltiger Gesteine (Granit, Porphyr). Gesteinsbildend [e. G.] und



[g. G.], bildet im reinen Zustande (frei von  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  oder  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ), höchstens mit Quarzsand gemischt, die Porzellanerde, mehr oder weniger stark durch  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_3$  und Detritus anderer Mineralien den Töpferthon und Lehm (s. Gesteine S. 190 u. 192).

### Silikate von Schwermetallen.

140. Galmei oder Kieselzinkerz, rhombisch, H. 5, spez. Gew. 3,4—3,5. Wasserhaltiges Zinksilikat,  $\text{Zn}_2\text{SiO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ . Wichtiges Zinkerz zur Darstellung des Metalles (s. auch Nr. 118).
141. Kieselmalachit, Kieselkupfer oder Kupfergrün, kryptokrystallinisch, H. 2—3, spez. Gew. 2—2,3. Cuprisilikat,  $\text{CuSiO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ .
142. Kieselwismut oder Wismutblende, regulär, H. 4,5—5, spez. Gew. 6,1, neutrales Wismutsilikat  $\text{Bi}_4(\text{SiO}_4)_3$ .

### Organische Verbindungen.

Hervorgegangen durch partielle Zersetzung organischer Stoffe, mehr oder weniger reich an Kohlenstoff, verbrennlich unter Zurücklassung von mehr oder weniger Asche.

143. Bernstein, H. 2—2,5, spez. Gew. 1—1,1. Fossiles Harz, abstammend von urweltlichen Coniferen, durchsichtig oder durchscheinend, honiggelb bis rot oder braun; Zusammensetzung:  $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$ . *Halbedelstein*.
144. Anthracit oder Kohlenblende, amorph, H. 2—2,5, spez. Gew. 1,4 bis 1,7. Zusammensetzung: 90—96% C, wenig O und H mit Spuren von N und geringe Beimengungen von  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  und  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .
145. Steinkohle, H. 2—2,5, spez. Gew. 1,2—1,5. Zusammensetzung: 70—96% C, 0,5—5,5% H und 3—20% O mit 1—30% mineralischen Beimengungen.
146. Bogheadkohle oder Bituminitt, spez. Gew. 1,3. Zusammensetzung: 60—65% C, 9% H und 4—5% O mit 18—24% mineralischen Beimengungen.
147. Braunkohle, spez. Gew. 1,2—1,4, Zusammensetzung: 55—70% C, 3—6% H und 14—26% O, meist reich an mineralischen Beimengungen.
148. Torf, lockeres oder zusammengepresstes, filziges Gewebe von in Zersetzung begriffenen Pflanzenteilen, deren Form meist noch deutlich erhalten ist; enthält 50—55% C.
149. Asphalt, Erdpech oder Bitumen, halbflüssig bis fest, H. 2, spez. Gew. 1,1—1,2, aus C, H und O bestehend.
150. Erdwachs oder Ozokerit, weich, geschmeidig, aus C und H bestehend.
151. Petroleum oder Erdöl, flüssig, aus C und H bestehend.

## Edelsteine.

Das Mineralreich liefert zahlreiche Spezies und Varietäten, die von jeher wegen ihrer Schönheit als Edelsteine geschätzt worden sind und nicht selten sehr hoch bewertet werden. Dieser Wert liegt bei ihnen niemals in der Substanz, welche im Gegenteil aus den wertlosesten Materialien (Kohlenstoff, Kieselerde, Magnesia, Thonerde, Beryllerde, bei einigen unter Beimengung von etwas Schwermetalloxyden wie Kupfer-, Chrom-, Nickel-, Manganoxyd etc.) besteht, sondern wird nur nach ihren äusseren oder physikalischen Eigenschaften geschätzt: Glanz, Farbe, Durchsichtigkeit, Strahlenbrechungs- und Farbenzerstreuungsvermögen, oder bei undurchsichtigen: schöne Färbung durch die Masse, Politurfähigkeit, Farbenschliller an der polierten Oberfläche etc. Dazu kommt bei allen noch die grössere Härte, welche als wesentliches Schutzmittel jener äusseren Eigenschaften dient. Die Edelsteine gehören zu den härtesten Körpern, welche existieren. Nach Zertrümmerung der Gestalt ist der Wert eines Edelsteines dahin.

## Zusammenstellung.

## Durchsichtige Edelsteine.

Diamant (1)  
 Rubin (22b)  
 Saphir (22a)  
 Smaragd (130a)  
 Aquamarin (130b)  
 Spinell (106)  
 Chrysoberyll (107)  
 Chrysolith (117a)  
 Topas (128)  
 Almandin (137a)  
 Pyrop (137b)  
 Hessonit (137c)  
 Hyazinth (23)  
 Bergkrystall (20a)  
 Amethyst (20e)  
 Citrin (20d)  
 Turmalin (138)  
 Adular (131a)

## Nicht durchsichtige Edelsteine.

Edler Opal (21a)  
 Feueropal (21b)  
 Türkis (99)  
 Lasurstein (135)  
 Avanturin (20g)  
 Chalcedon (20o)  
 Onyx (20o)  
 Sardonyx (20o)  
 Karneol (20o)  
 Heliotrop (20o)  
 Plasma (20o)  
 Chrysopras (20o)  
 Achat (20p)  
 Moosachat (20q)  
 Katzenauge (20h)  
 Tiegerauge (20i)  
 Jaspis (20l)  
 Malachit (96)  
 Labradorit (131b)

Edelsteinschliffe. Um die wertvollen Eigenschaften der Edelsteine in möglichst vorteilhafter Weise hervortreten zu lassen, werden dieselben einem Schliffe unterworfen, der für die durchsichtigen Spezies auf andern Prinzipien basiert, als für die nicht durchsichtigen. Denn während es bei jenen darauf ankommt, die Klarheit und Reinheit des Steines („Wasser“) und die Pracht des Farbenspiels („Feuer“) in das möglichst günstige Licht zu stellen, soll bei diesen hauptsächlich der Glanz und die Schönheit der Oberflächenfarben zur Geltung gelangen. Diesen verschiedenen Zwecken entsprechend haben sich verschiedene Schliff-Formen entwickelt, von denen hier einige der gebräuchlichsten aufgeführt werden sollen:



1. Der Brillant (Fig. 184) besteht aus dem Oberteil: Krone oder Pavillon, dem Unterteil: Cülasse und der Einfassung: Rundiste, welche beide Teile voneinander trennt. Die letzte hat in der Regel die Form eines an den Ecken abgerundeten Quadrats (Fig. 185 und 186), erhält aber auch je nach der Form des rohen Steines andere Formen, z. B. die einer Ellipse, eines Eidurchschnittes etc. Die Dicke der Krone beträgt  $\frac{1}{3}$ , die der Cülasse  $\frac{2}{3}$  von der Höhe des ganzen

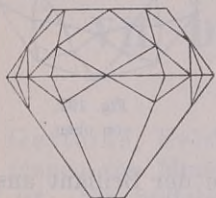


Fig. 184.  
Brillant von der Seite

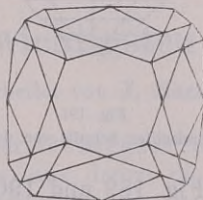


Fig. 185.  
von oben

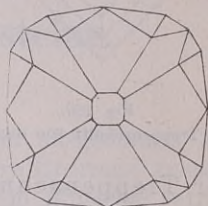


Fig. 186.  
von unten.

Steines. Die glatte oberste Fläche der Krone heißt Tafel, ihr Durchmesser ist  $= \frac{5}{9}$  vom größten Durchmesser der Rundiste; die Unterfläche der Cülasse heißt Calette, ihr Durchmesser  $= \frac{1}{5}$  von dem der Tafel. Die seitlich angeschliffenen Flächen heißen Facetten. Je nach der Größe des Steines erhält die Krone ein, zwei, auch wohl drei Reihen Facetten (wie in Fig. 184 und 185). Die der obersten Reihe, welche an die Tafel grenzen, heißen Sternfacetten, die an die Rundiste stoßenden Querfacetten. Die Anordnung dieser Flächen ist so getroffen, daß die Krone möglichst viel Lichtstrahlen nach

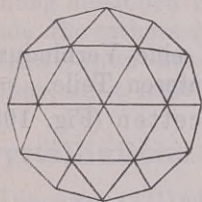


Fig. 187.  
Rosette von oben

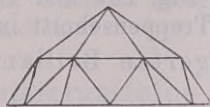


Fig. 188.  
von der Seite.

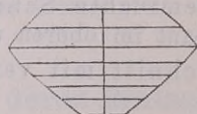


Fig. 189.  
Treppenschnitt von der Seite.

innen bricht, welche dann von den Facetten, der Cülasse und der Calette wieder zurückgeworfen und beim Austritt nochmals gebrochen werden. Deshalb begünstigt der Brillantschliff die Farbenzerstreuung der Lichtstrahlen ganz besonders und erhöht das Feuer des Steines in möglichst hohem Grade. Er wird nur bei durchsichtigen, besonders hellen Steinen angewendet und ist die Hauptschliffform des Diamants. Die Fassung erfolgt an der Rundiste, frei oder *à jour*.

2. Die Rosette (Fig. 187 und 188) ist nach unten von einer ebenen Fläche begrenzt, auf welcher sich eine aus zwei übereinander stehen-

den Reihen von Facetten gebildete Pyramide erhebt. Fassung am Rande der unteren Fläche, so daß die Spitze nach ausßen ragt. Ebenfalls für durchsichtige Steine.

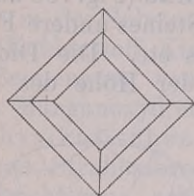


Fig. 190.

Treppenschnitt von oben.

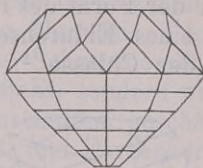


Fig. 191.

Gemischter Schnitt von der Seite

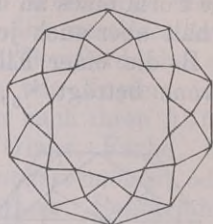


Fig. 192.

von oben.

3. Der Treppenschnitt (Fig. 189 und 190), wie der Brillant aus einem oberen und einem unteren Teile bestehend, an den Seiten von langen schmalen Flächen begrenzt, die sich nach der Tafel und der Cülasse hin in immer stärker werdender Neigung abstumpfen.

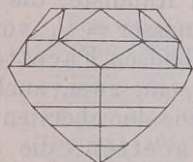


Fig. 193.

Schnitt mit verlängerten Brillantfacetten von der Seite

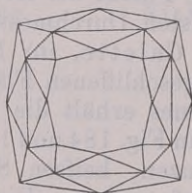


Fig. 194.

von oben

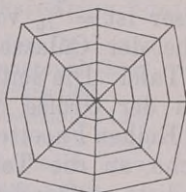


Fig. 195.

von unten.

4. Der gemischte Schnitt (Fig. 191 und 192), eine Verbindung von Brillant im oberen und Treppenschnitt im unteren Teile.

5. Der Schnitt mit verlängerten Brillantfacetten (Fig. 193, 194

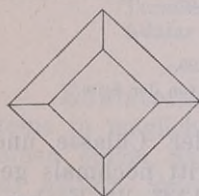


Fig. 196.

Tafelstein.

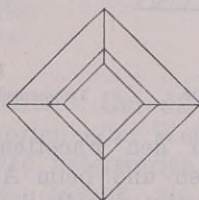


Fig. 197.

Tafelstein.

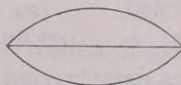


Fig. 198.

Mugliher Schnitt, doppelt.

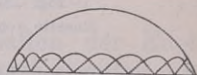


Fig. 199.

Mugliher Schnitt mit Facetten.

und 195), wie der vorige aus Brillant und Treppenschnitt zusammengesetzt; die Facetten der Krone sehr verlängert.

6. Der Tafelstein (Fig. 196 und 197), niedrig, flach, von parallelen Ebenen eingefast, mit wenig schmalen Facetten.



7. Der muglige oder muschlige Schnitt (Fig. 198 und 199) von gerundeten (konvexen) Flächen begrenzt, entweder nur nach oben (oder unten) oder nach beiden Seiten; am Rande wohl auch facettiert.

## VII. Die wichtigsten Gesteine.

Bearbeitet von J. Hazard.

**65.** Gesteine, Felse oder Gebirgsarten sind ausgedehnte Anhäufungen von Mineralien, aus denen die starre Erdrinde zusammengesetzt ist. Sie bestehen entweder nur aus einem Minerale (einfache Gesteine) oder sind Aggregate verschiedener Mineralien (gemengte Gesteine). Diese vielfach angewendete Einteilung wird hier durch eine genetische ersetzt werden.

In der folgenden Zusammenstellung sind diejenigen Mineralien verzeichnet, aus denen die betreffenden Gesteine zusammengesetzt sind. Die zwischen — Strichen — (in I) oder innerhalb derselben Spalte (in II) angeführten Mineralien sind solche, welche gemeinsam oder sich gegenseitig verdrängend und vertretend als wesentliche Bestandteile eines Gesteins an der Zusammensetzung desselben teilnehmen. Die zwischen eckiger Parenthese [ ] aufgeführten Mineralien sind zwar auch stets in dem betr. Gesteine vorhanden, sind jedoch für die Zusammensetzung und Benennung desselben nicht von ausschlaggebender Bedeutung. Die in runde Parenthese ( ) geklammerten Mineralien sind nur in gewissen Modifikationen des betr. Gesteins wesentliche Gemengteile und fehlen demselben sonst meist gänzlich.

### I. Krystallinische Schiefergesteine und deren Einlagerungen.

Die krystallinischen Schiefergesteine sind diejenigen Gesteine, deren Gemengteile krystallinisch ausgebildet und in parallelen Lagen angeordnet (geschichtet) sind. Sie bilden den ältesten uns bekannten Schichtenkomplex der Erdrinde, die sogenannte archaische Formation, welche, da sie keinerlei Versteinerungen führt, auch die „azoische Formation“ genannt worden ist. Für ihre Entstehungsweise ist bis jetzt noch keine genügende Erklärung gefunden. Ihrem Alter nach lassen sich die krystallinischen Schiefergesteine in die Urgneis-Formation, als die ältere, und die Urschiefer-Formation, als die jüngere, gliedern, in welcher letzteren die Krystallinität, bez. Korngröße allmählich abnimmt.

Charakteristisch für die archaische Formation ist das Auftreten von chemisch abweichenden, häufig ungeschichteten Gesteinspartien, welche in Form von mehr oder weniger plumpen Linsen von Faustgröße bis (selten

1 km Länge und entsprechender Mächtigkeit dem allgemeinen Schichtengefüge regelmäÙig eingeschaltet sind („Einlagerungen“).

In den oberen, also jüngeren Schichten der krystallinischen Schiefer stellen sich Partikel ein, welche durch Form und Zusammensetzung sich immer deutlicher als Reste älterer, bereits zerstörter Gesteine erweisen (klastische Elemente). In diesen jüngeren Gliedern der archaischen Formationsgruppe werden auch Spuren tierischen und pflanzlichen Lebens allmählich nachweisbar, und so entstehen Gebirgsglieder, welche den Übergang zu den aus klastischen Elementen bestehenden „Absatzgesteinen“ (s. u. Nr. 37b, 39e, 40b, 43) bilden.

### Krystallinische Schiefergesteine.

1. Gneis: Quarz — Orthoklas [Albit, Oligoklas] — Biotit, Muscovit [Granat, Hornblende, Cordierit] —. Siehe Buntdrucktafel Nr. 4.

Die Gneise bilden ganze Gebirgszüge, so (als Biotitgneise = graue Gneise und Muscovitgneise = rote Gneise) die Hauptmasse des sächsischen Erzgebirges, wo sie in der Umgebung von Freiberg, Marienberg und Annaberg zahlreiche, seit mehreren Jahrhunderten den Gegenstand eines einst blühenden, jetzt leider stark im Rückgange begriffenen Bergbaues bildende Erzgänge und Erzlager (Einlagerungen s. u.) beherbergen. Ferner im Fichtelgebirge (Münchberg), im bayrisch-böhmischen Waldgebirge, Riesengebirge, in den Alpen (Centralmasse des Montblancs, Gotthards und Finsteraarhorns, Walliser Alpen, Ötztaler Ferner) etc. — Die dünnbankigen, regelmäÙigen Varietäten werden zu Platten gebrochen (Plattengneis).

2. Granulit: Quarz — Orthoklas [Mikroclin, Albit, Oligoklas] — [Granat, Cyanit, Biotit, Hypersthen] —.

In besonderer Ausdehnung kommt der Granulit in Sachsen (sächsisches Mittelgebirge oder Granulitgebirge: Waldheim, Penig, Rofswein), außerdem im ostbayrischen Waldgebirge, in Böhmen und Niederösterreich vor.

3. Glimmerschiefer: Quarz — Muscovit, Biotit — (Granat, Feldspat) —.

Der nach der Farbe seines Glimmers silbergraue oder braunschwarze Glimmerschiefer (Muscovit- bez. Biotitschiefer) bildet mächtige und ebenso weit verbreitete Schichtenkomplexe, wie der Gneis, auf welchem er unmittelbar aufgelagert ist. Erzgebirge (Fichtelberg, Keilberg), Riesengebirge, Böhmen, Mähren, Alpen.

4. Chloritschiefer: Chlorit — Quarz — Feldspat —.

5. Talkschiefer: Talk — Quarz — Feldspat —.

6. Phyllit oder Urthonschiefer: Quarz — Muscovit — Chlorit — (Feldspat, Granat) —.

Hell- bis schwärzlichgrau, grünlichgrau, bläulichschwarz bis bläulichrot gefärbt; in dünne Tafeln spaltbar. Erzgebirge, ostbayrisches Grenzgebirge, Schlesien, Böhmen, Thüringer Wald, Taunus. Vom Phyllit, sowie von den jüngeren, durch matte Bruchflächen sich von ihm unterscheidenden Thonschiefern (s. u. Nr. 43) finden die homogenen und zugleich ebenschiefrigen Modifikationen (Lößnitz im Erzgebirge, Ardennen, England) als Dachschiefer, und stellenweise (Thüringer Wald) die weicheren und stengelig zerspaltenden Schiefer als Griffelschiefer Verwendung. Durch Kohle schwarz gefärbte Urthonschiefer werden am Rhein (St. Goarshausen, Rüdesheim), an der Mosel, bei Goslar und Lautenthal im Harz, bei Lehesten, Gräfenenthal und Sonneberg in Thüringen als Tafelschiefer gebrochen.



7. Fruchtschiefer, Hornfels, Chiasolithschiefer, Andalusit- und Cordieritglimmerfels; verschieden stark durch benachbarte plutonische Gesteine in Struktur und Zusammensetzung kontakt-metamorphisch (s. u. bei Massengesteine A. S. 186) veränderte Urthonschiefer.

### Einlagerungen.

8. Quarzfels: fast reine Quarzmasse.  
 9. Hornblendeschiefer oder Amphibolit: Hornblende — Quarz — Granat — Orthoklas — Plagioklas — Biotit —.  
 10. Serpentinfels: Serpentin — Magneteisen — Überreste der ursprünglichen Mineralien, u. a. Olivin, Hornblende, Augit, Bronzit —.  
 11. Quarzitschiefer: Quarz — Muscovit [Biotit] —.  
 12. Kalkstein } Körniger Kalk- und Dolomitspat mit accessorischem  
 13. Dolomit } Pyroxen, Granat, Graphit und verschiedenen Erzen (Eisenkies, Kupferkies, Arsenkies, Zinkblende, Rotzinkerz, Bleiglanz etc.)  
 14. Magneteisenstein: Magneteisenerz, häufig mit Granat, Strahlstein und Serpentin vergesellschaftet.  
 15. Roteisenstein: Roteisenerz (s. Min. Nr. 25).  
 16. Granatfels  
 17. Strahlsteinfels } bilden jeder für sich oder gemeinsam Lager von  
 18. Pyroxenfels } meist geringer Ausdehnung, welche sich durch Erzführung (Eisenkies, Kupferkies, Arsenkies, Zinkblende, Bleiglanz etc.) auszeichnen.

## II. Massengesteine oder Eruptivgesteine.

Die Eruptivgesteine sind in glutflüssigem Zustande aus dem Innern der Erde hervorgetreten und an der Oberfläche oder nahe derselben mehr oder weniger rasch erstarrt. Die Verfestigung hat mit der Krystallisation der Erze (VI. s. Tabelle S. 187) und der accessorischen Gemengteile (VII.) begonnen; hierauf folgte die Ausscheidung der thonerdefreien Magnesia- und Ferrosilikate der Olivin-, Augit- und Hornblendegruppe (V.), sowie der ferro- und magnesiahaltigen Thonerdesilikate der Glimmer-, Augit- und Hornblendegruppe (IV.), dann diejenige der Thonerde-Alkali-Kalksilikate der Leucitgruppe (III.) und Feldspatgruppe (II.) und endlich die des Quarzes (I.). In der Tabelle auf S. 187 sind also die wesentlichen Gemengteile so geordnet, daß deren Alter von rechts nach links (von VI. nach I.) abnimmt. —

Für die allgemeine Einteilung in zwei Hauptgruppen — Orthoklas- und Plagioklasgesteine — ist die Natur des Feldspats maßgebend, während die Gegenwart oder Abwesenheit von Quarz und das Hinzutreten von weiteren Gesteinskomponenten (Nephelin und Leucit, Bronzit, Hypersthen und Olivin) fünf Gruppen für die spezielle Klassifikation liefern.

Jede dieser fünf Gruppen ist nach dem abnehmenden geologischen Alter in drei Unterabteilungen gebracht: a) plutonische, b) altvulkanische und c) jungvulkanische Gesteine.

**A. Plutonische Gesteine** (in der Tabelle mit a) bezeichnet): Granit, Syenit, Eläolithsyenit, Diorit, Diabas. Sie sind in glutflüssigem Zustande aus dem Erdinnern emporgetrieben worden und ohne die Oberfläche erreicht zu haben, also sehr langsam und unter hohem Druck, in plumpen Massen (als Stöcke) oder in Spalten (als Gänge) erstarrt. Infolge der langsamen Festwerdung haben sich ihre Gemengtheile ohne Unterbrechung in normaler Altersfolge vollkommen krystallinisch, also körnig ausgeschieden. Das durchbrochene geschichtete Gestein ist durch die Hitze der glutflüssigen Masse oft bis mehrere Kilometer mit abnehmender Intensität von der Berührungsfläche umgewandelt worden (Kontaktmetamorphose) und zwar so, daß klastische Elemente krystallin geworden sind (dichter Kalkstein zu Marmor), daß die Schichtung verloren gegangen ist (Schiefer zu Hornfels), oder daß die ursprünglichen Gemengtheile in vollständig neue übergegangen sind (Thonschiefer zu Andalusitglimmerfels).

**B. Vulkanische Gesteine.** Bei ihnen ist der Schmelzfluß (Lava) durch Spalten bis an die Oberfläche gelangt (Gänge) oder hat sich bei zäher Konsistenz als steiler Berg über den Eruptionskanal erhoben (Quellkuppe) oder in dünnflüssigem Zustande flach ausgebreitet (Decke, bez. Lager, wenn jüngere Gesteine darüber zur Ausbildung gekommen sind). Bei der Eruption frei werdende Dämpfe schleudern größere und kleinere Stücke der flüssigen Masse empor: Bomben, Lapilli, vulkanische Aschen (wenn unter Wasser abgelagert = Tuffe).

Die Verfestigung der eigentlichen Eruptionsmasse erfolgte in zwei Akten: 1. bereits im Eruptionskanal haben sich grobkörnige (porphyrische) Ausscheidungen von Mineralien gebildet, und um diese herum ist 2. im weiteren Verlaufe und am Ende der Eruption die übrige, chemisch mit jenen identische Masse erstarrt. Bei langsamer Abkühlung hat diese Grundmasse eine zweite Mineraliengeneration geliefert; bei rascher ist ein mehr oder minder großer Teil derselben zu Glas geworden. — Man teilt die vulkanischen Gesteine wieder ein in

1. **Altvulkanische Gesteine** (in der Tabelle mit b) bezeichnet), d. h. solche, die älter sind als die Braunkohlenformation, aber jünger als die archaische Formation, nämlich: Quarzporphyr, quarzfreier Orthoklasporphyr, Eläolithporphyr, Porphyrit, Melaphyr.

2. **Jungvulkanische Gesteine** (in der Tabelle mit c) bezeichnet), d. h. solche, deren Eruption von der Braunkohlenformation bis zur Jetztzeit reicht, nämlich: Liparit, Trachyt, Phonolith, Andesit und Dacit, Basalt.

19. **Granit.** Farbe je nach der des Feldspats im allgemeinen grau bis fleischrot; grob- bis feinkörnig, durch Ausscheidung von größeren Feldspatkrystallen mitunter porphyrisch. Ausserordentlich verbreitet: Lausitz (Valtenberg, Czorneboh, Keulenberg), Riesengebirge, Isergebirge, Erzgebirge (Kirchberg, Eibenstock, Großer Auersberg), Harz (Brocken, Schnarcher und Hohneklappen, Ramberg, Roßtrappe), Kyffhäuser, Fichtelgebirge (Schneeberg, Ochsenkopf, Kösseine), Böhmer Wald, Thüringer Wald (Brotterode, Ilmenau), Spessart, Odenwald, Schwarzwald, Vogesen, Alpen (Montblanc, St. Gotthard, Predazzo etc.). — Siehe Buntdrucktafel Nr. 1.



Gesteinsbezeichnung		Freie Kiesel- säure	Thonerde-Alkali- Kalksilikate		Thonerde- Magnesia- Ferro-silikate	Magne- sia- Ferro- silikate	Erze
			Feldspat- gruppe	Leucit- gruppe	Glimmer-, Augit- und Hornblende- gruppe		
			I.	III.	IV.		
Orthoklasgesteine.	19. a) Granit	Quarz	Orthoklas [Mikroklin, Albit, Oligoklas]		Biotit, Mus- covit, Lithio- nit, Horn- blende		
	20. b) Quarzpor- phyr	Quarz	Orthoklas [Oligoklas]		Biotit		
	21. c) Liparit	Quarz	Sanidin [Oligoklas]		Biotit, Hornblende		
	22. a) Syenit		Orthoklas [Oligoklas]		Hornblende Biotit, Augit		
	23. b) Quarzfreier Orthoklas- porphyr		Orthoklas [Oligoklas]		Hornblende Biotit, Augit		
	24. c) Trachyt		Sanidin [Oligoklas]		Hornblende Biotit, Augit		
	25. a) Eläolith- syenit		Orthoklas [Oligoklas]	Nephelin	Augit, [Biotit, Hornblende]		
	26. b) Eläolithsy- enit-Porphyr		Orthoklas [Oligoklas]	Nephelin	Augit		
	27. c) Phonolith		Sanidin	Nephelin [Hauyn]	Augit		
	28. a) Diorit	(Quarz)	Kalknatron- Feldspate [Orthoklas]		Hornblende Biotit, Augit		
Plagioklasgesteine.	29. b) Porphyrit	(Quarz)	Kalknatron- Feldspate [Orthoklas]		Hornblende Biotit, Augit	(Bronzit)	
	30. c) Andesit u. Dacit	(Quarz)	Kalknatron- Feldspate [Orthoklas]		Hornblende Biotit, Augit	(Hyper- sthen)	
	31. a) Diabas		Labradorit		Augit (Hornblende)	(Olivin)	Magnet- und Titan- eisen
	32. b) Melaphyr		Labradorit		Augit	Olivin	Magnet- und Titan- eisen
	33. c) Basalt		(Labra- dorit)	(Nephelin) (Leucit) (Hauyn)	Augit	(Olivin)	Magnet- und Titan- eisen

## VII. Accessorische Gemengteile.

In mikroskopisch kleinen Individuen nirgends fehlende Gemengteile sind: Apa-  
tit, Pyrit, Magnetit; sehr häufig vorhanden sind auch: Zirkon und Titaneisen.

Der Granit bildet im allgemeinen kompakte, nur spärlich von Absonderungsklüften durchsetzte Felskolosse. In diesem Erhaltungszustande wird er zu Monolithen, Trottoirplatten, Schwellen gespalten und bossiert. Er findet außerdem, namentlich in seinen feinkörnigen Varietäten, zu Pflastersteinen Verwendung. Vielfach jedoch ist er durch gebirgsbildenden Druck klüftig oder schieferig geworden und alsdann technisch untauglich.

20. Quarzporphyr. Grundmasse meist rötlich bis fleischrot, bei Gegenwart von eisenreichen Mineralien der Augitreihe (Bronzit) und Magneteisen jedoch hell- bis dunkelgrau und bei eingetretener Verwitterung grünlich, sonst im letzteren Zustande schmutzig gelb bis bräunlich gefärbt. Sachsen (Grimma, Leisnig, Rochlitz), Thüringer Wald (Inselsberg, Körnberg), Provinz Sachsen (Petersberg, Wettin), östliches Erzgebirge (zwischen Dippoldiswalde und Teplitz), Harz, Niederrheinisches Gebirge, Odenwald, Schwarzwald, Pfälzer Gebirge, Vogesen, Tirol (Bozen, Meran, Neumarkt). — Siehe Buntdrucktafel Nr. 2.

Der Quarzporphyr besitzt eine plattige oder quaderförmige Absonderung. Er findet im allgemeinen zu Pflaster- und Bruchsteinen, sowie als Straßenbeschotterungsmaterial Verwendung.

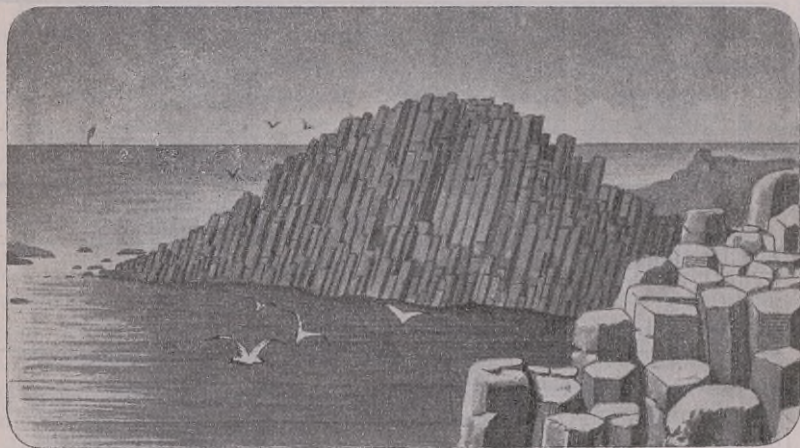


Fig. 200. Säulenförmig abgesonderter Basalt. Insel Staffa, Westschottland.

22. Syenit. Der hellgraue bis rötlich gefärbte Hornblende-Syenit besitzt seine größte Ausdehnung in Sachsen (Plauenscher Grund, Umgebung von Meissen und Moritzburg); ferner im Thüringer Wald (Brotterode und Ilmenau), in Mähren und im Odenwald.
23. Quarzfreier Porphyr kommt in Thüringen (Umgebung des großen Inselsbergs und bei Friedrichroda) vor.
24. Trachyt. In einer hellgrauen, porösen oder rauhen, anscheinend homogenen Grundmasse sind glasis-rissige Sanidinkristalle, sowie Hornblendesäulen porphyrisch ausgeschieden. Siebengebirge (Drachenfels), Eifel, Westerwald, Odenwald, Ungarn.
27. Phonolith. In einer dunkelgrünlichgrauen Grundmasse von unebenem Bruche sind zahlreiche Sanidintäfelchen porphyrisch ausgeschieden, welche durch ihre fluidale Anordnung die dünnplattige Ablösung des beim Anschlagen einen hellen Klang gebenden, meist dicksäulig, selten plattig abgesonderten Gesteins verursachen. — Der Phonolith bildet meist isolierte, durch ihre glockenförmige Gestalt weithin sichtbare Quellsuppen. Vielfach werden diese Phonolith-



berge in deutscher Mundart als „Spitzberge“ bezeichnet. Lausitz (Lausche, Hochwald, Kottmar), Erzgebirgskamm, Nordböhmen (Mileschauer, Kreuzberg bei Brüx, Borschen bei Bilin, Teplitzer Schloßberg, Schreckenstein bei Aussig, Bösig), Rhön, Hegau (Rosenegg, Hohentwiel, Hohenkrähen), Kaiserstuhl.

33. Basalt. Der Basalt ist ein dunkelschwarzgraues schweres Gestein, in dessen homogen erscheinender Grundmasse hirsekorn- bis haselnußgroße Krystalle von Augit, Olivin und Titaneisen sehr häufig, solche von Hornblende hingegen nur stellenweise porphyrisch ausgeschieden sind. Nur selten ist der Basalt von fein- oder mittelkörnigem Habitus (Anamesit, Dolerit). Die mikroskopische Untersuchung hat ergeben, daß der Feldspat des gemeinen Basalts häufig durch Nephelin oder Leucit, mitunter auch durch Hauyn teilweise oder vollständig vertreten ist. Der Basalt ist im allgemeinen säulenförmig abgesondert. Diese Säulen sind stets senkrecht zur Abkühlungsfläche gerichtet (s. Fig. 200). — Eifel, Siebengebirge (Ölberg, Löwenburg), Oberhessen (Meißner), Rheinhessen, Wetterau, Vogelsberg, Rhön, Sächsisch-Böhmische Schweiz (Großer Winterberg, Großer Tschirnstein, Rosenberg), Lausitz und Nordböhmen (Löbauer Berg, Landeskronen, Steinschönauer Berg [prächtige Säulen]), Botzen bei Schluckenau, Erzgebirge (Pöhlberg bei Annaberg, Scheibenberg, Bärenstein, Hafsberg). Der Basalt liefert ein geschätztes Material zur Straßenbeschotterung und wird außerdem vielfach zu Pflastersteinen behauen. — Siehe Buntdrucktafel Nr. 3.

### III. Trümmer- oder klastische Gesteine und Sediment- oder Absatzgesteine.

Die Trümmer- oder klastischen Gesteine sind aus den Trümmern präexistierender, durch mechanische oder chemische Verwitterung zerlegter Gesteine gebildet, die meist durch ein Bindemittel zusammengehalten werden.

Die Sediment- oder Absatzgesteine sind durch Niederschläge aus wässerigen Lösungen oder durch Abdampfung solcher entstanden.

#### 1. Vorherrschend vulkanische Auswürflinge.

34. Aschen, Lapilli, Bomben, lose Anhäufungen vulkanischer Auswürflinge von verschiedener Größe (Aschen staubfein, Lapilli hasel- bis wallnußgroß, Bomben faust- bis über kopfgroß).

35. Tuff, vulkanische Auswürflinge mit Verwitterungsprodukten fremder Gesteine zusammengeschwemmt und durch ein meist reichliches Bindemittel zu einem kompakten Gestein verfestigt.

a) Silifizierter Tuff, mitkieseligem Bindemittel.

b) Schalstein, mit kalk. Bindemittel.

c) Thonstein, mit Thon vermengte vulkanische Aschen.



Fig. 201. Nagelfluh.

Die Porphyrtuffe sind je nach der Menge des beigemischten fein verteilten Ferrihydrates aschgrau bis dunkelfleischrot, mitunter auch durch Chloritmineralien grünlich gefärbt. Ziemlich verbreitet in Sachsen (Umgebung von Chemnitz, Rochlitzer Berg, Kohren und Gnadstein — sog. Bandjaspis), wo sie zu Säulen, Schwellen, Pfeilern etc. verarbeitet werden.

## 2. Vorherrschend Produkte der mechanischen Verwitterung.

36. Kies, lose Anhäufungen von über erbsengroßen Geröllen.

a) Konglomerat, dieselben, durch ein meist sandiges, lettiges, kalkiges und kieseliges Bindemittel verfestigt (quarzitisches Konglomerat, Nagelflue Fig. 201).

37. Grus, lose Anhäufungen von feinstkörnigen bis haselnußgroßen scharfkantigen Gesteinsbruchstücken.

a) Arkose, dieselben, durch ein geringes thoniges, kalkiges oder kieseliges Bindemittel verbunden.

b) Grauwacke, dieselben, durch reichliches kieseliges und häufig zugleich bituminöses Bindemittel verfestigt. Kalkgrauwacke, mit kalkigem Cement. — Siehe Buntdrucktafel Nr. 5.

Die Grauwacke ist ein rauchgrau, bläulich- bis grünlichgrau, in angewittertem Zustande rötlich gefärbtes, festes Gestein von verschiedener Kornart und Zusammensetzung. Von der keine Spur von Schichtung verratenden körnigen Grauwacke finden allmähliche Übergänge zur schieferigen Grauwacke, resp. zum Grauwackenschiefer statt. Grauwacken bilden neben Thonschiefern mit die wesentlichsten Glieder des auf dem Urgebirge bis zur Steinkohlenformation aufwärts liegenden Komplexes von Trümmer- und Absatzgesteinen. Eine außerordentlich große Verbreitung besitzt die Grauwacke im nördlichen Sachsen (Niederlausitz, Kolmberg bei Oschatz, nächste Umgebung von Leipzig), Vogtland, Fichtelgebirge, Böhmen, Harz, Taunus, Vogesen, Westfalen, Oberschlesien, Mähren.

c) Feldspat- und cordieritführender Quarzbiotitfels, durch benachbarte Eruptivgesteine in Struktur und Zusammensetzung veränderte Grauwacke. — Siehe Buntdrucktafel Nr. 6.

Die vollkrystallinen Quarzglimmerfelse, welche, sowie die aus Thonschiefern hervorgegangenen Andalusitglimmerfelse und Cordieritglimmerfelse durch die minder intensiv umgewandelten gefleckten Grauwacken, resp. die Frucht- und Knotenschiefer in die völlig unveränderten schieferigen Gesteine allmählich übergehen, bilden mächtige Schichtengewölbe, oder infolge nachträglicher Erosion isolierte Schollen auf den plutonischen Gesteinen; Vogesen, Harz, Thüringer Wald, Fichtelgebirge, Vogtland, Erzgebirge, Niederlausitz. Die ebenflächigen Garbenschiefer und Fruchtschiefer werden an vielen Orten zu ziemlich dünnen Platten gespalten.

38. Geschiebelehm, Blocklehm, Produkt der abschleifenden Thätigkeit der Gletscher (sog. Moräne), nämlich Sand, feinst zerriebenes Gesteinsmaterial, Thon und mehr oder weniger reichliche und große Gesteinsbruchstücke innig durcheinander geknetet und zusammengepresst.

Der Geschiebe- resp. Blocklehm stellt die Grundmoräne der zur Eiszeit (Diluvium) von den Polen nach den gemäßigten Zonen und von den Hochgebirgen über die Niederungen vorgeschobenen Gletscher dar. So breitete sich z. B. das skandinavische Inlandeis damals über die ganze norddeutsche Ebene



bis zum Erzgebirge und zu den Sudeten und die Alpengletscher über die ganze bayrische Hochebene aus. Neben Geschiebelehm nehmen die Endmoränen dieser Gletscher (Geschiebesand) und die von den Schmelzwässern zurückgelassenen Kiese und Sande (Flussschotter) am Aufbau des glazialen Diluviums teil. Die großen, durch Verwitterung entblösten, vielfach mit Ritzen und Schrammen versehenen Gesteinsbruchstücke aus dem Geschiebelehm sind als „erratische Blöcke“ bekannt.

- a) Spatsand, Geschiebesand, lose thonfreie Auswaschungsprodukte einer durch Schmelzwasser umgelagerten Moräne.
- b) Diluvialthon, Bänderthon, Ablagerung der feinsten Teilchen der durch Schmelzwasser umgelagerten Moräne.

### 3. *Produkte der mechanischen und chemischen Verwitterung.*

39. Lehm, Anhäufungen von winzigen Fragmenten unverwitterter Silikate bald mit, bald ohne Quarz, stets vermengt mit Thon, oft zugleich mit Calciumkarbonat.

- a) Löss, quarzreich und thonarm.

Als Gebilde der jüngern Diluvialzeit breitet sich in vielen Ländern, so in Sachsen (Lommatzcher Pflege), der Magdeburger Börde, ferner in den Niederungen des Rheins, Mains, Neckars, der Werra und der Donau, sowie in Böhmen, namentlich aber in der ungarischen Tiefebene der Löss aus. Bei typischer Zusammensetzung ist derselbe ein außerordentlich feinsandiger, steinfreier, mäsig thoniger, kalkhaltiger Lehm, welcher bei hinreichender Mächtigkeit den fruchtbarsten Kulturboden bildet.

- b) Laterit, eisenschüssig.
- c) Tschernosem oder Schwarzerde, humos.
- d) Sandiger Letten, verhärteter, sandiger Lehm.
- e) Grauwackenschiefer, derselbe, schiefrig und mit Kieselsäure durchtränkt.

### 4. *Vorherrschend Produkte der chemischen Verwitterung.*

- a) Zusammengeschwemmte unverwitterte oder in Wasser unlösliche Produkte.

40. Sand, lose Anhäufungen von meist wohl gerundeten bis erbsengroßen Quarzkörnern, aus den quarzführenden Gesteinen durch Verwitterung derselben herausgelöst.

- a) Seifen, Metall-, Erz- und Edelsteinkörner führend.
- b) Sandstein, fest durch ein thoniges, eisenschüssiges, mergeliges oder kalkiges Bindemittel verkittete Sandanhäufungen.
  - α) Quarzit, mit reichlichem kieseligem Bindemittel.
  - β) Kieselschiefer, meist durch fein verteilte kohlige Substanz dunkel gefärbtes Quarzitgestein.

Das auf der Sohle fließender Gewässer befindliche lose Gesteinsmaterial wird zunächst seiner feinen Teile beraubt. Zugleich findet durch Abrollung eine gegenseitige Abschleifung namentlich der weichern Silikate statt, welche zu einer relativen Anreicherung an dem härtern Quarz Veranlassung giebt. Deshalb zeichnen sich derartige aus Sand, Kies oder gröberem Geröllschutt bestehende fluviatile Absätze durch eine um so ärmlichere Vegetation aus, je

weiter ihr Material von seinem Ursprungsorte transportiert worden ist. Derartige lose Sande setzen die Flüsse ab, wenn sich ihr Lauf verlangsamt. Nach den vielfach mit Bänken größerer Rollstücke wechsellagernden Sandschichten kann man sich den Lauf rekonstruieren, den die zur Diluvialzeit in Norddeutschland von Süden kommenden, nach Westen durch die Gletscher abgelenkten und durch deren Schmelzwässer wasserreich gemachten Ströme einschlugen. Lose Sandmassen ziehen sich auch längs vieler Küsten dahin (Meeres- und Dünenand), und bilden schliesslich mächtige Schichten in der norddeutschen Braunkohlenformation.

Die zu verschiedenen Epochen der Erdgeschichte abgesetzten, teilweise sehr grobkörnigen und dann als Kies und Geröll bezeichneten Sande sind durch nachträgliche Infiltrationen zu Sandsteinen, resp. Konglomeraten verkittet und verfestigt worden. Als solche nehmen sie eine außerordentlich grofse Verbreitung ein: Vogesen, Haardt-Plateau, Schwarzwald, Spessart, Odenwald, Harzrand, Thüringen, Sächsisch-Böhmische Schweiz, Lausitzer Kamm. Durch nachträgliche Zerklüftung und Auswaschung giebt der Sandstein zur Bildung von pittoresken Felsenmauern und -obelisken Veranlassung. Sind die Sandsteine durch ihr Bindemittel hinreichend fest, so finden sie eine äußerst weitgehende Verwendung und liefern sowohl das Material zu Denkmälern (Bildhauersandstein), wie zur Ausschmückung von Kunstbauten und namentlich, wenn sie von Kieselsäure durchtränkt wurden — zu Mühlsteinen, Säulen, Trögen, Brücken- und Uferbauten etc. (Vogesen, Lausitzer Kamm, Sächsische Schweiz, Kyffhäuser).

41. Kaolinthon, Kapselthon, Anhäufungen von umgelagertem, reinem oder mit feinsten Gesteinsbröckchen, Quarz und Alkalisilikaten vermengtem, durch die Verwitterung der Thonerdesilikate geliefertem Kaolin.

- a) Töpferthon, mit geringen Beimengungen von Karbonaten und Ferrihydrat.
- b) Letten, buntfarbig, namentlich durch Ferrihydrat ziegelrot gefärbt.
- c) Bituminöser Thon, mit kohligter Substanz gemischt.
- d) Alaunthon, mit fein verteiltem Schwefelkies imprägniert.

Oft bis zu ziemlich beträchtlicher Tiefe kaolinisch verwittert ist das Ausgehende sämtlicher, die Basis der norddeutschen Braunkohlenformation bildender Gesteine: Quarzporphyr, Granit, Grauwacke, Syenit. Derartige Lager von mehr oder minder reiner Porzellanerde besitzen im nördlichen Sachsen (Umgebung von Meissen und Mügeln), nördlich von Halle, in der Niederlausitz, ferner in Nordböhmen (Karlsbad) eine grofse Verbreitung und finden zu den verschiedenen Zweigen der keramischen Industrie, sowie bei der Papierfabrikation Verwendung.

42. Schieferthon, verhärteter und schieferiger Thon, nicht selten mit kleinsten Silikat- und Quarzfragmenten.

- a) Brandschiefer, bituminös.
- b) Schieferletten, rot oder bunt gefärbt.
- c) Polierschiefer, mit hydratischer Kieselsäure innig durchtränkt.

Der Schieferthon ist mit Sandstein der ständige Begleiter der Steinkohlenflötze.

43. Thonschiefer, Dachschiefer, mit feinst zerriebenem Gesteinsmaterial und Neubildungsmineralien zu einem ausgezeichnet schieferigen Gestein verfestigter Thon.

- a) Wetzschiefer, mit Quarz innig durchtränkt.
- b) Alaunschiefer, mit einer Beimengung von kohligten Substanzen und Eisenkies.



44. Fruchtschiefer, Hornfels, Chistolithschiefer, Andalusit-, Cordieritglimmerfels, verschieden stark durch benachbarte Erup-tivgesteine in Struktur und Zusammensetzung veränderter Thon-schiefer, vollständig entsprechend den Produkten der Kontaktmeta-morphose des Urthonschiefers (S. 185, Nr. 7).
45. Mergel, durch äußerst fein verteilten Kalkspat bez. Dolomit innig durchtränkter Thon.

Absätze von niedergeschlagenem Calciumkarbonat, vermengt mit vom Wasser herbeigeschafftem Thon erlangen in Thüringen, Schwaben, Franken und Lothringen als Keupermergel eine große Verbreitung.

- b) Aus wässerigen Lösungen wieder abgeschiedene Produkte der chemischen Verwitterung.

46. Dichter Kalkstein, sehr feinkörnige, krystallinische Ablage-rung von Calciumkarbonat.

- a) Tropfstein in Höhlen von Kalkgebirgen (s. Mineralien Nr. 84, f und Fig. 202).
- b) Lithographischer Schiefer (s. Min. Nr. 84, c,  $\beta$ ).
- c) Thoniger Kalkstein, thonhaltig.
- d) Dolomitischer Kalkstein, mit beigemengtem Magnesiumkarbonat.
- e) Stinkkalk, bituminös.

Dichter, nicht selten thoniger Kalkstein bildet einen wesentlichen Teil aller Altersstufen der Absatzgesteine und kommt in größerer Ausdehnung vor: in Thüringen, Franken, Schwaben, Lothringen, Schlesien, Böhmen, Nassau, Westfalen, im Mainzer und Wiener Becken, in der Westschweiz, Oberbayern, Nord- und Südtirol, den österreichischen Alpen, ausgedehnte Gebirgsketten bildend. — Alle Kalksteine finden zur Mörtelbereitung und Düngung, sowie bei einem gewissen Thongehalt zur Cementfabrikation Verwendung.

47. Marmor (s. Min. Nr. 84, b).

Die reinen, weißen krystallinischen Kalke liefern den Statuenmarmor: Carrara und Campiglia in Italien; Paros, Pentelikon und Hymettos in Griechenland; unmittelbar nördlich des Finsteraarhorns; Schlanders in Tirol; Auerbach an der Bergstrasse; Arnsberger Pafs und Hermsdorf im Riesengebirge; Sudeten, Erzgebirge, Fichtelgebirge, Böhmen, Mähren.



Fig. 202. Tropfsteinhöhle von Aggtelek in Ungarn.

## 48. Dolomit (s. Min. Nr. 86).

Dolomit kommt vielfach als Lager in den archaischen Gesteinen, so im Erz- und im Fichtelgebirge vor. Ferner bildet er unter den Absatzgesteinen oft ziemlich mächtige Schichtenkomplexe, so im Taunus, in der Eifel, in Schlesien, Sachsen, Thüringen, Hessen, Schwaben, Baden, Elsaß-Lothringen, in der Fränkischen Schweiz und in der Schwäbischen Alp, sowie ganze Gebirgszüge in den Alpen (Schlern, Plattkofl, Langkogel, Rosengarten).

## 49. Spateisenstein, Eisenspat als feinkörniges Gestein, meist vermengt mit den entsprechenden Mn-, Ca- und Mg-Karbonaten (s. Min. Nr. 90).

## a) Sphärosiderit, mit Thon vermengt, feinkörnig bis dicht.

Linsenförmige Eisenspatlager: in Kärnten, Steiermark (Erzberg bei Eisenberg), Thüringer Wald (bei Liebenstein, Stahlberg bei Schmalkalden).

Thoniger Sphärosiderit: Zwickau, Saarbrücken. Als sog. Kohleneisenstein: Westfalen, Niederschlesien.

## 50. Brauneisenstein (s. Min. Nr. 26).

Vorkommen: Harz (Rübeland, Elbingerode), Vogtland, Siegener Land, Westfalen, auf dem Westerwalde und dem Hunsrück.

a) Bohnerz, mit Thon und  $\text{SiO}_2$  vermengt, in erbsen- bis nufsgroßen kugelig schaligen Gebilden.

## b) Raseneisenerz.

Raseneisenerz gelangt in abflußlosen Einsenkungen zum Absatze, wo sich huminsäurehaltige Gewässer ansammeln und das von ihnen gelöste Eisenoxydul in Gestalt eines Pflasters als Brauneisen wieder abscheiden.

## 51. Anhydrit und Gips (s. Min. Nr. 67 und 68).

Anhydrit und Gips bilden große Linsen oder unregelmäßige, stockförmige, in Thonen, resp. Mergeln eingelagerte Massen. Südrand des Harzes und Mansfeld (Katzenstein bei Osterode, Hohnstein bei Ilfeld, Sachsenstein bei Walkenried), Südrand des Kyffhäusers; Süd- und Nordwestrand des Thüringer Waldes, Thüringen (Umgegend von Worbis und Jena, Seeberg bei Gotha, Ettersberg bei Weimar), Württemberg, Baden, Elsaß, Lothringen, bei Salzburg.

## 52. Phosphorit (s. Nr. 98, c).

Phosphorit wird durch Wechselwirkung des aus der Verwesung tierischer Leiber herrührenden phosphorsauren Ammoniaks mit Kalksalzen auf dem Meeresboden in Gestalt oft winziger Körner oder in Knollenform niedergeschlagen. Vielfach jedoch sind diese in der Regel in kalkigen Gesteinen eingebetteten Konkretionen durch kohlenensäurehaltige, resp. humose Gewässer nachträglich ausgelaugt und ist der Phosphorit anderwärts, namentlich in Hohlräumen oder auf Klüften wieder abgesetzt worden. Eine technische Bedeutung erlangen neben den letzterwähnten Massen nur die größere Knollen bildenden Phosphorite. Nassau (Umgebung von Diez, Limburg, Weilburg, Wetzlar), Bayern (Amberg), Norwegen (Krageroe), England, Belgien (Umgegend von Lüttich), Frankreich, Podolien, Estremadura (Logrosan, Cacéres), Vereinigte Staaten von Nordamerika (Florida, South Carolina).

## 53. Steinsalz und seine Begleiter (s. Min. Nr. 57, 58, 59, 67, 69, 72, 74).

Steinsalzvorkommen: Stafsurt, Schönebeck in der Prov. Sachsen, Umgebung von Berlin (Sperenberg), Mecklenburg (Lübtheen, Jecha), Inowrazlaw in Posen, Thüringen (Artern, bei Gera und Frankenhausen, Dürrenberg, Kösen, Salzungen, bei Erfurt, Gotha und Weimar), Holstein (Wapno, Segeberg), Lothringen (Dieuze, Vic), Württemberg und Baden (Sulz am Neckar, Schwenningen, Dürrheim, Rappenaу), bei Schöningen in Braunschweig, Helmstedt, Hildesheim, Ischl, Hallstatt, Aussee im Salzkammergut, Hallein, Berchtesgaden und Hall in Tirol, Wieliczka und Kalusz in Galizien.

## 54. Salpeter.

## 55. Eis.



#### IV. Organogene Gesteine.

56. Zoogener Kalkstein, dichter Kalkstein, vorherrschend aus Gehäusen kalkabsondernder Tiere (Korallen, Muscheln) bestehend.

Gewisse Kalksteine sind vorzugsweise aus kalkigen Tierresten zusammengesetzt. Dazu gehören jüngere Bildungen in Küstengegenden, ferner die in gewissen Kalksteinbänken vorkommenden Anhäufungen von Crinoidenstielgliedern, Korallenresten, Foraminiferen, Nummuliten, Bryozoen und Kalkalgen.

57. Kreide (s. Min. Nr. 84, g).

Die Kreide besteht aus Schalenüberresten mikroskopischer Foraminiferen, sowie aus eigentümlichen Kalkscheibchen, wohl gleichfalls organischer Herkunft, denen sich krystallinische Kalkpartikelchen hinzu gesellen (Fig. 203). Charakteristisch für die Kreideablagerungen, welche in ihrer Zusammensetzung dem auf dem Boden des Ozeans zum Absatze gelangenden Schlammte völlig gleichen, ist das Vorkommen von Feuerstein meist in Gestalt unregelmäßiger Knollen, sowie von Glaukonitkörnchen. Die eigentliche weiße Kreide (Schreibkreide) kommt lediglich im obersten Horizont der Kreideformation vor, erlangt aber doch eine große Verbreitung in der Champagne und Picardie; ferner: Insel Wight, Südengland, Gegend von Aachen und Maastricht, Ostseeinseln Rügen, Möen, Seeland u. s. w.

58. Kieselguhr, Diatomeenerde (sog. Infusorienerde), Tripel (s. Min. 21, f).

Kieselguhr bildet etwas festere kreideähnliche Massen oder lose Anhäufungen von Diatomeen-Kieselpanzern: Berlin, Lüneburger Heide, Eifel, Vogelsberg, bei Franzensbad in Böhmen, Kleinsaubernitz in der Niederlausitz. Die dünn-schichtigen weichen, meist leicht abfärbenden und durch amorphe Kieselsäure verfestigten Varietäten werden als Polierschiefer bezeichnet: Tripelberg bei Kutschlin unweit Bilin, Seiffhennersdorf, Warnsdorf und Hainspach in der Oberlausitz, bei Leitmeritz, bei Kassel.

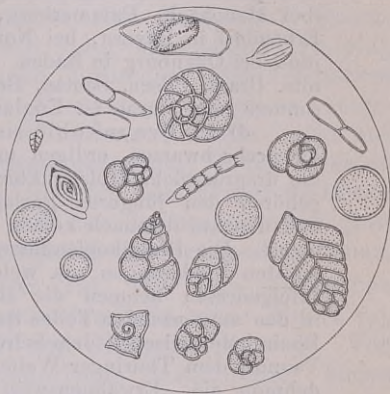


Fig. 203. Foraminiferen aus Kreide von Rügen.

59. Sombrierit (s. Min. Nr. 98, f).

Dieser wurde zuerst auf der westindischen Insel Sombbrero entdeckt, wo er das Ausgehende eines durch Hebung über den Meeresspiegel an die Oberfläche gelangten Korallenriffes bildet, dessen kohlsaurer Kalk durch Lösungen aus einem darüber ruhenden Guanolager in Phosphorit umgewandelt worden ist. Fernere Vorkommen: Curaçao, Bonaire, Aruba, Avenas, Aves u. s. w.

60. Kohlegesteine, Graphit, Anthracit, Braunkohle, Steinkohle, Torf (s. Min. Nr. 2 und 144—148).

a) Graphit als Gestein ist ein grauschwarzes, schuppiges, fettig anzufühlendes, weiches, metallglänzendes Aggregat von vorwiegendem Graphitgehalt. Als solches bildet er regelmäßige Einlagerungen in den krystallinischen Schiefern. Krumau in Böhmen, Mähren (bei Vöttan, Hafnerluden, Vrain), Österreich (bei Geras, Doppach, Brunn a. Walde) Eulengebirge, Passau, Kärnten. Anderwärts ist dieses Mineral in der ganzen Gesteinsmasse eingesprengt (Graphitschiefer): Fichtelgebirge, Erzgebirge, Mähren, Niederschlesien. Eine besondere Berühmtheit haben namentlich die Graphitvorkommnisse von Borrowdale in England und Ceylon erlangt.

b) Der Anthracit ist eine eisenschwarze bis sammetschwarze, glas- bis halbmatt glänzende, spröde Kohlenmasse von muscheligen Bruch und ohne Bitumengehalt. Die abbauwürdigen Anthracitvorkommnisse bilden regelmäßige Flötze, die nicht selten mit denen der Steinkohlen wechsellagern: Süd-Wales, Belgien (Mons, Lüttich), Frankreich (Brassac, Creusot, Alais), von untergeordneter Bedeutung bei Budweis in Böhmen und Gewitsch in Mähren; in gewaltigen Ablagerungen in Pennsylvanien und Ohio.

c) Die Steinkohle ist eine dichte oder schieferige, fettglänzende, sammetschwarze bis pechschwarze, bitumenhaltige Kohlenmasse. Die Steinkohlen bilden regelmäßige Flötze, welche, sofern sie nicht nachträglich verworfen und verdrückt wurden, auf weiten Strecken verfolgbar sind. Derartige, oft in größerer Anzahl übereinander liegende Flötze wechsellagern mit Schieferthonen und Sandsteinen. Vorkommen: Umgegend von Aachen, Ruhrgebiet, Saarbrücken, Waldenburg in Niederschlesien, Oberschlesien (zwischen Myslowitz und Gleiwitz), Königreich Sachsen (Zwickau, Lugau-Würschnitz, Plauenscher Grund). Mehr untergeordnet in folgenden Gegenden: Umgebung des Thüringer Waldes und des Harzes (bei Manebach, Cammerberg, Ilmenau, Suhl und Sonneberg), Cronach und Erbdorf in Bayern, bei Nordhausen und nördlich von Halle (Wettin, Löbejün), bei Offenburg in Baden. Ziemlich reich an Steinkohlen ist Böhmen (Raudnitz, Brass, Pilsen, Schlan, Brandeis, Südrand des schlesischen Beckens). Besonders reich daran ist England und Belgien, weit ärmer hingegen Frankreich.

d) Als Braunkohle sind zu bezeichnen die bitumenreichen, holzbraunen bis pechschwarzen, erdigen und leicht brennbaren, teils knorpelartigen, teils die ursprüngliche Holzstruktur (Lignit) noch aufweisenden Pflanzenreste. Sie gehören den jüngeren geologischen Perioden an und sind von nur losen und dünnen, demnach keinen hohen Druck ausübenden Gesteinsschichten überlagert. Die Braunkohlenflötze führenden Ablagerungen breiten sich über die meisten Niederungen aus, welche die einzelnen Gebirge Deutschlands trennen. Infolgedessen nehmen die Braunkohlen im preussischen Flachlande, sowie in den angrenzenden Teilen Schlesiens, Sachsens, Thüringens, ferner im oberen Rheinthal zwischen dem Schwarzwalde und den Vogesen, sowie zwischen dem Taunus, dem Thüringer Walde und dem Sauerlande eine besonders große Ausdehnung ein. Erwähnenswert sind noch die ziemlich ausgedehnten und meist mächtigen Ablagerungen am Südfuße des Erzgebirges in Böhmen, sowie diejenigen Ungarns und des Nordrandes der Alpen.

Zur Erläuterung der Lagerungsverhältnisse der wichtigsten Gesteine dient Fig. 204, welche ein Idealprofil durch das Sächsische Erzgebirge darstellt.

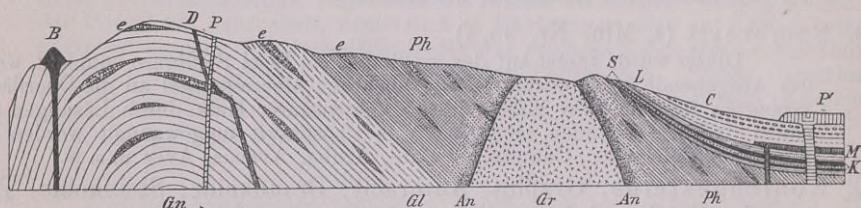


Fig. 204. Idealprofil durch das Sächsische Erzgebirge.

- I. *Archaische Gesteine*: Gn = Gneis (ältestes Gebirgsglied); Gl = Glimmerschiefer; Ph = Phyllit; bei An = Andalusitglimmerfels, durch benachbarten Granit kontaktmetamorphisch verändert. Alle drei mit e, e, e = Einlagerungen.
- II. *Eruptivgesteine*: Gr = Granit (Stock), P = Quarzporphyr und D = Diorit (beide gangförmig); B = Basalt (Eruptionskanal)



mit Quellsuppe); *M* = Melaphyr (Eruptionskanal mit Lager); *P* = Quarzporphyr (Gang mit Decke).

III. *Klastische und Sediment-Gesteine*: *S* = Sandsteinschichten; *L* = Letten; *C* = Konglomerate.

IV. *Organogene Gesteine*: *K* = Steinkohlenflötze mit zwischen gelagerter Schieferthonbank.

### Erklärung der Buntdrucktafel.

Die beigegegebene Buntdrucktafel zeigt sechs nach der Natur mit Hilfe des Mikroskops gezeichnete Abbildungen von Gesteinsdünnschliffen, durch welche die wichtigsten der oben angegebenen Gesteinsgruppen illustriert werden. Es sind: 1. Granit (plutonisches Gestein), 2. Quarzporphyr (altvulkanisches Gestein), 3. Basalt (jungvulkanisches Gestein), 4. Gneis (archaisches Gestein), 5. Grauwacke (Trümmer- oder klastisches Gestein) und 6. Quarzglimmerfels (durch Kontaktmetamorphose umgeändertes, früher klastisches Gestein). Die Abbildungen zeigen nicht nur die Bestandteile, welche das Gestein zusammensetzen, sondern lassen auch die Art der Entstehung desselben, und bei den Eruptivgesteinen sogar die Reihenfolge erkennen, in der sich aus der ursprünglich glutflüssigen Masse die einzelnen Mineralien ausgeschieden (verfestigt) haben.

1. Granit, plutonisches Gestein (Nr. 19), aus der sächsischen Lausitz (Vergrößerung 30mal). Die Hauptbestandteile sind: Quarz (*q*), Feldspat (Orthoklas *ok* und Plagioklas *pk*) und Glimmer (Biotit *g*). Von diesen umschlossen finden sich als „accessorische Bestandteile“ kleine Krystalle von sogenannten „Erzen“ (*e*): Pyrit und Magnetisen; ferner Apatit (*a*) und Zirkon (*z*). Da diejenigen Gemengteile, welche von anderen umschlossen sind, sich notwendig früher ausgeschieden haben müssen, als letztere, so ergibt sich für den Granit folgende Reihenfolge der Mineralausscheidung: Erze, Zirkon, Apatit — Glimmer — Feldspate — Quarz, welch letzterer als Füllmasse erscheint.

2. Quarzporphyr, altvulkanisches Gestein (Nr. 20), aus dem Sächsischen Erzgebirge (Vergrößerung 30mal). Bestandteile: 1. große, mit bloßem Auge (makroskopisch) erkennbare Krystalle von Quarz (*q*), Feldspat (Plagioklas *pk*), und Glimmer (Biotit *g*), welche winzige Erzkörnchen (*e*), Apatite (*a*) und Zirkone (*z*) eingeschlossen enthalten; 2. die sogenannte „Grundmasse“, welche aus den eben genannten Mineralien in Form kleiner Körnchen besteht, daher sehr feinkörnig ist und die eben genannten großen Krystalle (Einsprenglinge) allseitig umschließt. Die Reihenfolge der Ausscheidung und Verfestigung ist demnach: Erze, Apatit, Zirkon — große Krystalle (Glimmer, Feldspat, Quarz) — Grundmasse (Glimmer, Feldspat, Quarz). Hieraus ergibt sich, daß die Bildung des Gesteins in zwei Akten erfolgt ist, indem sich die Erze, Apatite, Zirkone und großen Krystalle bereits ausgeschieden hatten, als die glutflüssige Masse im Eruptionskanal (*P*, *P'* in Fig. 204) emporstieg, während die Grundmasse erst im weiteren Verlauf und am Ende der Eruption fest wurde.



3. Basalt (Feldspatglasbasalt), jungvulkanisches Gestein (Nr. 33), aus der sächsischen Lausitz (Vergrößerung 145 mal). Bestandteile: 1. große Krystalle (Augit *au*, Olivin *o*), 2. kleine Krystalle (Plagioklas *pk*, Augit *au*, Erze *e*) und 3. eine glasige Grundmasse (*Gl*). Hieraus geht deutlich hervor, daß die Ausscheidung und Verfestigung in drei zeitlich und örtlich verschiedenen Akten erfolgte; nämlich die der Erze und groben Krystalle in der Tiefe, die der kleinen Kryställchen oben im Eruptionskanal oder beim Hervorquellen und die der glasigen Grundmasse am Ende der Eruption.

4. Gneis (Biotitgneis), archaisches Gestein (Nr. 1), aus der Gegend von Moritzburg in Sachsen (Vergrößerung 30 mal). Hauptbestandteile: Quarz (*q*), Feldspat (Orthoklas *ok*, Plagioklas *pk*) und Glimmer (*g*); accessorische Bestandteile: Erze (*e*), Apatit (*a*). Der Gneis gehört zu den ältesten Gesteinen der Erdkruste (krystallinische Schiefergesteine — archaische Formation) und zeigt Schichtung, welche namentlich, wie aus der Figur ersichtlich ist, durch die parallele Lagerung der Glimmertäfelchen und Quarzfasern bedingt wird. Seine Entstehungsweise ist unbekannt.

5. Grauwacke, Trümmer- oder klastisches Gestein (Nr. 37, b), aus der sächsischen Lausitz (Vergrößerung 30 mal). Bestandteile: Größere und kleinere Trümmer von Quarzen (*q*), Feldspaten (Plagioklas *pk*) und Glimmertafeln (*g*) werden durch ein Bindemittel (Cement *C*) zu einem Trümmer- oder klastischen Gestein verkittet. Die Bildungsweise ist aus der Figur direkt ersichtlich: Zunächst lagerten sich als Sand die widerstandsfähigsten Reste älterer Gesteine ab, nachdem sie mechanisch zertrümmert und vom Wasser fortgerollt worden waren und sich gegenseitig abgeschliffen hatten, so daß sie nun rundlich erscheinen. Die Lücken zwischen diesen gröberen Körnern wurden durch von ihnen im Wasser abgestoßene Splitter, sowie durch Thon, Eisenoxyd etc. ausgefüllt, welche letztere die Produkte der chemischen Verwitterung älterer Gesteine sind. Gelangte nun noch aus wässerigen Lösungen Kieselsäure oder kohlensaurer Kalk, resp. kohlensaure Magnesia zum Absatz, so wurde aus dem ursprünglich losen Sand eine körnige Grauwacke oder ein fester Sandstein.

6. Quarzglimmerfels (Quarzbiotitfels), durch Kontaktmetamorphose umgeändertes, früher klastisches Gestein (Nr. 37, c), aus der Dresdener Heide (Vergrößerung 30 mal). Bestandteile: Quarz (*q*), Feldspat (Plagioklas *pk*), Glimmer (Biotit *g*), Erz (*e*). Entstehung: Indem der unter 1. beschriebene Granit glutflüssig empordrang, kam er mit der unter 5. beschriebenen Grauwacke in Berührung und wandelte dieselbe bis auf 1000 m hin vollständig um (Kontaktmetamorphose). Diese Umwandlung besteht darin, daß in der ganzen Masse eine Umkrystallisation vor sich ging, infolge deren jede Spur von Schichtung verwischt wurde, und die Körner ihre gerundete Form einbüßten. Da sämtliche Bestandteile gleichzeitig Krystallumrisse anzunehmen strebten, hinderten sie sich gegenseitig und wurden so zu annähernd gleich großen Polyedern, deren im Schliiff polygonale Umrisse ähnlich aneinander stoßen, wie die einzelnen Zellen der Bienenwaben (Wabenstruktur).



## Verbreitung und Verwitterung der Silikatgesteine.

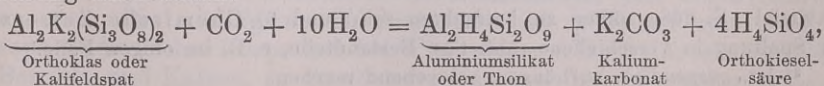
Überblicken wir die mineralischen Gemengteile, aus denen die vorstehend aufgeführten wichtigsten gemengten Gesteine bestehen, so finden wir, daß es außer dem Quarz vorwaltend Silikate sind, deren Zahl sich, wenn wir von den weniger verbreiteten absehen, auf einige wenige reduziert, nämlich: Feldspat (Orthoklas, Albit, Mikroklin, Oligoklas, Andesin, Labradorit), Glimmer (Muscovit, Biotit), Olivin, Augit, Hornblende, Serpentin, Bronzit, Hypersthen, Chlorit, Leucit, Nephelin, Hauyn und einige andere. Diese Silikate spielen also eine große Rolle im Mineralreiche, denn sie finden sich sowohl in den krystallinischen Schiefergesteinen, als auch in den Eruptivgesteinen überall wieder. Aus diesen beiden Gesteinsarten bestehen nun aber die meisten Gebirgsformationen an und unter der Erdoberfläche, und auch die klastischen und sedimentären Gesteine, einfache wie gemengte, sind alle erst aus ihnen entstanden. Die Silikate bilden also gewissermaßen den Grundstock unserer Erdrinde.

Sie leiten sich teils von der Orthokieselsäure,  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ , teils von der Metokieselsäure,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , teils von den verschiedenen Polyokieselsäuren (Dokieselsäure,  $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$ , Triokieselsäure,  $\text{H}_4\text{Si}_3\text{O}_8$  etc.) ab, welche durch Kondensation und Wasseraustritt aus dem normalen Hydrat entstehen (s. S. 110).

Da die Silikate (mit Ausnahme der alkalischen, die in der Natur nicht vorkommen) in Wasser unlöslich sind, so leisten die Gesteine, die aus ihnen bestehen, einen bedeutenden Widerstand gegen die Einflüsse der Witterung. Gleichwohl unterliegen sie im Laufe der Jahrhunderte und Jahrtausende unter der Einwirkung mechanischer und chemischer Kräfte einem dauernd fortgesetzten Zerfall, den man Verwitterung nennt.

a) Mechanische Verwitterung. Diese wird ausschließlich durch mechanische Naturgewalten (Erderschütterung, Temperaturwechsel, Eisbildung, Wasserstürze, Rollen in Wasserfluten, Gletscherschliff etc.) bewirkt. Die Gesteine ändern hierbei ihre chemische Zusammensetzung nicht, sondern werden nur mechanisch in immer kleinere und kleinere Bruchstücke (Gerölle, Schotter, Kies, Sand) zertrümmert und dabei vielfach umgelagert, bis sie zu einer vorübergehenden oder dauernden Ruhe gelangen.

b) Chemische Verwitterung. Diese erfolgt durch den fortgesetzten chemischen Angriff der Atmosphärrilien, hauptsächlich Wasser, Kohlensäure und Sauerstoff. Die Kohlensäure ist als eine der schwächsten Säuren in meßbaren Zeiträumen anscheinend ohne Einfluß auf die Silikate, aber durch lange fortgesetzten Angriff vermag sie in Verbindung mit Wasser schließlich dasselbe zu bewirken, was durch stärkere Säuren sehr rasch geschieht, nämlich eine Spaltung der Silikate unter Abscheidung von Kieselsäure (s. S. 110). Unter dieser Voraussetzung läßt sich z. B. die Zersetzung des Kalifeldspates oder Orthoklases durch folgende Gleichung ausdrücken:





d. h. der an sich unlösliche Feldspat wird durch Kohlensäure unter Aufnahme von Wasser in unlösliches Aluminiumsilikat oder Thon, lösliches Kaliumkarbonat und lösliches Kieselsäurehydrat zersetzt. Hierdurch zerfällt das Mineral, und wenn es ein Gemengteil eines Gesteines, wie Granit, Porphyr, Syenit, Gneis etc. (s. S. 184 bis 188 der Gesteine) war, so muß auch dieses seinen Zusammenhang vollständig verlieren und in seine Gemengteile zerfallen. Die chemische Verwitterung<sup>1</sup> ist also gleichzeitig eine Ursache des mechanischen Zerfalles.

Die eben genannten Verwitterungsprodukte des Feldspats haben verschiedene Schicksale. Das Kaliumkarbonat bleibt im Wasser gelöst, verteilt sich im Erdboden und spielt bei der Ernährung der Pflanzen eine wichtige Rolle (s. S. 210). Die Kieselsäure, welche, da bei der Verwitterung immer reichliche Mengen Wasser vorhanden sind, als Orthokieselsäure abgeschieden wird, bleibt ebenfalls gelöst (s. S. 110) und wird entweder mit den Quell- und Regenwässern fortgeführt oder kann, wenn sich die Lösung in Felshöhlen und -spalten sammelt und langsam verdunstet, unter Anhydrobildung (s. S. 110) wieder in fester Form abgeschieden werden (Entstehung der Kieselsäuremineralien der Quarz-, Chaledon- und Opalgruppe S. 160 u. 161). Der unlösliche Thon endlich bildet ein äußerst zartes Pulver von molekularer Feinheit, weil bei der Zersetzung des Minerals jedes einzelne Molekül gespalten wird. Er „schlämmt“ sich deshalb leicht in Wasser auf, macht dasselbe trübe und kann, wenn es sich in Bewegung befindet, sehr lange darin suspendiert<sup>2</sup> bleiben, setzt sich aber in ruhigem Wasser langsam ab.

Auch andere Silikate unterliegen der Verwitterung, doch verläuft dieselbe weniger leicht und weniger einfach als beim Feldspat. Auch ist das feste Verwitterungsprodukt, wenn in den betr. Silikaten außer Al noch andere Metalle, z. B. Ca, Mg, Fe etc. enthalten sind, nicht reiner, weißer Thon, sondern ein Gemenge von diesem mit Calcium- und Magnesiumkarbonat, Eisenoxyd, Ferrihydrat und andern unlöslichen Oxyden, wodurch der thonige Absatz mehr oder weniger dunkel (gelb, rot oder rotbraun) gefärbt erscheint.

Die Verwitterung der Gesteine geht zwar noch jetzt ununterbrochen von statten, wie sich aus den Massen von thonigem Schlamm ergibt, der alljährlich durch die Bäche und Flüsse aus den Gebirgen weit weg, oft bis ins Meer, geführt wird, in früheren geologischen Perioden aber muß sie unter dem Einfluß der Erdwärme und einer kohlensäurereicheren

---

<sup>1</sup>) Die chemische Verwitterung oder das Zerfallen natürlicher oder künstlich dargestellter chemischer Verbindungen unter dem Einflusse der Witterung kann also nach dem hier und früher Gesagten verschiedene Ursachen haben: 1) Abgabe von Krystall- oder Hydratwasser, z. B. bei Soda (S. 130 u. 211) und Kupfervitriol (S. 209). 2) Aufnahme von Sauerstoff, also Bildung eines höheren Oxydes aus einem niedrigeren, z. B. beim Übergang von Ferrosulfat in Ferrisulfat (wird später beim Eisenvitriol, S. 208, näher zu betrachten sein) und 3) Chemische Zersetzung unter Spaltung in verschiedene salzartige Bestandteile, z. B. im obigen Falle.

<sup>2</sup>) lat. *suspendere*, aufhängen, schwebend machen.



Luft in ungleich größerem Maße stattgefunden haben, wofür das Vorhandensein der klastischen und sedimentären Gesteine, als ein direkter Beweis anzusehen ist. Denn diese sind ersichtlich aus Verwitterungsprodukten der krystallinischen Schiefer- und Eruptivgesteine zusammengesetzt, welche durch den nivellierenden Einfluß der Wasserfluten unter Mitwirkung von Gletscherbewegung und Gletscherschliff in die Täler hinabgeführt, über weite Landstriche ausgebreitet und abgelagert sind und das heutige Schwemmland (Diluvium, Alluvium) bilden. Dieses, der wichtigste Wohnsitz des Menschengeschlechts, wird zum fruchtbaren Ackerboden, wenn es außer den seine Hauptmasse bildenden Bestandteilen, Sand (Quarz) und Thon (Aluminiumsilikat) zugleich die für die Pflanzenernährung wichtigsten mineralischen Bestandteile Kali, Kalk, Magnesia, Phosphorsäure und Eisenoxyd, in geeigneten (geringen) Mengen enthält. Letztere stammen ebenfalls aus Gemengteilen der oben genannten Urgesteine: das Kali aus dem Orthoklas, Leucit, Nephelin, Muscovit, der Kalk aus den kalkhaltigen Plagioklasen, dem Augit, der Hornblende, dem Granat und einigen andern, die Magnesia aus dem Biotit, Olivin, Augit, Bronzit, Hypersthen, der Hornblende, die Phosphorsäure aus dem Apatit und das Eisenoxyd aus verschiedenen Mineralien der Serpentin-, Olivin-, Hornblendegruppe etc., sowie aus den accessorischen Gemengteilen Magnet- und Titaneisen.

So ist also erst durch die Verwitterung der silikathaltigen Urgesteine die Erdoberfläche für Pflanzen urbar und für Menschen und Tiere bewohnbar geworden. Ohne sie wäre der feste Gesteinsboden ewig öde und unfruchtbar geblieben.

## VIII. Die wichtigsten Salze.

### 1. Chloride.

**66.** **Natriumchlorid** oder **Kochsalz**,  $\text{NaCl}$ , farblose, durchsichtige, würfelförmige Krystalle von rein salzigem Geschmack; ziemlich leicht löslich in Wasser. Ist als Mineral sehr verbreitet, teils im festen Zustande als Steinsalz und Steppen- oder Wüstensalz, teils gelöst als Meersalz (Seesalz) im Ozean und vielen Binnenmeeren und als Solsalz in zahlreichen aus der Erde hervortretenden Quellen.

1. Das Steinsalz findet sich oft ganz rein in klaren, durchsichtigen krystallinischen Massen, meistens aber durchsetzt mit Gips (Anhydrit), Thon etc. Die wichtigsten Salzbergwerke im mittleren und nördlichen Europa sind: in den Karpathen bei Wieliczka und Bochnia, seit 800 Jahren in Betrieb, und Kalusz, in den österreichischen und bayrischen Alpen bei

Hallstatt und Ischl (Salzkammergut), Aussee (Steiermark), Hallein und Dürrenberg (Salzburg), Berchtesgaden, Reichenhall (Oberbayern) und Hall (Tirol); in den nördlichen Ausläufern des Schwarzwaldes bei Jagstfeld und Wimpfen (Württemberg, Hessen); im Westen der Vogesen bei Dieuze (Lothringen); ferner in der norddeutschen Tiefebene zwischen Weser und Weichsel in einer Mächtigkeit von 1000 m und darüber: bei Stafsurt und Leopoldshall (Prov. Sachsen), Segeberg (Holstein), Sperenberg (6 Meilen südlich von Berlin) und Inowrazlaw (südöstlich von Bromberg in Posen).

Die Steinsalzlager sind Abdampfungsrückstände früherer Binnenmeere. Das Meerwasser enthält (und enthielt auch früher) außer dem Kochsalz noch verschiedene andere Salze gelöst: Kalium-, Magnesium- und Calciumchlorid, Calcium- und Magnesiumsulfat, Natrium- und Magnesiumbromid und noch andere in geringen Mengen. Wenn sich trotzdem durch Abdampfen daraus mehr oder weniger mächtige Schichten von reinem Chlornatrium abgeschieden haben, so ist dies dadurch zu erklären, daß letzteres immer in überwiegend größter Menge vorhanden ist, wie folgende Zusammenstellung zeigt:

100 Tle. Meerwasser enthalten	Kochsalz	Andere Salze	Zusammen	% NaCl vom ganzen Salzgehalt
im Atlantischen Ozean	2,60—2,75	0,87—0,88	3,47—3,63	74,9—75,7
in der Nordsee	2,56	0,84	3,40	75,3
im Mittelmeer	2,94	0,82	3,76	78,2
in der Ostsee	1,49	0,28	1,77	84,2
im Schwarzen Meer	1,41	0,36	1,77	79,9

Beim Eindampfen des Meerwassers muß also die Lösung zuerst für NaCl ihren Sättigungspunkt erreichen und lange Zeit hindurch nur dieses Salz ausscheiden, während die übrigen Salze, deren Gesamtmenge von der des Kochsalzes nur  $\frac{1}{4}$  bis  $\frac{1}{5}$  beträgt, in der Mutterlauge gelöst bleiben. (Vgl. S. 123.) Bei fortgesetztem Abdampfen werden auch diese auskrystallisieren, und zwar nach Maßgabe ihrer Löslichkeit und Menge, so daß die schwerer löslichen und in größerer Menge vorhandenen zuerst folgen und zuletzt die leichtest löslichen und die in geringer Menge vorhandenen übrig bleiben. — Das Tote Meer hat für Chlornatrium bereits seinen Sättigungspunkt erreicht und scheidet dieses Salz jetzt schon aus.

Diese aus der Theorie der Lösungen sich ableitenden Schlussfolgerungen finden sich in vorzüglicher Weise bestätigt bei dem Stafsfurter Steinsalzlager (Fig. 205), welches sich vom Harz bis zur Elbe und von Magdeburg bis Bernburg erstreckt. Es wurde 1839 durch Bohrversuche entdeckt und 1852—1857 durch Abteufen eines ersten Schachtes erschlossen. Es hat von seinem tiefsten Punkte bis zum obersten der Salzfläche eine senkrechte Höhe von 5000 Fufs. Die untersten Schichten sind nur *Steinsalz*, welches aus einer Aufeinanderfolge von 8—9 cm dicken Salzschichten, zwischen denen dünne Anhydritschnüre eingelagert sind,



besteht; — wirkliche Jahresringe, welche durch abwechselndes Auskristallisieren von Steinsalz im Sommer und Anhydrit im Winter entstanden sind und auf einen Zeitraum der Abscheidung von mindestens 10 000 Jahren hinweisen (PRECHT). Dann folgt ein Tripelsalz: Calcium-Kalium-Magnesiumsulfat, *Polyhalit* ( $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{MgSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ ), hierauf der leichter lösliche *Kieserit*, Magnesiumsulfat, und zuletzt der am leichtesten lösliche *Karnallit*, ein Doppelsalz aus Chlormagnesium und Chlorkalium bestehend ( $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} + 6\text{H}_2\text{O}$ ). Das ganze Salzlager ist bedeckt von einer undurchlässigen *Salzthonschicht* und dann von *Anhydrit* und *Buntsandstein*. Es ist in der Mitte gehoben und geborsten. — Die eben genannten Mineralien, ausser denen sich noch einige andere, z. B. *Kainit*, Kalium-Magnesiumsulfat mit Magnesiumchlorid,  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{MgSO}_4 + \text{MgCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ , *Tachhydrit*, Calcium-Magnesiumchlorid,  $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{MgCl}_2 + 12\text{H}_2\text{O}$ , *Schönit*, Kalium-Magnesiumsulfat,  $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MgSO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$ , und *Sylvin*, Kaliumchlorid, finden, heißen zusammen *Abraumsalze* und bilden die Grundlage einer blühenden Industrie.

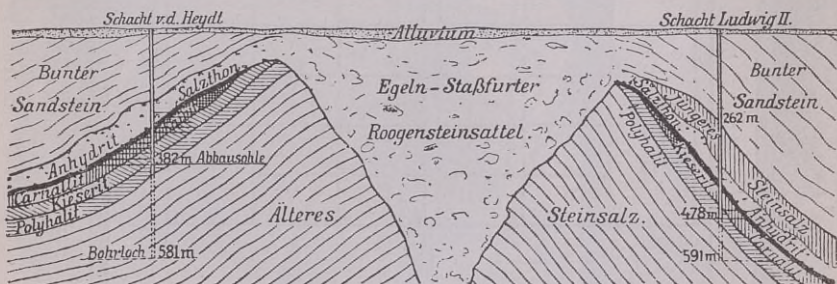


Fig. 205. Durchschnitt durch das Salzlager von Stassfurt.<sup>1</sup>

Ihr Vorhandensein beweist, daß der Abdampfungsprozess sich bei dem Stassfurter Salzlager bis zur vollständigen Eintrocknung des ehemaligen Meeres fortgesetzt hat. Da bei den übrigen Salzwerken mit wenigen Ausnahmen (z. B. bei Kalusz in Galizien, wo *Kainit* gefunden wird) die *Abraumsalze* fehlen, so muß bei diesen die Eintrocknung vorzeitig durch Ablaufen der Mutterlauge unterbrochen worden sein. Die Auffindung der Stassfurter *Abraumsalze* hat, abgesehen von ihrer hohen industriellen Bedeutung im allgemeinen, noch besonders für die Landeskultur dadurch einen unschätzbaren Wert erlangt, daß sie zu einer reichen Quelle für kalihaltige Düngesalze (*Polyhalit*, *Karnallit*, *Kainit*, *Sylvin*) geführt hat, welche ehemals in kaum nennenswerter Menge aus dem Mineralreiche gewonnen werden konnten, jedenfalls nicht in solchen Quantitäten, daß sie als Ersatz für das dem Ackerboden durch die Ernten alljährlich entzogene Kali ausreichend gewesen wären. Der Boden mußte deshalb im Laufe der Jahre an Kali immer mehr verarmen und, da das Kali zu den unentbehrlichen mineralischen Pflanzennahrungsmitteln gehört, mit der Zeit immer mehr und mehr an Ertragsfähigkeit einbüßen. (Verarmung des Bodens durch die Kultur;

<sup>1</sup>) Nach PRECHT.



Raubbau.) Diese Gefahr ist durch die Abraumsalze beseitigt, welche den Kalibedarf des Ackerlandes für unabsehbare Zeit in mehr als ausreichendem Maße zu decken im stande sind. — Die Kalifrage ist hierdurch für die Landwirtschaft in ebenso befriedigender Weise gelöst, wie die gleichwichtige Phosphorsäurefrage durch die Thomasschlacke (s. S. 62 und 207).

2. Das Meersalz wird in südlichen salzarmen Ländern (Südfrankreich,

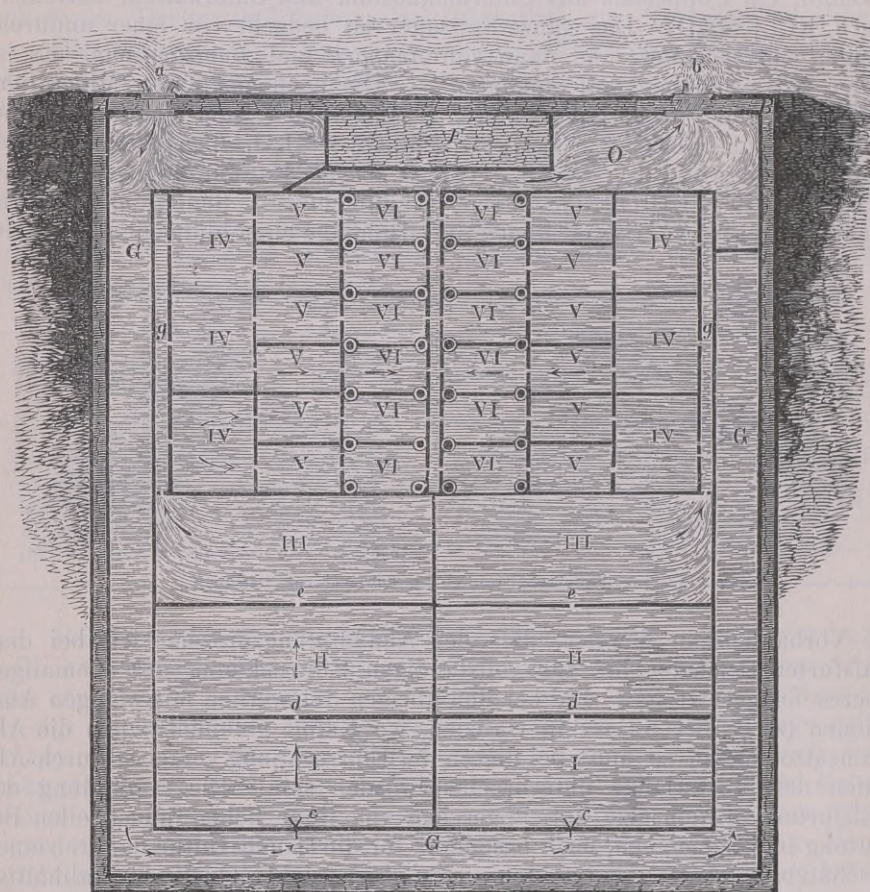


Fig. 206. Salzgarten.

Italien, Dalmatien, Spanien) durch Verdunsten von Meerwasser unter Benutzung der Sonnenwärme in den sogenannten Salzgärten gewonnen.

Diese haben folgende Einrichtung: Am Strande des Meeres wird ein fester Damm AB angelegt, welcher hoch genug ist, um die Anlage selbst gegen die höchsten Fluten zu schützen. In diesem befinden sich zwei Schleusenthore a und b, welche in ein großes Reservoir münden. Durch die Schleuse a läßt man das Meerwasser zur Zeit der Flut in den Graben G, welcher fast das ganze Reservoir umgibt. Von diesem fließt es durch verschließbare Öffnungen e in die innern Abteilungen (Beete genannt) zunächst in I, dann durch die Öffnungen d nach II und hierauf durch die Öffnungen



*e* nach III. In jedem dieser Beete verweilt das Wasser eine gewisse Zeit, um darin zu verdunsten; so wird es allmählich konzentriert. Von III fließt es in den seitlichen Graben *g* und speist von diesem aus der Reihe nach die Beete IV, V, VI. In den letzteren ist die Lösung endlich so konzentriert, daß sich das Salz krystallinisch ausscheidet. Man krückt es heraus und bringt es auf die Plattform *F*. Die übrig bleibenden Mutterlaugen fließen durch den mittleren Kanal nach *O* und werden durch die Schleuse *b* zur Zeit der Ebbe ins Meer abgelassen.

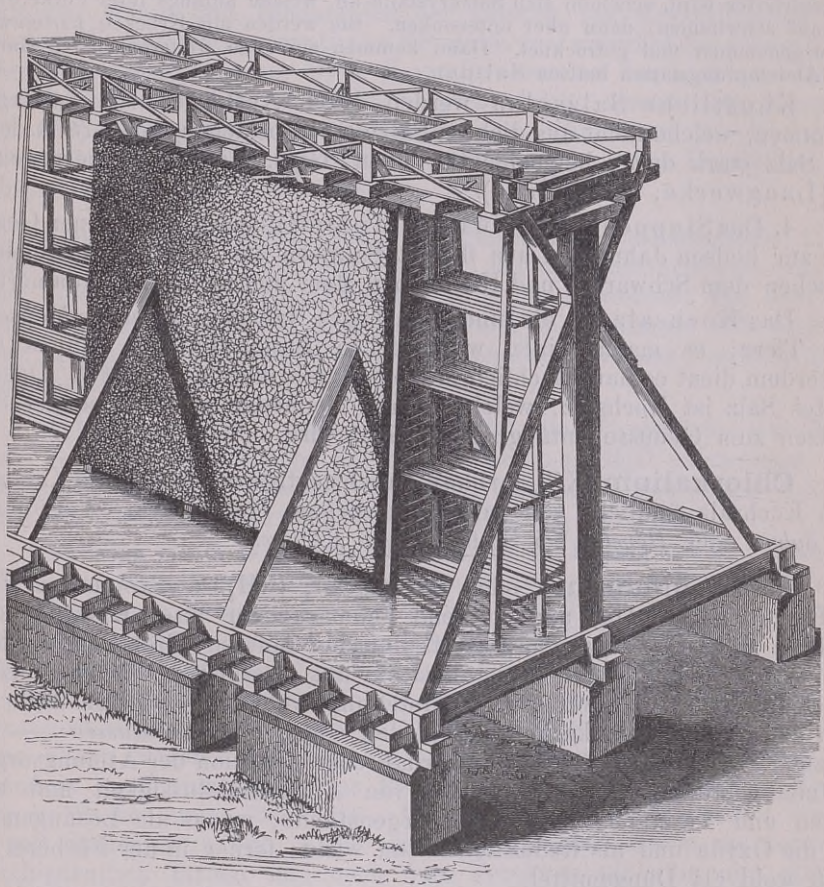


Fig. 207. Gradierwerk.

3. Das Solsalz gewinnt man aus natürlichen Salzsolon, welche an zahlreichen Orten aus der Erde gepumpt werden (Halle, Dürrenberg bei Leipzig, Schönebeck bei Magdeburg, Lüneburg, Reichenhall), durch Eindampfen in den Salinen. Sind die Solon nicht konzentriert genug (23 bis 25 ‰), so läßt man sie behufs Ersparung von Brennmaterial zuvor durch ein Gradierwerk laufen (Fig. 207).

Dies besteht aus einem hohen Gerüst, welches mit Baumreisern aufgeführt ist. Die Sole wird hinaufgepumpt und fließt langsam durch das Reisig hinab, wobei sie durch Luftzug verdunstet und unten mit richtiger Konzentration (siedewürdig) ankommt. Kalkhaltige und andere schwer lösliche Salze setzen sich auf den Reisern als feste Rinde ab, und das leichter lösliche Kochsalz bleibt fast allein in der Lösung zurück. Die unten ankommende Lauge wird dann versotten. Die hierzu dienenden Abdampfpfannen haben 8 und mehr Quadratmeter Fläche und einige Dezimeter Tiefe. Durch direktes Feuer werden sie erwärmt, und in dem Maße, wie die Sole konzentrierter wird, scheiden sich Salzkristalle ab, welche anfangs ihrer Form wegen obenauf schwimmen, dann aber untersinken. Sie werden mit Krücken partienweise herausgenommen und getrocknet. Dann kommen sie ohne weiteres in den Handel. Die Abdampfungsstätten heißen Salinen.

Künstliche Salzsolen werden durch Auslaugen von Salzlagern gewonnen, welche nicht aus dichten Salzmassen bestehen, sondern in denen das Salz stark durch beigemengten Thon, Gips, Mergel etc. verunreinigt ist (Laugwerke, Sinkwerke).

4. Das Steppen- oder Wüstensalz krystallisiert in trockenen Gegenden zur heißen Jahreszeit aus flachen Salzseen aus, z. B. in Südrussland, zwischen dem Schwarzen und Kaspischen Meer und in Utah (Nordamerika).

Das Kochsalz ist ein unentbehrliches Nahrungsmittel für Menschen und Tiere; es macht einen wesentlichen Bestandteil des Blutes aus; außerdem dient es hauptsächlich in der Sodafabrikation (s. S. 211). Denaturiertes Salz ist Kochsalz, welches durch Beimengung verschiedener Substanzen zum Genusse untauglich gemacht wird.

**Chlorkalium**, KCl, farblose, durchsichtige, würfelförmige Krystalle, dem Kochsalz ähnlich, von salzig-bitterlichem Geschmack. Vorkommen als *Sylvin* oder *Hövelin* bei Stassfurt und Kalusz.

**Chlorammonium** oder **Salmiak**<sup>1</sup>, (NH<sub>4</sub>)Cl. Kommt in Form weißer, scharf salzig und kühlend schmeckender loser Krystalle oder großer, zusammenhängender, krystallinischer Massen (Brote) im Handel vor. Erstere sind durch Krystallisation aus wässriger Lösung, letztere durch Sublimation gewonnen. Darstellung wohl zum größten Teile aus dem bei der Gasfabrikation abfallenden sog. „*Ammoniakwasser*“. — Benutzung als Arzneimittel bei katarrhalischer Affektion der Atmungsorgane (Salmiakpastillen), zur Darstellung von Ammoniakflüssigkeit und beim Löten und Verzinnen metallener Gegenstände, wo es als Lösungsmittel für die Oxyde und als Reduktionsmittel wirkt; ferner in der Färberei und auch wohl als Düngemittel.

**Chlorcalcium**, CaCl<sub>2</sub>, bei höherer Temperatur schmelzbar, sehr hygroskopisch, sehr leicht löslich, krystallisiert als CaCl<sub>2</sub> + 6H<sub>2</sub>O. Das wasserfreie Salz dient wegen seiner Hygroskopizität zum Füllen von Trockenröhren für Gase, das krystallisierte zu Kältemischungen (4 Tle. des Salzes und 2 Tle. Schnee erniedrigen die Temperatur um etwa 40°).

<sup>1</sup>) lat. *sal ammoniacum*, A'mmonsalz, ein im Sande der Ammonsoase (in der römischen Provinz Ammoníaca in Ägypten) gefundenes Salz; daraus durch Zusammenziehung: Salmiak.



## 2. Sulfate.

**Natriumsulfat** oder **Glaubersalz**<sup>1</sup>,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 10\text{H}_2\text{O}$ , wird aus Kochsalz durch Einwirkung von Schwefelsäure (s. Sodafabrikation, wobei Salzsäure als Nebenprodukt gewonnen wird, s. S. 211), Auslaugen der geglühten Masse und Eindampfen der Lösung zur Krystallisation dargestellt. Wasserhelle, prismatische Krystalle von widerlichem, salzig-bitterlichem Geschmack mit ca. 56% Krystallwasser, an der Luft verwitternd; ziemlich leicht löslich in Wasser, giebt leicht übersättigte Lösungen (s. S. 129). — Benutzung in der Medizin als Abführmittel (das Karlsbader Wasser enthält als Hauptbestandteil Glaubersalz), zur Darstellung der Soda und in der Glasfabrikation.

**Ammoniumsulfat**,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ . Scharf salzig schmeckende, kleine, weißse Krystalle. Wird als Nebenprodukt bei der Gasfabrikation aus dem dabei abfallenden „Ammoniakwasser“ (s. § 90) gewonnen, aus dem man durch Destillation das  $\text{NH}_3$ -Gas befreit und in verdünnte Schwefelsäure leitet. Benutzung hauptsächlich als Düngemittel und zur Darstellung von Ammoniakflüssigkeit.

**Calciumsulfat**. Das Calciumsulfat findet sich in der Natur 1. als Gips<sup>2</sup>, wasserhaltige Krystalle,  $\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$  (*Marienglas* oder *Fraueneis*, *Faser-G.*, *Schaum-G.*, *dichter G.* [*Alabaster*] und *erdiger G.*), und 2. als Anhydrit, wasserfrei,  $\text{CaSO}_4$  (s. Min. Nr. 67 u. 68).

Der Gips ist in Wasser schwer löslich, in kaltem etwas leichter als in heißem; deshalb wird die kalt gesättigte Lösung beim Erwärmen trübe. Er verliert beim Erhitzen auf 120—130° sein Krystallwasser (*gebrannter Gips*) und nimmt dasselbe dann, wenn man ihn mit Wasser anrührt, langsam wieder auf, wobei er zu einer festen Masse erstarrt und dabei die Form des umgebenden Gefäßes genau wiedergiebt. Daher seine Benutzung zu Gipsabgüssen, Statuen, Stuckaturarbeiten, Fußböden (Estrich). Diese haben wegen ihrer Weichheit (Härte 2) geringe Dauer und sind besonders im Freien durch das Regenwasser leicht vergänglich, da der Gips in Wasser etwas löslich ist. Um sie dauerhafter zu machen, werden sie mit Stearinsäure oder Firnis getränkt. Hierbei lassen sie sich auch verschiedentlich färben und nach dem Trocknen schleifen und polieren (Nachahmung des Marmors, Stuckmarmor). — Der Alabaster dient zur Herstellung von Kunstwerken verschiedener Art (Vasen, Säulen, Statuen, Ornamenten etc.).

**Bariumsulfat**,  $\text{BaSO}_4$ , findet sich in der Natur als *Schwerspat* und wird künstlich (durch Fällen einer  $\text{BaCl}_2$ -Lösung mit  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) als

<sup>1</sup>) 1658 von dem Chemiker GLAUBER entdeckt; deshalb *sal Glauberi*, auch wegen seiner drastischen Wirkung auf den Darmkanal *sal mirabile* genannt. —

<sup>2</sup>) lat. *gypsum*, griech. *γύψος* (*gyposos*).

zartes, weißes Pulver gewonnen, welches unter dem Namen *Blanc fixe* oder *Permanentweiß* (so genannt wegen seiner Unveränderlichkeit) als Anstrichfarbe dient. Der gemahlene natürliche Schwerspat wird auch zur Verfälschung von Mehl benutzt (s. Min. Nr. 70).

**Kaliumaluminiumsulfat** oder **Alaun**,  $K_2Al_2(SO_4)_4 + 24H_2O$ . Große wasserhelle, oktaedrische Krystalle von saurem, zusammenziehendem Geschmack und saurer Reaktion. Kommt vereinzelt als Auswitterungsprodukt in Klüften vulkanischer Gesteine und Laven vor und wird fabrikmäßig aus Alaunstein, Alaunschiefer und Alaunerde (ältere Methode), jetzt hauptsächlich aus Thon (Kaolin s. u. Silikate) durch Aufschließen mit Schwefelsäure und Vermischen der Lösung mit Kaliumsulfat gewonnen. Benutzung in der Zeugfärberei und -druckerei als Beizmittel zur Fixierung der Farben. (Viele Farben haften nicht direkt auf der Faser, geben aber mit Thonerde unlösliche Verbindungen oder Lacke, welche haften bleiben), in der Gerberei (weißgares Leder), in der Papierfabrikation (zum Leimen des Papiers), zur Herstellung feuerabhaltender Anstriche, Klärung trüben (thonigen) Wassers, zur Desinfektion der Abwässer in Schlachthäusern und in der Medizin als adstringierendes (zusammenziehendes) Mittel. — Da bei allen diesen Benutzungsarten der Kaligehalt des Alauns ohne Bedeutung ist, so wird letzterer in neuerer Zeit mit Vorteil durch das Aluminiumsulfat ersetzt.

Außer dem eigentlichen oder Kalialaun giebt es auch Alaune, in denen das K durch Na, Am (Rb, Cs) und das Al durch Fe, Cr und Mn ersetzt ist, z. B. Kaliumchromalaun (oder kurzweg Chromalaun),  $Cr_2K_2(SO_4)_4 + 24H_2O$ , Natriumeisenalaun,  $Fe_2Na_2(SO_4)_4 + 24H_2O$ , Ammoniummanganalaun,  $Mn_2Am_2(SO_4)_4 + 24H_2O$  etc.

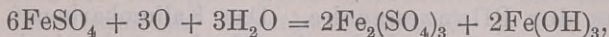
**Aluminiumsulfat**,  $Al_2(SO_4)_3 + 18H_2O$ . Krystallisiert schwer in sehr leicht löslichen Blättchen; kommt in Form gegossener Tafeln oder Platten in den Handel. Dient zu allen beim Alaun angegebenen Zwecken, den es deshalb mehr und mehr aus der Technik verdrängt hat, weil es bei gleichem Gewicht wirksamer ist, als dieser.

**Magnesiumsulfat** oder **Bittersalz**,  $MgSO_4 + 7H_2O$ . Kleine, durchsichtige, rhombische Prismen von bittersalzigem Geschmack. — Vorkommen als *Kieserit* bei Staßfurt (s. o.) und *Epsomit* (s. Min. Nr. 72. u. 73), sowie als Bestandteil verschiedener Mineralwässer (Bitterwässer, z. B. von Püllna und Seidschütz in Böhmen und die Ofener Wässer, darunter die Rakoczy- und die Hunyadi-Jánosquelle) und des Meerwassers. Benutzung in der Medizin als Abführmittel.

**Ferrosulfat** oder **Eisenvitriol**,  $FeSO_4 + 7H_2O$ . Blafsbläulich-grüne, durchsichtige Krystalle, isomorph mit Magnesiumsulfat. Wird gewonnen durch Auslaugen von verwittertem Eisenkies mit Wasser und Abdampfen zur Krystallisation, oder durch Auflösen von Eisen in verdünnter Schwefelsäure (s. S. 117). Die Krystalle verwittern an der Luft



durch Aufnahme von Sauerstoff unter Bildung von Ferrisulfat und Ferrihydrat,



wobei sie zu einem gelblichen Pulver zerfallen. Auch die Lösung erleidet dieselbe Umwandlung.

Man übergieße in einer flachen Krystallisierschale einige Krystalle Eisenvitriol mit Wasser und lasse das Ganze mehrere Tage (Wochen) unter Erneuerung des bis zum wiederholten Eintrocknen verdunsteten Wassers stehen. Die bald eintretende Trübung der blaßgrünlichen Lösung durch Ferrihydrat nimmt allmählich zu, bis alles Ferrosulfat vollständig oxydiert ist.

Benutzung hauptsächlich zur Darstellung von Eisensalzen durch Wechselersetzung (s. S. 145), in der Zeugfärberei und -druckerei als Beizmittel (wie der Alaun oder das Aluminiumsulfat) und zur Fabrikation von Tinte.

**Manganosulfat** oder **Manganvitriol**<sup>1</sup>,  $\text{MnSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ , blaß-rosenrote, durchsichtige Krystalle, isomorph mit Eisenvitriol.

**Zinksulfat** oder **Zinkvitriol**<sup>1</sup>,  $\text{ZnSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ . Weißse, nadel-förmige Krystalle, isomorph mit Magnesiumsulfat. Benutzung in der Kattundruckerei und in der Medizin (Augenwasser).

**Kupfersulfat** oder **Kupfervitriol**<sup>1</sup>,  $\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$ . Blaue Krystalle von widerlich metallisch zusammenziehendem Geschmack, an der Luft unter Wasserverlust verwitternd. Das wasserfreie Salz wird durch Erhitzen als weißes Pulver gewonnen, welches unter starker Erwärmung und Wiederherstellung der blauen Farbe das Krystallwasser wieder aufnimmt. Krystalle von der Zusammensetzung  $\text{CuSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ , isomorph mit Magnesiumsulfat, scheiden sich aus einer Lösung aus, die außer Kupfersulfat noch Magnesium-, Zink- oder Eisensulfat enthält. Findet ausgedehnte Anwendung in der Galvanoplastik, zur Darstellung verschiedener Kupfersalze und in Lösung mit etwas gelöschtem Kalk versetzt, wodurch eine himmelblaue Lösung (*eau celeste*, *eau bordelaise*, Bordeauxwasser) entsteht, zur Besprengung der Weinreben behufs Abhaltung der *Peronospora*, neuerlich auch zur Besprengung des Kartoffelkrauts gegen die Kartoffelkrankheit, sowie des Saatweizens zur Verhütung des Brandes.

Adlervitriol oder Doppelvitriol sind blaugrüne Mischkrystalle aus Cupri- und Ferrosulfat, welche aus einer gemischten Lösung beider Salze auskrystallisieren (s. S. 129). Man gewinnt dies Salz gewöhnlich aus verwitterten, Kupferkies haltigen Eisenkiesen durch Auslaugen und Krystallisieren. Benutzung in der Färberei als Beize zum Schwarzfärben.

### 3. Karbonate.

**67. Kaliumkarbonat** oder **Pottasche**,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ . Im reinen Zustande bildet dies Salz eine weißse, krümelige, an der Luft rasch Feuchtigkeit anziehende, sehr leicht lösliche, schwer krystallisierende Masse

<sup>1</sup>) lat. *vitrum*, das Glas, wegen des glasartigen Aussehens der Krystalle. Vitriole, der allgemeine Name für Sulfate.



von ätzenden Eigenschaften und alkalischer Reaktion. Heißt in unreinem Zustande Pottasche. — Ihre Gewinnungsweisen sind folgende:

1. Aus der Pflanzenasche. Das Kaliumkarbonat bildet einen wesentlichen Bestandteil der Holzasche, überhaupt der Asche aller Landpflanzen, welche zu ihrer Entwicklung, ihrem Wachstum und ihrer Reife notwendig Kalisalze gebrauchen und diese deshalb aus dem Erdboden in sich aufnehmen. Beim Verbrennen wird die organische Substanz der Pflanzen zerstört, und die mineralischen Bestandteile derselben bleiben als Asche zurück, welche mehr oder weniger reich an Kaliumkarbonat ist. Die Holzasche enthält durchschnittlich 8—16% dieses Salzes, deshalb bildete sie früher das wichtigste Rohmaterial für die Gewinnung desselben, jetzt aber wird es nur noch in waldreichen, schwach bevölkerten und verkehrsarmen Gegenden (Rußland, Schweden, Ungarn, Illyrien, Kanada) daraus hergestellt. Das Holz wird dort entweder bloß zum Zwecke der Aschengewinnung verbrannt (*Waldasche*), oder man sammelt die Asche von den Feuerstätten (*Brennasche*). Auch durch Verbrennung von Stroh- und Stepppflanzen wird Asche gewonnen. Die Verbrennung erfolgt in Gruben. Die Asche enthält außer Kaliumkarbonat, welches überwiegt, noch Karbonate, Sulfate, Chloride, wenig Phosphate und Silikate von Na, Ca, Mg und Fe. Sie wird an einigen Orten ohne weitere Reinigung in den Handel gebracht, meist aber einer weitergehenden Behandlung unterworfen, indem man sie auslaugt und durch Eindampfen der Lauge die rohe Pottasche gewinnt. Das Auslaugen geschieht in großen Fässern mit kaltem oder heißem Wasser, bis die Asche möglichst erschöpft ist. Der Rückstand heißt *Äscherich* und wird als Dünger benutzt, der aber nur wegen seines geringen Gehalts an Phosphorsäure einigen Wert besitzt. Die rohe Pottasche enthält 50% bis höchstens 70% Kaliumkarbonat. Durch nochmaliges Auflösen und Eindampfen, wobei man die bei einer gewissen Konzentration sich ausscheidenden fremden Beimengungen (besonders Kaliumsulfat) ausschöpft, wird sie gereinigt (*raffinierte Pottasche*). Entweder dampft man die Lauge bis zu einem festen Salzkuchen ein, den man nach dem Erkalten zerschlägt (*ausgeschlagene Pottasche*), oder man rührt in der letzten Periode des Eindampfens die dick gewordene Salzmasse, so daß sie schließlich ein trockenes, grobkörniges Pulver bildet (*ausgerührte Pottasche*). Zuletzt wird sie stark erhitzt (calciniert). Das Calcinieren nahm man früher (in Norddeutschland) in Töpfen vor, daher der Name (von dem plattdeutschen „Pott“ für Topf).

2. Aus der Schlempekohle von der Rübenzuckermelassen-Spritfabrikation. Die Melasse des Rübenzuckers ist ihres Salzgehaltes wegen nicht genießbar; sie wird deshalb an vielen Orten durch Gärung auf Spiritus verarbeitet. Nach dem Abdestillieren des letzteren bleibt die Schlempe, welche die Salze der Rübe enthält, zurück. Sie wird eingedampft, verkohlt (Schlempekohle), nochmals ausgeglüht, ausgelaugt und liefert eine farblose Lösung, welche beim abermaligen Eindampfen einen Salzurückstand liefert, aus dem man die Pottasche gewinnt.

3. Aus dem Wollschweiß. Die rohe Schafwolle, welche 60 bis 80% Schweiß und Schmutzstoffe enthält, wird mit kaltem Wasser mehr-



mals ausgelaugt und liefert ein Schmutzwasser, welches man in Flammenöfen eindampft und calciniert. Der Salzurückstand mit mehr als 45% Kaliumkarbonat kommt als Wollschweißpottasche in den Handel.

4. Aus dem Chlorkalium der Staffsurter Abraumsalze. Der Prozess ist dem Sodaprozess (s. Natriumkarbonat) nachgebildet; er liefert ein Handelsprodukt, welches bis 98% reines Kaliumkarbonat enthält.

Diese vier Gewinnungsweisen sind in ökonomischer Hinsicht durchaus nicht gleichwertig. Die drei ersten liefern Pottasche, welche aus dem Pflanzenreich (1 und 2 direkt, 3 indirekt), also aus dem Ackerboden stammt. Da sie dem Boden nicht wiedergegeben, sondern anderweit verwandt wird, geht sie diesem verloren, was zur Verarmung führt (Raubbau, s. o. S. 204). Nur die letzte Darstellungsweise ist rationell, denn sie liefert ein Produkt, welches nicht dem Pflanzenreiche, sondern dem Mineralreiche entstammt.

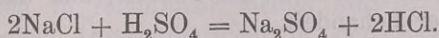
Benutzung der Pottasche (gegenwärtig durch die Soda, aus Kochsalz gewonnen, sehr eingeschränkt): zur Darstellung von böhmischem Krystall- und englischem Flintglas, Kalisalpeter, Kaliumhydrat (S. 138) und in der Seifenfabrikation (Schmierseife).

**Natriumkarbonat** oder **Soda**,  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 10\text{H}_2\text{O}$ . Große, wasserhelle Krystalle, deren Wassergehalt 62,8% beträgt; an der Luft unter Wasserverlust verwitternd und dabei zu einem weißen Pulver zerfallend. Geben beim Erwärmen und späteren Glühen ihr Krystallwasser vollständig ab (*calcinierte Soda*). Ziemlich leicht löslich in Wasser; die Lösung wirkt ätzend und reagiert alkalisch. — Die Gewinnungsweisen der Soda sind folgende:

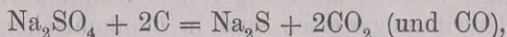
1. Natürliche Soda (Trona) aus den Sodaseen zwischen dem Nil und der Libyschen Wüste in Ägypten.

2. Aus der Asche von Strand- und Seegewächsen. Diese nehmen aus dem Boden, im Gegensatz zu den Landpflanzen, wenig Kali- und verhältnismäßig viel Natronsalze in ihren Organismus auf und geben beim Verbrennen eine Asche, welche bis 50% Natriumkarbonat enthält. Man gewinnt solche Asche an der spanischen Küste, hauptsächlich aus *Salicornia sativa* (*Barilla*) unter dem Namen *Barilla-Asche*, in Südfrankreich als *Salicor* aus *Salicornia annua*, in der Normandie als *Varec* und in Schottland als *Kelp* aus verschiedenen Fucusarten (Tangen), welche dort zum Teil an den Strand geworfen, zum Teil abgemäht werden. — Aus diesen „Sodaaschen“ wird das Salz durch Auslaugen auf ähnliche Weise gewonnen, wie die Pottasche aus Holzasche (s. o. S. 210). Doch hat diese Industrie nur noch eine lokale Bedeutung, da die meiste Soda aus Kochsalz gewonnen wird.

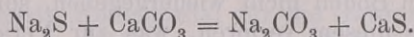
3. Aus Kochsalz nach dem Verfahren von **LEBLANC** (*Leblancsoda*, 1791). Das Kochsalz wird zuerst durch Schwefelsäure in Natriumsulfat verwandelt (in den Sulfatöfen):



Hierbei entweicht Chlorwasserstoff, welchen man in einer Reihe thönerner Absorptionsgefäße und zuletzt in einem Absorptionsturm durch Wasser auffängt (s. S. 143), wodurch als Nebenprodukt wässrige konzentrierte Salzsäure gewonnen wird. Hierauf wird das Sulfat mit Kohle und Kreide gemengt und in Flammenöfen stark geglüht. Das Sulfat wird durch die Kohle zu Schwefelnatrium reduziert:

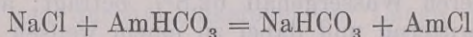


und letzteres zersetzt sich zugleich mit der Kreide zu Schwefelcalcium und Natriumkarbonat:



Das Gemenge von  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaS}$  bildet eine geschmolzene Masse (*Rohsoda*), aus welcher man durch Auslaugen und Eindampfen die kristallisierte Soda gewinnt. Als Rückstand bleibt das unlösliche Schwefelcalcium (*Sodarückstände*), welches man zur Wiedergewinnung des darin enthaltenen Schwefels weiter verarbeiten kann.

4. Aus Kochsalz und Ammoniumdikarbonat nach dem Verfahren von SOLVAY (*Ammoniaxsoda* oder *Solvaysoda*, 1866). Eine konzentrierte Kochsalzlösung setzt sich mit Ammoniumdikarbonat nach der Gleichung:



direkt zu Chlorammonium und Natriumdikarbonat um, welch' letzteres sich wegen seiner Schwerlöslichkeit als feines Krystallpulver aus der Lösung ausscheidet (T. § 168, b).

Bei der praktischen Ausführung des Prozesses wird aber das Ammoniumdikarbonat nicht als fertig gebildetes Salz angewendet, sondern die Kochsalzlösung zuerst mit Ammoniak gesättigt und dann Kohlensäure (welche durch Brennen von Kalkstein erzeugt wird) hineingepreßt. Die Lauge, welche das als Nebenprodukt auftretende Chlorammonium enthält, wird durch Kalkmilch zersetzt, und das dabei entwickelte Ammoniak gelangt wieder in den Prozeß zur Sättigung neuer Mengen von Kochsalzlauge. Das dabei abfallende Chlorcalcium wurde früher verloren gegeben. Neuerlich aber gewinnt man das darin enthaltene Chlor, indem man die Lösung des Salzes durch Behandlung mit Magnesia und Kohlensäure in Calciumkarbonat und Magnesiumchlorid umsetzt, welche beiden Salze man durch Filtration trennt. Das letztere wird durch Zusatz von Magnesia in Magnesiumoxychlorid umgewandelt, welches bei hoher Temperatur unter Zuleiten von Luft zunächst Salzsäure und dann freies Chlor giebt, während Magnesia zurückgebildet wird und wieder in den Prozeß geht. — Nach einem anderen Verfahren scheidet man das Chlorammonium durch Abkühlen der Lauge unter  $0^\circ$  (mittels Eismaschine) in fester Form ab, verwandelt dasselbe durch Erhitzen in Dämpfe und leitet diese über erhitzte Magnesia, wobei sich Magnesiumchlorid und freies Ammoniakgas bildet. Letzteres geht wieder in den Prozeß, und das Magnesiumchlorid wird wie oben weiter behandelt.



Da man nicht Natriumdikarbonat, sondern Soda erzeugen will, so wird jenes Salz, nachdem es getrocknet ist, in geschlossenen Ofen geglüht, wobei es die Hälfte seiner Kohlensäure abgibt. Diese gelangt ebenfalls wieder in den Betrieb.

Die Ammoniaksoda ist sehr rein: sie kommt mit 98—99%  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  in den Handel.

5. Aus Kochsalz durch Elektrolyse (neuestes Verfahren, noch in der Entwicklung begriffen). Die Elektroden befinden sich in zwei durch eine poröse Scheidewand getrennten Zellen. An der Anode entwickelt sich freies Chlor, an der Kathode wird  $\text{NaOH}$  frei, welches durch Einleiten von Kohlensäure in  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  verwandelt wird. Hier fallen keine Nebenprodukte ab.

Die künstliche Darstellung der Soda aus Kochsalz ist von hoher ökonomischer Bedeutung. Sie schafft aus einem in unerschöpflichen Mengen vorhandenen, aber für die chemische Industrie wenig verwendbaren Salze ein anderes von ausgedehnter Nutzbarkeit. In der That hat die Soda, seitdem man sie künstlich in beliebig großen Mengen und zu einem billigen Preise darstellen gelernt hat, die Pottasche in vielen Industrien verdrängt, z. B. in der Seifenfabrikation (harte Seife), in der Glasfabrikation (Natronglas), in der Papierfabrikation (unter Zusatz von Kalk zum Kochen der Lumpen und Herstellung des sogenannten vegetabilischen Leims unter Mitbenutzung von Harz und Alaun oder schwefelsaurer Thonerde), in der Baumwollen- und Leinenbleiche (zum Beuchen, d. h. Kochen der Garne vor der Anwendung des Bleichmittels) und zur Herstellung von Natriumhydrat (S. 138) und zahlreicher Natronsalze für chemische, technische und medizinische Zwecke. Auch in der Hauswirtschaft findet sie vielfache Benutzung, z. B. als Zusatz zum Waschwasser, zum Scheuern und zur Reinigung fettiger Geräte. Hierdurch kann die Pottasche, die selbst nach der Aufschließung der Stäfsfurter Kalisalzlager in sehr viel geringern Mengen als die Soda zur Verfügung steht, ausschließlich für diejenigen Nutzungszwecke aufbewahrt bleiben, für welche sie als Kalisalz unentbehrlich ist (s. o. S. 211), und somit ist der Verbrauch der beiden wichtigsten Alkalisalze in geeigneter und zweckentsprechendster Weise geregelt.

**Ammoniumkarbonat** oder **Hirschhornsalz**. Das im Handel unter diesem Namen vorkommende Salz ist eine Verbindung des sauren Salzes,  $(\text{NH}_4)\text{HCO}_3$ , mit carbaminsaurem Ammon,  $(\text{NH}_4)\text{NH}_2\text{CO}_2$  (s. Organ. Chemie § 20). Weiße, krystallinische Masse, stark nach Ammoniak riechend und alkalisch reagierend: in höherer Temperatur vollkommen flüchtig. Benutzung als Riechsalz (Olfactorium) und im gepulverten Zustande als Zusatz zu feineren Backwaren, um den Teig beim Backen (durch Verflüchtigung des Salzes) locker zu machen. Der Name Hirschhornsalz rührt daher, daß das Salz bei der trocknen Destillation von Horn und Knochen in reichlicher Menge auftritt und sich, mit braun gefärbten brenzlichen Ölen gemischt, in den Kondensationsräumen in

Form von Krusten absetzt. Durch wiederholte Sublimation kann es gereinigt werden. Jetzt wird es durch Sublimation eines Gemenges von Ammoniumsulfat und Kreide dargestellt.

**Natriumdikarbonat**,  $\text{NaHCO}_3$ . Dieses unter dem Namen doppelt-kohlensaures Natron bekannte Salz wurde früher durch Überleiten von Kohlensäure über ein pulveriges Gemenge von 1 Tl. krystallisiertem und 3 Tln. entwässertem Natriumkarbonat als ein trocknes krystallinisches Pulver gewonnen, wird aber jetzt im Ammoniaksodaprozess (s. o.) direkt aus Kochsalz erzeugt. Es findet als Medikament zur Darstellung von Brausepulver und von moussierenden Getränken Anwendung.

**Calciumkarbonat**,  $\text{CaCO}_3$ . Ein in der Natur sehr verbreitetes Mineral, welches an vielen Orten ganze Gebirgsketten bildet. Es findet sich 1) als Kalkspat, rhomboedrisch krystallisiert in sehr verschiedenen Varietäten, und 2) als Aragonit, rhombisch krystallisiert (vgl. S. 169 Nr. 84 und 85); — ferner als *Inkrustationen*<sup>1</sup> fester Gegenstände in kalkhaltigen Quellen, z. B. im Karlsbader Sprudel, als *Konkretionen*<sup>2</sup>, aus kalkhaltigen Wässern abgeschieden, besonders im Löss: die sogenannten *Lössmännchen* oder *Lösskindel* (in knollenartigen, oft phantastischen Formen); als *Versteinerungen* oder *Petrefakten*. — Auch die Panzer, Gehäuse, Schalen und Ausscheidungen niederer Tiere (Krustaceen, Korallen, Muscheln, Perlen etc.) bestehen aus Calciumkarbonat.

Das Calciumkarbonat ist in reinem Wasser unlöslich, etwas löslich aber in kohlensäurehaltigem Wasser (wahrscheinlich durch Bildung eines sauren Karbonats), woraus es sich aber durch Kochen, oder schon durch bloßes Verweilen an der Luft unter Abgabe von Kohlensäure wieder abscheidet.

Man sättigt Kalkwasser durch Einleiten von  $\text{CO}_2$ , bis sich die trübe Flüssigkeit wieder merklich geklärt hat, filtriere und lasse die eine Hälfte des Filtrats an freier Luft stehen, während man die andere in einem Kolben zum Sieden erhitzt. Aus ersterer scheiden sich allmählich kleine rhomboedrische Krystalle von  $\text{CaCO}_3$  ab, und letztere läßt beim Sieden die freie  $\text{CO}_2$  schäumend entweichen, während sie sich durch rasche Abscheidung von  $\text{CaCO}_3$  stark trübt.

Hieraus erklärt sich die Entstehung von Schluchten und Höhlen in Kalksteingebirgen und die Bildung der Tropfsteine in den letztgenannten. Da alle natürlichen Wässer etwas Kohlensäure enthalten, so halten sie auch häufig (wenn sie durch kalkhaltiges Gestein geflossen sind) Calciumkarbonat in geringer Menge gelöst (hartes Wasser), welches sich durch Kochen abscheiden läßt.

Benutzung: als isländischer Spat zu optischen Instrumenten (Nicol'sche Prismen), als Marmor in der Architektur und Plastik, als Kalkalabaster zu Ornamenten, als Solnhofen Schiefer zu lithographischen Platten, als Kalkstein zur Herstellung von Ätzkalk durch Brennen (daraus Mörtel zum Bauen), als Kreide in der Sodafabrikation nach LEBLANC (s. o. S. 211), als Schreibmaterial und als weiße Anstrichfarbe für

<sup>1</sup>) lat. *crusta*, harte Oberfläche, Rinde, Schale. — <sup>2</sup>) lat. *concretio*, Verdichtung.



Mauern, als Kalktuff zu Architekturanlagen in Gärten, Aquarien etc., überdies zu zahlreichen Zwecken in der chemischen Industrie.

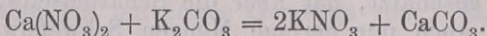
**Bleikarbonat.** Das basisch kohlensaure Blei ist ein weißes, feines Pulver und wird unter dem Namen Bleiweiß als weiße Farbe in der Ölmalerei und für Ölanstriche benutzt. Es ist wegen seiner außerordentlichen Deckkraft geschätzt, hat aber die Schattenseite, daß es in einer Atmosphäre, die auch nur geringe Mengen Schwefelwasserstoff enthält, unter Bildung von schwarzem Schwefelblei „dunkelt“, indem der Anstrich zuerst gelblich, dann braun und zuletzt schwarz wird. Daher werden für rein weiße Anstriche, die dauerhaft sein sollen, Zinkweiß (Zinkoxyd) und Permanentweiß (s. Bariumsulfat) trotz ihrer geringeren Deckkraft vorgezogen. Das Zinkweiß zieht zwar den Schwefelwasserstoff auch an, verändert aber die Farbe nicht, da Schwefelzink weiß ist.

#### 4. Nitrate.

**Salpeter**<sup>1</sup> ist der allgemeine Name für die Nitrate, besonders der Alkalien und alkalischen Erden. Bei der Verwesung stickstoffhaltiger organischer Substanzen aus dem Pflanzen-, besonders aber dem Tierreich, bildet sich durch Oxydation unter dem Einfluß von Luft, Wärme und Feuchtigkeit und unter Mitwirkung von Spaltpilzen (Salpeterferment) ohne Unterlaß Salpetersäure, welche sich mit den im Boden enthaltenen Basen, Kalk, Magnesia, Kali und Natron, verbindet. So entstehen die Nitrate: Kalk-, Magnesia-, Kali- und Natronsalpeter, welche indes in den meisten Gegenden durch die atmosphärischen Wässer gelöst und im Boden verteilt werden (Nitrifikation<sup>2</sup>). Sie dienen als notwendiges Nahrungsmittel für die Pflanzen, welche aus der Salpetersäure ihren Bedarf an Stickstoff beziehen. Nur in vor Regen geschützten Orten oder in regenlosen Gegenden können sich Salpeterlager bilden, z. B. in den Höhlen mancher Kalksteingebirge (Salpeterhöhlen) in Ceylon (*Höhlensalpeter*), Calabrien, bei Homburg und Belgrad; als Efflorescenz<sup>3</sup> an der Erdoberfläche in Aragonien, Ungarn, Ägypten, Ostindien (Bengalen), besonders in der Nähe menschlicher Wohnungen, wo animalische Überreste im Boden verfaulen, und der Salpeter durch Auslaugung des Erdreichs gewonnen werden kann. Die Salpeterbildung wird in warmen Ländern, z. B. Ägypten und Ungarn, dadurch unterstützt und befördert, daß man in den sogenannten Salpeterplantagen auf einer undurchlässigen Thonschicht lockere Erde mit Reisig, Kalk (Mörtel) und kalihaltigen Stoffen (Asche)

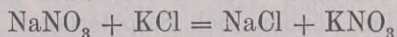
<sup>1</sup>) lat. *sal petrae*, eigentlich Steinsalz, weil sich das Salz im unreinen Zustande als Beschlag an den Wänden vulkanischer Höhlen und vieler Kalkstein- und Mergelhöhlen findet. — <sup>2</sup>) neu-lat. *nitrum*, Salpeter, und *facere*, machen. — <sup>3</sup>) lat. *efflorescere*, hervorblühen, ausblühen, auswittern; die Eigenschaft gewisser Salze, aus porösem Erdboden, Gesteinen oder Wänden in Form feiner Krystalle hervorzutreten, oder auch beim Eintrocknen ihrer Lösungen an den Wänden der Gefäße emporzusteigen und dieselben mit einem blütenartigen Überzuge zu bedecken.

und tierischen Abfällen (Harn, Jauche, Fleischreste etc.) mengt und das Ganze in Haufen, die man öfter umschauelt, monate- oder jahrelang liegen läßt und dann die obersten Schichten, die oft ganz von Krystallen durchsetzt sind, mit Wasser auslaugt. Die Lauge enthält grösstenteils *Kalksalpeter*, den man durch Zusatz von Pottaschenlösung in Kalisalpeter umwandelt:



Das Calciumkarbonat, welches hierbei durch Wechselzersetzung entsteht, scheidet sich als unlösliches Salz aus und macht die Lauge trübe („Brechen der Lauge“). Nachdem es sich abgesetzt hat, wird die klare Lösung eingedampft und liefert den *Rohsalpeter*, welcher noch etwa 20% fremde Salze enthält. Durch Umkrystallisieren wird er gereinigt, *raffinierter Salpeter*, und entweder als feines Krystallpulver (*Salpetermehl*) oder in grössern Krystallen erhalten.

Bis vor 30—40 Jahren bildete der indische und der Plantagensalpeter fast die einzige Quelle für den Salpeterbedarf. Seitdem aber kommen unter dem Namen *Chilesalpeter* große Massen von Natronsalpeter in den Handel, welcher in der Wüste Atacama (Provinz Tarapacá) ein mächtiges, 120 Meilen langes und 2 Meilen breites Lager bildet. Das Erdreich dieses regenlosen, vegetationsarmen Landstrichs enthält 30—80% Natriumnitrat, welches durch Auslaugen und Wiedereindampfen der Lauge an Ort und Stelle fabrikmässig gewonnen wird und unter obigem Namen (mit einem Gehalt von 95—98%  $\text{NaNO}_3$ ) nach Europa kommt. Der Chilesalpeter deckt jetzt den Hauptbedarf. Um ihn in Kalisalpeter umzuwandeln, benutzt man mit Vorteil das aus den Staßfurter Abraumsalzen gewonnene Chlorkalium, welches sich in gemischter heisser Lösung mit Chilesalpeter beim Eindampfen mit letzterem nach der Gleichung:



umsetzt. Das dabei entstehende  $\text{NaCl}$  scheidet sich als schwerer lösliches Salz schon während des Eindampfens aus und wird herausgekrückt, während  $\text{KNO}_3$  erst beim Erkalten herauskrystallisiert. Der so gewonnene Kalisalpeter heisst *Konversionssalpeter* (T. § 168, b).

Benutzung finden nur der Kalisalpeter (Kaliumnitrat,  $\text{KNO}_3$ ) und der Natronsalpeter (Natriumnitrat,  $\text{NaNO}_3$ ), und zwar letzterer direkt nur als Düngesalz und zur Darstellung von Salpetersäure (durch Destillation mit konz. Schwefelsäure). Zu andern Zwecken ist er wegen seiner Hygroskopizität nicht verwendbar. Das Kaliumnitrat dagegen ist ein luftbeständiges Salz und findet seit langer Zeit seine Hauptverwendung zur Fabrikation des (schwarzen) Schießpulvers, ferner zur Herstellung verschiedener explosiver Gemenge in der Feuerwerkerei und zum Einpökeln des Fleisches als Zusatz zum Kochsalz.

**Ammoniumnitrat**,  $(\text{NH}_4)\text{NO}_3$ . Weisse, kühlend und salzig-bitter schmeckende Krystalle. Wird gewonnen durch Neutralisieren von ver-



dünnter Salpetersäure mit Ammoniakflüssigkeit oder Ammoniumkarbonat und Eindampfen der Lösung zur Krystallisation. — Benutzung zur Herstellung von Kältemischungen: 3 Tle. Salz in 2 Tln. Wasser gelöst, geben eine Temperaturerniedrigung um 25—27° (s. o. S. 131).

**Silbernitrat** oder **Höllenstein** (*Lapis infernalis*),  $\text{AgNO}_3$ . Farblose, blättrige Krystalle, leicht schmelzbar. Seine Lösung wirkt stark ätzend auf organische Gewebe und bringt dieselben unter Schwärzung zum Absterben; deshalb findet es in der Chirurgie als Ätzmittel in Form gegossener, federkielicker Stengelchen, oder auch als Lösung Verwendung, ferner in der Photographie zur Herstellung der lichtempfindlichen Platten und zum Imprägnieren des Kopierpapiere (s. o. S. 150) und wird zu diesen Zwecken in großer Menge verbraucht.

## 5. Phosphate.

Die Phosphate kommen in technischer Beziehung hauptsächlich als Düngemittel in Betracht. Als solche sind sie aber auch von der höchsten Bedeutung für die Landeskultur. Es ist erwiesen, daß die Phosphorsäure ein notwendiges Lebelement für alle organischen Wesen ist. Keine Pflanze kann wachsen, kein Tier sich ernähren, wenn sich unter den Nahrungsstoffen nicht entsprechende Mengen von Phosphorsäure finden. So gering diese auch sein mögen, so sind sie doch eine unerläßliche Bedingung des organischen Lebens: ohne Phosphorsäure kann sich keine Zelle bilden, ohne Phosphorsäure kein Leben. Daraus folgt, daß kein Ackerboden Pflanzen produzieren kann, wenn er unter seinen Bestandteilen nicht die nötigen Mengen dieser unentbehrlichen Substanz enthält. Solange der Boden ertragsfähig ist, werden ihm also durch die Ernten alljährlich gewisse Mengen Phosphorsäure entzogen, die notwendig ersetzt werden müssen, wenn die Ertragsfähigkeit nicht alljährlich vermindert werden und schließlich ganz schwinden soll.

Seitdem man dies weiß (LIEBIG, 1840), sind naturgemäße alle Bestrebungen der Landwirte darauf gerichtet, den ganz unvermeidlichen Jahresverlust an Phosphorsäure wieder zu ersetzen, also nach Quellen für Düngesalze umzuschauen, welche diese Substanz in ausgiebiger und wirtschaftlich rentabler Weise liefern. Dies ist durch die vereinigten Bemühungen der Agrikulturchemiker und Düngerfabrikanten in befriedigender Weise gelungen, so daß die Landwirtschaft jetzt über einen genügenden Reichtum an Phosphatdüngern verfügt, der die Gefahr der Verarmung des Ackerlandes an Phosphorsäure als keine drohende mehr erscheinen läßt. — Die wichtigsten Phosphatdünger sind:

**Guano**<sup>1</sup>. Die berühmten Guanolager auf den Chinchainseln an der Westküste von Peru (von A. VON HUMBOLDT entdeckt) sind erschöpft. Sie haben die Landwirtschaft jahrzehntelang mit einem der wertvollsten

<sup>1</sup>) span. *guano*, Mist.

Düngemittel versorgt. Der dort gefundene Guano (Vogelmist) enthielt bis 25% Calciumphosphat und war überdies reich an stickstoffhaltigen Düngstoffen. Seitdem sind andere Lager aufgefunden worden, welche jenen teilweise ersetzen: Mejillonesguano von der Westküste Chiles, Baker- und Maldenguano von Inseln des Stillen Ozeans; ferner Phosphate, die durch Umwandlung von Korallenkalk entstanden sind: Sombrero-, Curaçao- und Avesguano von Inseln des Caraibischen Meeres (S. 172, Nr. 98 f).

**Fischguano**,<sup>1</sup> aus Abfällen der Fischerei unter Zusatz von Salz und Erde fabriziert, enthält bis 14% Phosphorsäure.

**Knochenmehl.** Die Knochen enthalten im trockenen Zustande etwa  $\frac{1}{3}$  organische Substanz, welche beim Kochen unter höherem Druck in Leim übergeht, und  $\frac{2}{3}$  anorganische Substanz, welche ihrerseits etwa 85% Tricalciumphosphat enthält. Sie werden entweder ganz gemahlen und liefern das *Knochenmehl*, welches einen wertvollen Dünger bildet, da es außer dem Phosphat auch noch organische Substanz (Osseïn) enthält; oder man entfettet sie zuerst durch Ausziehen mit Benzin und gewinnt dadurch das *Knochenfett*, entleimt sie, nachdem sie zermahlen sind, durch mehrstündiges Erhitzen mit hochgespannten Wasserdämpfen, und enthält als Rückstand das sogenannte *entleimte Knochenmehl*, welches ebenfalls einen hohen Düngwert besitzt, da es alle Phosphate der Knochen enthält. Man entzieht den Knochen, um Leim zu gewinnen, auch wohl durch Extraktion mit Salzsäure zuerst die Mineralbestandteile, wobei die organische Substanz als elastische Masse zurückbleibt, verwandelt diese durch Dämpfen in Leim und fällt aus der salzsauren Lösung das Calciumphosphat durch Zusatz von Kalkmilch und Calciumkarbonat, als weißes Pulver: das sogenannte *präzipitierte Knochenmehl*, welches wegen seiner feinen Verteilung als Dünger günstig wirkt.

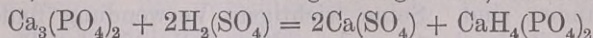
Knochenasche, durch Verbrennen der Knochen gewonnen, kommt hauptsächlich aus den Fleischextraktfabriken in Südamerika, wo die Knochen der geschlachteten Rinder als Brennmaterial dienen. Die Knochenasche bildet auch das wichtigste Rohmaterial für die Darstellung des Phosphors, den man durch Zersetzung der Asche mittels Schwefelsäure, Eindampfen der Lösung mit Kohle und Glühen des Rückstandes in Retorten gewinnt.

**Phosphorit**, ein Mineral (meist neutrales oder Tricalciumphosphat), von dem an verschiedenen Orten der Erde mehr oder weniger ausgedehnte Lager aufgefunden worden sind, z. B. in Spanien (Estremaduraphosphat mit 70—80% Phosphat), in Deutschland (an der Lahn mit 60% Phosphat), ferner in Norwegen, Rußland, Karolina und Kanada, neuerlich in Frankreich an der Somme mit 60—80% Phosphat und große Lager in Florida. — Da das Tricalciumphosphat unlöslich ist, also von der Pflanze nicht

<sup>1</sup>) Hier ist die ursprüngliche Bedeutung des Namens *guano* verloren gegangen und nur noch der Begriff „Dünger“ erhalten geblieben, also Fischdünger.



(oder wenigstens erst nach langem Verweilen im Boden) aufgenommen wird, zersetzt man es, wie LIEBIG zuerst vorgeschlagen hat, durch Schwefelsäure:



und benutzt das resultierende Gemenge von Gips und Monocalciumphosphat, welches löslich ist, unter dem Namen *Superphosphat* als Dünger.

**Thomasschlacke.** Diese wird beim Bessemerprozeß nach dem Verfahren von THOMAS (Thomasieren) als Nebenprodukt gewonnen (s. o. S. 62). Sie enthält die Phosphorsäure in Verbindung mit Kalk als Tetracalciumphosphat und wird in Form eines höchst fein gemahlenden Pulvers (Thomasmehl) als Dünger auf das Land gestreut. Die Thomasschlacke ist eine höchst wertvolle Vermehrung der aus dem Mineralreich stammenden Phosphatdünger. Durch sie wird der Phosphorgehalt der Eisenerze für die Pflanzenkultur nutzbar, welcher sonst völlig wertlos wäre.

## 6. Borate.

**Borax.** Zweifach borsaures Natrium,  $\text{Na}_2(\text{B}_4\text{O}_7) + 10\text{H}_2\text{O}$ . Wasserhelle Krystalle, welche beim Erhitzen unter Wasserverlust stark aufschäumen und dann wasserfreien (calcinieren) Borax als poröse, leicht zerreibliche Masse hinterlassen. Löst im geschmolzenen Zustande Metalloxyde, daher Benutzung beim Löten von Metallen (zugleich zur Abhaltung des Sauerstoffs von der erhitzten Fläche); ferner in Verbindung mit Metalloxyden zur Herstellung von Email auf Eisen und Einschmelzfarben für die Porzellanmanufaktur.

**Manganoborat.** Weißes Pulver, als Zusatz zum Leinölfirnis für Ölfarbenanstriche, welche danach schneller trocknen (Siccativ).

## 7. Silikate.

Welche Bedeutung die natürlichen Silikate und die aus ihnen bestehenden gemengten Gesteine für die Gestaltung der Erdoberfläche und deren Bewohnbarkeit besitzen, wurde oben (S. 199) unter der Überschrift: Verbreitung und Verwitterung der Silikatgesteine ausführlich besprochen. Hier handelt es sich nur noch um die technische Verarbeitung und industrielle Verwertung zweier Produkte dieser Verwitterung: Quarzsand und Thon.

Der Thon findet sich als sedimentäres Gestein in mehr oder weniger ausgedehnten Lagern von verschiedener Reinheit. Im gereinigten Zustande ist er weißes, wasserhaltiges Aluminiumsilikat, welches, mit Sand und andern Verwitterungsprodukten gemengt, den Kaolin (S. 178 u. 192) bildet. Man unterscheidet: Thone von primärer Lagerstätte, welche sich noch auf dem Orte, wo sie ursprünglich gebildet worden sind, befinden, von andern, die durch spätere Wasserfluten wieder aufgeschlämmt und mehr oder weniger

weit weggeschwemmt worden sind, bis sie sich in den ruhigern Gewässern von neuem abgelagert haben, wodurch die Thone von sekundärer Lagerstätte entstanden sind. Seine wichtigste Verwendung findet der Thon in Verbindung mit Sand und andern Materialien in der Thonwaren- und Glasfabrikation, sowie zur Herstellung künstlicher Bausteine und Baumaterialien und einiger wichtigen mineralischen Farbstoffe.

**Thonwaren.** Zwei merkwürdige Eigenschaften besitzt der Thon, die seine Anwendbarkeit in der Thonwarenindustrie oder Keramik<sup>1</sup> bedingen: 1. seine Plastizität<sup>2</sup> und 2. seine successive Erhärtungsfähigkeit im Feuer.

Nur im frischen und feuchten Zustande ist der Thon plastisch (läßt sich formen). Den Thonlagern entnommen, bildet er eine trockene, pulverisierbare Masse von sehr geringer Härte (1—2), die sich mit Wasser zu einem steifen knetbaren Teig anmachen läßt. Hierbei saugt der Thon nicht etwa, wie andere poröse Pulver, z. B. Sand, Kieselguhr etc. das Wasser bloß mechanisch ein, sondern seine Teilchen quellen damit förmlich auf, nehmen an Volum zu und treten miteinander in so innigen Zusammenhang, daß sie für Wasser völlig undurchdringlich werden (feuchte Thonschichten im Erdreich verhindern den Durchfluß der atmosphärischen Wasser in tiefer gelegene Schichten, der darüber liegende Boden ist „wasserhaltend“). Andererseits bewirkt der innige Zusammenhang der feuchten Thonteilchen die Plastizität oder Bildsamkeit der Masse, welche so groß ist, daß sich selbst sehr dünne Figuren daraus formen und mehrere Stücke durch sanften Druck miteinander vereinigen lassen; auch gestattet die außerordentliche Feinheit der Teilchen Formgebungen von hoher künstlerischer Vollendung (Porzellanfabrikation).

Durch Trocknen bei gewöhnlicher Temperatur behalten zwar die geformten Thonstücke ihren Zusammenhang, werden aber porös und sehr leicht zerbrechlich. Auch weichen sie im Wasser wieder auf, zerfallen darin und können wieder in bildsame Masse verwandelt werden. — In höherer Temperatur aber ändert der getrocknete Thon seine Eigenschaften vollständig; er wird hart und porös, läßt das Wasser wie andere poröse Körper hindurch fließen und sich nicht wieder in eine plastische Masse verwandeln.

Dies Verhalten ermöglicht die Herstellung fester und harter Gegenstände aus Thon, wobei aber der Grad der Reinheit des Thons eine sehr bedeutende Rolle spielt.

Völlig reiner Thon (reines Aluminiumsilikat) erweicht selbst im stärksten Ofenfeuer nicht; seine Teilchen backen (sintern) nur lose zusammen, und die Masse bleibt porös. Beimengungen anderer, besonders alkalischer Silikate, oder von Kalk, Eisenoxyd oder andern Metalloxyden aber bewirken ein teilweises Schmelzen der Masse, wodurch die zwischen den gesinterten Thonteilchen vorhandenen Zwischenräume mehr oder

<sup>1</sup>) griech. *κέραμος* (*kéramos*), Töpfererde, Thon. — <sup>2</sup>) griech. *πλαστική* (*plastiké*), bildende Kunst.



weniger vollständig ausgefüllt werden, die poröse Masse zu einer dichten wird und zugleich an Volum abnimmt (schwindet). Hierauf beruht ein Hauptunterschied der verschiedenen Thonwaren, welche sich in poröse und dichte einteilen lassen.

Auch die Farbe des gebrannten Thons wird durch die Beimengungen bedingt. Sie ist nur dann rein weiß, wenn die Mischung frei von Schwermetalloxyden war. Das in den meisten Thonen vorhandene Eisenoxyd färbt je nach seiner Menge hellgelb, dunkelgelb, gelbrot bis braunrot. Andere Metalloxyde, die man der Farbe wegen absichtlich hinzusetzt, geben andere Färbungen.

**Einteilung der Thonarten in technischer Beziehung.** Bei dieser Einteilung ist maßgebend, ob der Thon frei von färbenden Metalloxyden und Flusmitteln ist oder nicht.

1. Kaolin<sup>1</sup>, Porzellanthon oder Porzellanerde, Thon von primärer Lagerstätte; kommt in seiner Zusammensetzung dem chemisch reinen, wasserhaltigen Aluminiumsilikat am nächsten; bleibt beim Brennen vollkommen weiß. Verwendung in der Porzellanfabrikation.

2. Pfeifenthon, ein kalk- und eisenfreier Thon, der sich weiß brennt und nicht schwindet; zu Thonpfeifen, sowie für andere keramische Zwecke.

3. Feuerfester Thon, von ähnlicher Zusammensetzung wie der Kaolin, doch mit Beimengungen, die das Weißbrennen verhindern; enthält nur wenig fremde Beimengungen, wie Quarz, Glimmer, Magnesium- und Calciumkarbonat, so daß er selbst in stärkster Ofenhitze nicht erweicht; zu feuerfesten Ziegeln und Schmelztiegeln.

4. Töpferthon, mehr oder weniger stark gefärbt, wenig oder gar nicht feuerfest, brennt sich hart, wird aber dabei rot oder gelb; zu Topfgeschirr.

5. Lehm oder Ziegelthon, durch reichliche Beimengungen von Quarzsand, Calciumkarbonat, Glimmerblättchen, andere Mineraltrümmer und organische Reste verunreinigt und durch Ferrihydrat gelb bis gelbbraun gefärbt, wird beim Brennen rot und schmilzt in starkem Feuer zu einer blau- bis schwarzgrauen Schlacke.

**Einteilung der Thonwaren nach ihrem Nutzungszwecke.** Die außerordentliche Nutzbarkeit der Thonwaren ergibt sich aus der Vielseitigkeit ihrer Verwendung.

*A. Erzeugnisse der keramischen Bauindustrie.* 1. Ziegel (aus Lehm oder Ziegelthon), von verschiedener Form je nach dem Zwecke: gewöhnliche Mauerziegel, Gewölbsteine oder Keilziegel, Spitzsteine, Rinnensteine, Hohlziegel, Ecksteine, Falzziegel, Dachziegel, Gesimsziegel etc., und verschiedener Farbe: gelb, rötlich gelb, hellrot oder ziegelrot bis blutrot.

<sup>1</sup>) *Kaoli*, der chinesische Name der Halbinsel *Korea*, Hauptlagerstätte des Porzellanthons in China.

2. Feuerfeste Ziegel oder Chamotte (aus kalkarmem Lehm mit geringem Eisengehalt oder aus einem Gemenge von Lehm mit gepulverter, zuvor gebrannter Thonmasse), grauweiß oder hellgelb, sehr widerstandsfähig gegen hohe Hitzgrade.

3. Terracotta<sup>1</sup> (aus besserem Ziegelmaterial), entweder in Form von Ornamenten, Säulen etc. oder bildnerisch gestaltet: Statuetten, Tierfiguren etc.

4. Thonröhren (aus ähnlichem Material), entweder durch die ganze Masse dicht mit glattem Bruch zu Wasser- und Schleusenröhren, oder porös mit erdigem Bruch zu Drainröhren.

5. Fußbodenbelagplatten oder Fliesen, entweder in einfacher Ausführung unglasiert zu Trottoirplatten oder künstlerisch verziert mit Zeichnungen in Mosaik- und Arabeskenform und schöner Farbenzusammensetzung mit Glasur für Korridore oder Wandbekleidungen.

6. Ofenkacheln, glasiert, weiß und glatt oder mit reliefartiger Oberfläche in verschiedenen Farben.

*B. Erzeugnisse der keramischen Gefäßindustrie.* 1. Töpferwaren, irdene Waren oder Topfgeschirr (aus geringwertigen Thonarten, Töpferthon), im Innern porös mit gelblich erdigem Bruch, deshalb äußerlich mit einer ein- oder mehrfarbigen Glasur versehen, zu Töpfen und anderem Kochgeschirr.

2. Steingut oder Fayence<sup>2</sup> (aus Töpferthon und Mergel), innen porös und hart, mit weißlichem Bruch, äußerlich glasiert, weiß oder bunt bemalt, zu Tischgeschirr und verschiedenen Gegenständen für den häuslichen Gebrauch.

3. Majolika<sup>3</sup>, aus eisenschüssigem, mit Sand und Kalk gemengtem Thon, künstlerisch geformt, nach dem Trocknen stellenweise mit einem Überguß (Engobage) von weißer oder verschieden gefärbter weicher Thonmasse versehen, dann schwach verglüht und vor dem Scharfbrennen mit einer durchsichtigen Glasur überzogen: Zu Kunstgegenständen verschiedener Art, z. B. Vasen, Kannen, Figuren etc.

4. Thonpfeifen, aus weißem Pfeifenthon, hart, porös, unglasiert.

5. Tiegel, Schmelztiegel, welche sehr hohe Hitzgrade aushalten müssen, aus feuerfestem Thon, gemengt mit Quarz- oder Chamottepulver, auch wohl mit Graphit oder zerstoßenem Koks.

6. Steinzeug, durch die ganze Masse dicht, hart und klingend; entweder ordinäres, dunkel gefärbt, zu Wasserkrügen, Säuregefäßen, Wasserröhren, großen Töpfen, oder feines (Wedgewoodgeschirr), weißlich oder gefärbt, glasiert oder unglasiert, porzellanartig.

7. Porzellan, das feinste aller Thonfabrikate, durch die ganze Masse dicht, weiß, hart, klingend, durchscheinend mit glattem Bruch, künstlerisch geformt, glasiert oder unglasiert (Biskuit).

<sup>1</sup>) ital. *terra cotta*, gebrannte Erde. — <sup>2</sup>) von *Faenza*, Stadt in Mittelitalien (nach andern von Fayence, Stadt im südlichen Frankreich). — <sup>3</sup>) von der Insel *Majolica* (*Majorca*), wo die ersten Thongeschirre dieser Art gemacht wurden.



**Porzellanfabrikation.** Die Materialien für die Porzellanfabrikation sind:

1. reiner Kaolin, durch Schlämmen von Sand und fremden Beimengungen befreit,
2. Kiesel Erde (entweder weißer, eisenfreier Quarz oder Feuerstein) und 3. Feldspat, beide höchst fein gepulvert.

1. Die Herstellung der Masse. Die Materialien werden im richtigen Verhältnis, welches von der chemischen Zusammensetzung des Kaolins abhängt, gemengt und mit Wasser durch Knetmaschinen zu einem steifen Teige zusammengearbeitet, welcher durch längeres Lagern in kühlen Räumen an Plastizität gewinnt.

2. Das Formen. Dies geschieht auf dreierlei verschiedene Weise:

a) *auf der Drehscheibe* (für rundliche Gegenstände: Teller, Schüsseln, Töpfe etc.); eine horizontale Scheibe, welche der Former mit den Füßen in Drehung versetzt. Die Masse wird auf eine im Zentrum der Scheibe befestigte Unterlage von Gips gebracht und während des Drehens mit der Hand oder durch eine angehaltene Schablone geformt. Das Wasser der Thonmasse saugt sich in die poröse Gipsform ein, wodurch sich der Gegenstand nach einiger Zeit von der Unterlage ablösen läßt.

b) *durch Gießen* (für Tassen, Näpfe, Saucieren etc.). Hierzu gehören dickwandige hohle Formen aus Gips, in welche man die mit Wasser zu einer milchigen Flüssigkeit angerührte Porzellanmasse hineingießt. Die Gipsform saugt infolge ihrer Porosität aus der sie zunächst berührenden Schicht der Thonmilch das Wasser ein, wodurch sich ein entsprechender Teil des Thones an den Wänden der Form festsetzt und nach dem Wiederausgießen der Milch daran haften bleibt. Die Dicke der so gebildeten Schicht hängt davon ab, wie lange man die Milch in der Form stehen läßt. Diese saugt nach dem Entleeren das noch vorhandene Wasser mehr und mehr ein, wodurch sich letztere löst und durch Umkehren der Form daraus entfernen läßt. Auf diese Weise lassen sich ebenso wohl sehr dünnwandige, im fertigen Zustande stark durchscheinende Gefäße (z. B. Tassen), als auch Gegenstände mit ganz dicken Wänden formen; nur dürfen dieselben nicht „unterschnitten“ sein, d. h. keine hervorragenden Teile besitzen, welche das Entfernen aus der Form verhindern würden.

c) *durch Abdrücken*. Hierzu gehören wiederum dickwandige Formen aus Gips, welche aus einem Unterteil und einem Deckel bestehen. Im Innern befindet sich ein Hohlraum, welcher der Gestalt des abzuformenden Gegenstandes entspricht. Hier hinein wird plastische Thonmasse gedrückt und dann der Deckel aufgesetzt. Der poröse Gips saugt aus letzterer wieder Wasser ein, und nach einiger Zeit läßt sich der Gegenstand herausnehmen. Da die auf diese Weise zu bildenden Objekte, selbst die einfacheren, wohl immer einzelne (oft viele) hervorragende Teile besitzen, so gehört für jeden der letzteren eine besondere Form (für Kunstgegenstände sind oft mehrere hundert Formen nötig). Die einzelnen Teile werden nach dem Trocknen durch geeignete Thonmasse zusammengeklebt und zu einem Ganzen vereinigt. Die Formen lassen sich beliebig oft benutzen und gehören zum Hauptreichtum einer Porzellanfabrik.

3. Das Trocknen. Die nach dem Formen noch feuchten Gegenstände werden bei gewöhnlicher Temperatur getrocknet, und besitzen dann zwar einigen Zusammenhang, sind aber äußerst leicht zerbrechlich und verlangen die sorgfältigste Behandlung.

4. Das Verglühen. Durch längere Einwirkung schwacher Glühhitze erlangen die getrockneten Gegenstände einige Festigkeit, indem die Teilchen der Masse aneinander backen (sintern), wobei diese selbst aber porös bleibt (verglühtes Porzellan). Dieser Prozeß vollzieht sich in der obersten Etage des Porzellanofens (Fig. 208).

5. Das Glasieren. Die meisten Porzellanwaren werden mit einer durchsichtigen, glasartigen Decke (Glasure) versehen, wodurch sie ein glänzendes Aussehen erlangen. Die Glasurmasse besteht aus einer der Porzellanmasse ähnlichen Mischung, ist aber reicher an Flusmitteln (z. B. Feldspat etc.) als diese. Hierdurch erlangt sie die Eigenschaft, schon bei einer Temperatur zu schmelzen, bei welcher die Porzellanmasse noch nicht zusammensinkt. Man rührt die höchst feingepulverte Glasurmasse mit viel Wasser zu einer dünnen Milch an, welche man in großen Bottichen durch ein Rührwerk in langsamer Bewegung erhält, damit die festen Teilchen gleichmäßig schweben bleiben. Die verglühten Gegenstände werden nun rasch durch diese Milch



gezogen und überziehen sich dabei infolge ihrer Porosität durch Einsaugen von Wasser mit einer dünnen, gleichmäßigen Schicht von Glasurmasse, welche nach dem Trocknen wie ein mehliges Überzug darauf haftet und später beim Scharfbrennen schmilzt.

6. Das Scharf- oder Glattbrennen erfolgt in den unteren Etagen des Porzellanofens, in denen längere Zeit eine solche Glühhitze erhalten wird, daß die Porzellanmasse erweicht, ohne zusammenzusinken. Hierbei schmelzen die in letzterer enthaltenen Flusmittel (Feldspat mit Kieselsäure) und füllen die zwischen den gesinterten Kaolinteilchen, die ungeschmolzen bleiben, vorhandenen Poren aus. Dadurch verlieren die Gegenstände an Volum (werden kleiner, „schwinden“), erlangen durch ihre ganze

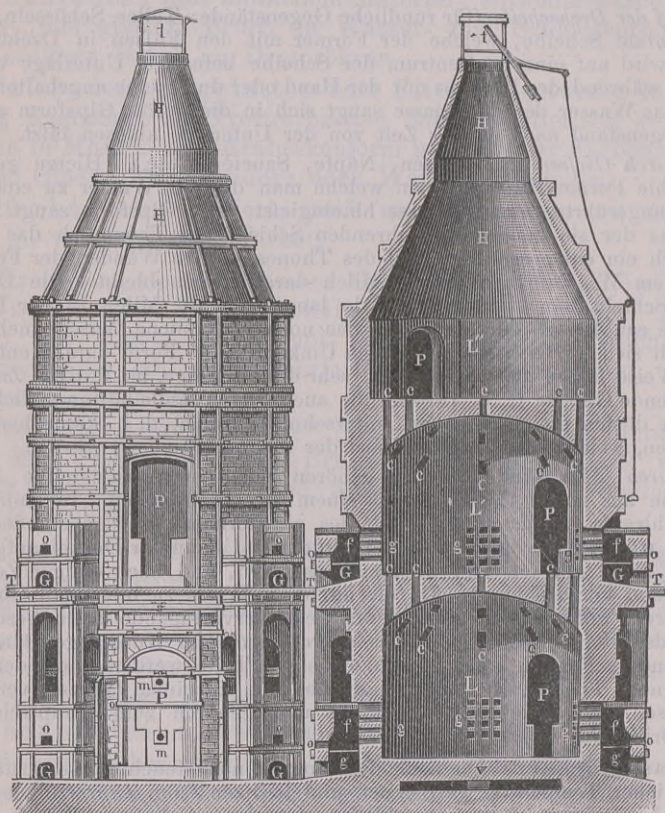


Fig. 208. Der Porzellanofen nach MICHAELIS.

Masse eine gleichmäßige Dichte und werden durchscheinend. Dies sind charakteristische Eigenschaften des echten Porzellans. — Gleichzeitig schmilzt, wie erwähnt, die Glasur und bedeckt die Gegenstände mit einer glänzenden, durchsichtigen Schicht. — Gewisse Gegenstände werden scharf gebrannt ohne Glasur (z. B. Statuetten, Ornamente etc.). Sie heißen Biskuit, sind blendend weiß, matt und von fein körnigem Gefüge, ähnlich dem carrarischen Marmor.

Der Porzellanofen (Fig. 208) hat eine Gesamthöhe von 12 bis 15 m. Er besteht in der Regel aus 3 Etagen: die beiden untern für das Scharf- oder Glattbrennen, die obere für das Verglühn. Die Wände sind 1,5–1,8 m dick, aus feuerfesten Steinen (Chamotte) gemauert und außen mit starken eisernen Ringen umgeben, welche sich beim Heizen mit dem Ofen ausdehnen und denselben beim Abkühlen wieder zusammenziehen. Die beiden unteren Etagen L und L' sind von außen mit vier an-



gemauerten Feuerungen umgeben. Jede Etage hat eine Thür *P* zum Einsetzen und Ausnehmen des Porzellans. Die beiden Zwischendecken der Etagen sind gewölbt und haben zahlreiche Öffnungen *c, c, c*, durch welche die Feuerungsgase abziehen. Die oberste Etage *L'* heisst die Krönung und endigt oben kegelförmig, *HH*; *t* ist eine Klappe zur Regulierung des Luftzuges. Die Heizung erfolgt auf dem Feuerraum mit dem Luftloch *o*; *G* ist der Aschenfall mit der Thür *T*. Die Flammen schlagen durch die zahlreichen Kanäle *g*, welche in das Innere des Ofens führen.

Die zu brennenden Gegenstände dürfen nicht von der Flamme berührt werden, sondern werden einzeln, oder, wenn sie kleiner sind, mehrere zusammen in Kapseln gesetzt, die aus feuerfestem Thon bestehen. Die Kapseln sind verschieden groß und oben offen. Die gleich großen Kapseln werden übereinander gesetzt, so daß jede obere den Deckel für die untere bildet. So entstehen Säulen, zwischen denen Zwischenräume zum Durchschlagen der Flammen offen bleiben (Fig. 209). Sind alle Etagen in dieser Weise voll gesetzt, so werden die Thüren vermauert, und die Heizung beginnt. Es wird zuerst ein leichtes Feuer (Lavier- oder Plattierfeuer) durch die Öffnungen *o* auf dem Roste entzündet und 10–12 Stunden lang unterhalten. Dann,

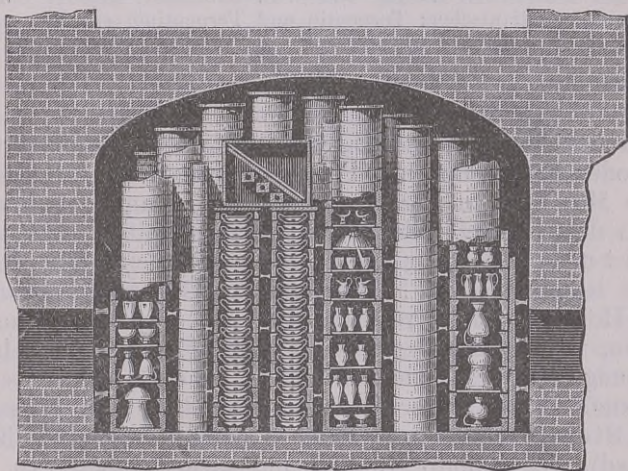


Fig. 209. Zusammenstellung der Gegenstände im Porzellanofen nach MICHAELIS.

wenn das Innere des Ofens rot glüht, werden die Öffnungen *o* geschlossen, die Deckplatten von den Feuerkästen *f* abgenommen, das Brennmaterial von oben eingeführt 12–16 Stunden lang scharfes Feuer gegeben. Dann werden alle Öffnungen verschlossen und der Ofen der Abkühlung überlassen.

6. Die Verzierung durch Bemalen, Vergolden, Versilbern etc. Zum Bemalen dienen feuerbeständige Metalloxyde oder -salze, welche mit der Porzellanmasse oder mit der Glasur beim Brennen zusammenschmelzen. Man malt entweder unter der Glasur auf das verglühete Porzellan mit Farben, welche das Scharfffeuer vertragen (Chromoxyd, Uranoxyd, Kobaltoxydul), oder auf der Glasur nach dem Scharfbrennen, wobei die Farben mit verschiedenen Flusmitteln (Gemenge von Mennige, Borax, Borsäure, Quarz) und Lavendel- oder Terpentinöl angerieben und durch nachträgliches Einbrennen (bei schwacher Glühhitze in der Muffel) mit der Glasur zum Zusammenschmelzen gebracht werden.

Man erhält Blau durch Kobaltoxyd, Gelb durch antimonsaures Kalium, Grün durch Chromoxyd oder Kupferoxyd, Fleischrot, Ziegelrot, Blutrot, durch Eisenoxyd, Braun durch Ferrihydrat mit Manganoxyd, Karminrot durch Goldpurpur (ein zinnhaltiges Goldpräparat, erhalten durch Fällung einer Goldchloridlösung mit einer gemischten Lösung von Eisenchlorid und Zinnchlorür), Schwarz durch ein



Gemisch von Kobalt-, Kupfer-, Eisen- und Manganoxyd oder auch durch feinpulveriges metallisches Iridium.

Eine besondere Art sind die Lüsterfarben, Überzüge von Metalloxyden auf größeren Teilen der glasierten Oberfläche, welche so zart und dünn sind, daß die Farben der Metalloxyde selbst nicht hervortreten, sondern durch Interferenz der einfallenden mit den von der glänzenden Glasurfläche reflektierten Lichtstrahlen ein eigentümlicher irisierender Schimmer (Farben dünner Blättchen) erzeugt wird, der je nach den angewendeten Metalloxyden verschieden ist. Zur Herstellung solcher Überzüge werden die Metalloxyde mit Harz zusammengeschmolzen, wodurch eine Verbindung beider (Harzseife) entsteht, welche man in Lavendelöl löst und in dünner Schicht aufträgt. Nach dem Trocknen erfolgt das Einbrennen in der Muffel.

Zur Dekoration des Porzellans mit Gold giebt es zwei Wege: a) Mattgold durch Auftragen von mit einem geeigneten Flufsmittel gemischten, höchst fein vertheiltem, metallischem Gold, welches nach dem Einbrennen matt erscheint und, wenn es glänzend werden soll, poliert werden muß — und b) Glanzgold, welches nach dem Brennen sofort glänzend erscheint. Man mischt zu diesem Zwecke eine Goldlösung mit einer ätherischen Lösung von Schwefelbalsam, welcher durch Erhitzung von Schwefel mit venetianischem Terpentin und Terpentinöl erhalten wird, und malt damit, wie mit jeder anderen Farbe.

**Wasserglas.** Kalium- oder Natriumsilikat von wechselnder Zusammensetzung (mehr oder weniger reich an Kieselsäure). Wird gewonnen durch Schmelzen von Kieselsäure (Sand, gepulvertem Quarz, Feuerstein oder Kieselguhr) mit Pottasche oder Soda. Die geschmolzene glasähnliche Masse ist in Wasser löslich; sie kommt entweder in festem Zustande in den Handel, oder wird durch anhaltendes Auskochen mit Wasser gelöst und die Lösung bis zur Sirupsdicke eingedampft. Doppelwasserglas ist ein Kalium-Natriumsilikat. Die dicke Lösung trocknet, auf Papier, Holz oder Zeug gestrichen, zu einem glasigen, durchsichtigen Überzuge ein, welcher die Gegenstände gegen Feuersgefahr schützt, indem er die Bildung einer Flamme verhindert, so daß höchstens Ankohlungen eintreten kann. — Wichtiger ist die Anwendung des Wasserglases zu Kalk- und Steinkitten (durch Mischen der Lösung mit Kalk, Magnesia und Zinkoxyd), welche unter Bildung unlöslicher Silikate zu einer steinharten Masse erstarren. Auch Kunststeine (Steingufs zu Ornamenten<sup>1)</sup> werden auf diese Weise hergestellt, indem man Kalk, Sand, Zinkoxyd etc. mit Wasserglaslösung mischt, woraus nach dem Erstarren eine sehr harte, politurfähige Masse entsteht. Ferner aus gleichem Grunde zum Anstrich von Mauerwerk, das dadurch sehr an Wetterbeständigkeit gewinnt, sowie zum Fixieren von farbigen Malereien auf getünchten Wänden: Stereochromie<sup>2</sup>, eine Nachahmung der alten Freskomalerei<sup>3</sup>. Die Farben werden auf dem porösen, ausgetrockneten Kalkgrund, nachdem er mit Wasserglas getüncht ist, oder auf einem mit Wasserglas hergestellten Mörtelgrunde aufgetragen und nachher durch Bespritzen mit Wasserglaslösung fixiert. Hierzu wird ausschliesslich Kaliwasserglas verwendet.

<sup>1)</sup> lat. *ornāre*, schmücken, zieren; also Verzierung. — <sup>2)</sup> griech. *στερεός* (*stereós*), fest, feststehend, und *χρῶμα* (*chrōma*), Farbe; also Malerei mit Farben, welche feststehen, dauern. — <sup>3)</sup> ital. *fresco*, frisch, weil auf frischem Grunde gemalt wurde.



Wegen seiner alkalischen Reaktion wird das Wasserglas auch als Zusatz zu billigen Seifen, sowie in der Haushaltung hier und da zum Waschen benutzt.

**Glas** ist eine chemische Verbindung von Kieselsäure mit Kali oder Natron und einer oder mehreren andern Basen, z. B. Kalk, Thonerde oder Schwermetalloxyden, vorzüglich ausgezeichnet durch seine Durchsichtigkeit, verbunden mit Schmelzbarkeit und Schweißbarkeit, chemische Beständigkeit, Härte, verbunden mit Festigkeit und Elastizität (leider auch Sprödigkeit), durch seinen Amorphismus und endlich seine Luftbeständigkeit und Widerstandsfähigkeit gegen die verschiedenartigsten chemischen Agenzien; nur von Flußsäure wird es lebhaft angegriffen.

Diesen vorzüglichen Eigenschaften, welche sich bei keinem andern Material in gleicher Vollkommenheit und in gleicher Weise vereinigt finden, verdankt das Glas seine hohe kulturgeschichtliche Bedeutung nicht nur für die Zwecke des praktischen Lebens, sondern auch für Wissenschaft und Kunst. Es steht in dieser Beziehung den Thonwaren ebenbürtig zur Seite, ja in seiner wissenschaftlichen Bedeutung gebührt ihm vor diesen der Vorrang; denn einige Wissenschaften (Chemie, Optik, Astronomie) hätten ohne Mithilfe des Glases niemals zu ihrer gegenwärtigen Entwicklung gelangen können. Die Glasfabrikation bildet deshalb einen der wichtigsten Industriezweige.

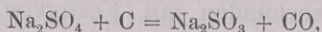
Die Verschiedenheiten der Glassorten hängt allein von der chemischen Zusammensetzung ab. Ein nie fehlender Bestandteil ist die Kieselsäure, welche in der Glühhitze mit verschiedenen Basen zu einer zähflüssigen Masse zusammenschmilzt. Von letztern sind wesentlich vor allem die alkalischen Basen, Kali oder Natron. Doch sie allein genügen nicht, da ihre Silikate sich bekanntlich in Wasser lösen (s. Wasserglas). Deshalb ist wenigstens noch eine Base aus einer andern Metallgruppe nötig, welche bei den meisten Gläsern Kalk, bei andern Bleioxyd ist.

**Glasfabrikation.** 1. Herstellung des Glassatzes, d. h. der für das zu erzeugende Glas geeigneten Mischung. Als Materialien werden verwendet: a) Kieselsäure liefernde: Sand, und zwar gelber für Bouteillenglas, weißer für halbweißes Glas, Quarz für weißes und Krystallglas, Bergkrystall für Straß. — b) Alkalien liefernde: Pottasche (auch Holzasche), Soda oder Sodaasche (Kelp, Varec etc.) oder Glaubersalz. — c) Kalk liefernde: je nach der Reinheit des zu erzeugenden Glases: Kreide, Kalkstein oder Marmor. — d) Blei liefernde: Bleiglätte oder Mennige. — e) Zur Entfärbung und Läuterung: Salpeter, Braunstein und arsenige Säure. — Alle diese Materialien werden fein gepulvert und im richtigen Verhältnis gemischt.

2. Das Schmelzen im Glasofen. Die Schmelzgefäße heißen „Häfen“ (Glashäfen), große, 6 bis 10 Ztr. fassende, dickwandige Gefäße aus feuerfestem Thon. Die Öfen sind Flammenöfen, früher mit direkter Holz- und Steinkohlenfeuerung, jetzt vorwiegend zur Heizung mit Generatorgas, und zwar meist SIEMENS'sche Regenerativöfen (S. 71). Fig. 210 stellt einen solchen Glasschmelz-Hafen-Ofen für 8 Häfen im Längsschnitt dar. Die Heizung ist nach dem früher (a. a. O.) Gesagten verständlich. Die runden Öffnungen  $a$  in der Außenwand des Ofens oberhalb der Häfen sind die „Arbeitsöffnungen“, durch welche der Arbeiter (Glasbläser) mit seinem Instrument in die geschmolzene Glasmasse hineinreichen kann. Zwischen den unterirdischen Regenerativkammern sind Räume  $T$  und  $T'$ , die sogenannten „Glas-taschen“, vorhanden, in denen sich die geschmolzene Glasmasse, die durch unvermeidliches Leckwerden der Häfen ausfließt, ansammelt.



Nachdem die Häfen glühend geworden, beginnt die Reaktion. Die Kieselsäure, bei gewöhnlicher Temperatur eine der schwächsten Säuren, vermag in der Glühhitze wegen ihrer Feuerbeständigkeit andere Säuren, z. B. Kohlensäure, schweflige Säure etc., leicht auszutreiben. Sie reagiert also auf die Karbonate des Glassatzes, während diese schmelzen, und unter Aufschäumen entweichen die flüchtigen Säuren, so daß der Glasfluß zu steigen beginnt. Wenn der Glassatz Glaubersalz (statt Soda) enthält, so muß ihm, da das Sulfat durch die Kieselsäure nicht zersetzt werden kann, eine entsprechende Menge Kohlenpulver beigemischt werden; hierdurch wird das Sulfat zu Sulfit reduziert:



welches nun unter Entwicklung von  $\text{SO}_2$  dem Angriffe der Kieselsäure weicht.

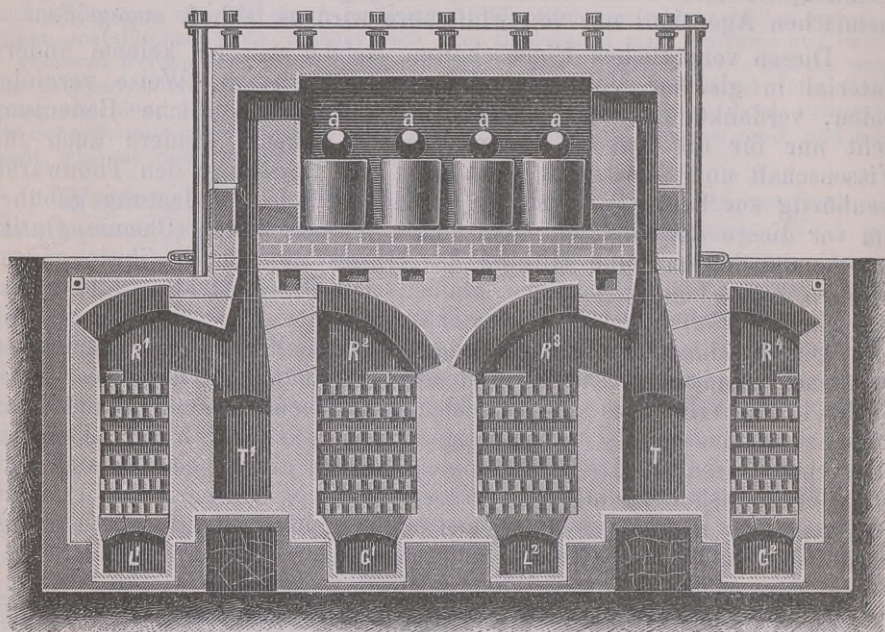


Fig. 210. Glasöfen mit Regenerativfeuerung.

Der Schmelzprozeß ist beendet, wenn der Inhalt der Häfen eine ruhig fließende, durchsichtige Masse bildet, die keine Blasen mehr zeigt und von einem hineingetauchten Eisenstab in dünnen Fäden herabfließt. — Hierauf folgt die Verarbeitung der Glasmasse, bis die Häfen entleert sind.

Statt der Glasschmelz-Hafenöfen, bei denen der Betrieb ein unterbrochener ist (Abwechslung zwischen Schmelzen und Formen), sind in neuerer Zeit Wannenschmelzöfen in Gebrauch, welche einen kontinuierlichen Betrieb gestatten.

3. Das Formen der Glasmasse. Die geschmolzene Glasmasse ist ganz dünnflüssig und läßt sich leicht gießen. Beim langsamen Abkühlen wird sie allmählich zähe und schweißbar, d. h. sie läßt sich leicht durch Aufblasen, Ziehen, Biegen und Drehen in andere Formen bringen; auch lassen sich mehrere Stücke durch Druck leicht miteinander vereinigen. Diese vorzügliche Eigenschaft der heißen Glasmasse ermöglicht die Herstellung von Gegenständen der verschiedensten Größe und Form von der größten Einfachheit bis zur höchsten künstlerischen Vollendung und bedingt die weitgehende Verwendbarkeit des Glases zu den mannigfachsten Nutzungszwecken.



a) *Formgebung durch Blasen.* Hierzu dient als Hauptinstrument die „Pfeife“, ein 1,5–1,7 m langes eisernes Rohr mit wulstig verdicktem Ende, welches der Glasbläser durch die Arbeitsöffnung des Ofens in den Hafen schiebt, um sich eine entsprechende Menge der etwas abgekühlten zähen Glasmasse herauszuholen. Diese bleibt als „Külbchen“ an dem wulstigen Ende der Pfeife hängen und wird nun durch Blasen, pendelartiges Schwingen der Pfeife nach unten (Verlängerung des Külbchens). Drehen der Pfeife um ihre Längsachse (Ausweitung durch Zentrifugalkraft), wenn nötig Wiedererwärmen im Ofen, Eindrücken in eine auseinander klappbare Form aus Eisen oder Holz, Absprengen von der Pfeife, Anschweißen anderer Teile etc. in die gewünschte Form gebracht. Hierbei ist allein die Geschicklichkeit des Arbeiters der maßgebende Faktor, welcher das Gelingen bedingt. In dieser Weise werden nicht nur alle hohlen Gegenstände, sondern auch flache Gläser (Fensterscheiben) fabriziert. Zu letzterem Zwecke bläst der Arbeiter zuerst hohle, beiderseits offene Cylinder von 8–10 dm Höhe und 3–4 dm Durchmesser. Diese werden nach dem Erkalten der Länge nach aufgesprengt und dann im Streckofen „gestreckt“, d. h. auf einer ebenen heißen Unterlage liegend (den Sprengspalt nach oben) bis zum Weichwerden wieder eingewärmt und mit einem eisernen Stab vorsichtig aufgebogen, so daß sie sich, wie der abgewinkelte Mantel eines Cylinders, glatt auf die Unterlage legen.

Die fertigen Glasgegenstände würden, wenn man sie rasch erkalten ließe, so spröde werden, daß sie zum Gebrauche ganz ungeeignet wären, da sie durch die geringste Temperaturveränderung springen würden. Sie werden deshalb sofort nach dem Blasen, bez. Strecken noch heiß in den „Kühlofen“, welcher bis zur schwachen Rotglut angewärmt ist, gebracht und dieser, nachdem er gefüllt ist, vermauert und erst nach völligem Erkalten (drei bis sechs Tagen) wieder geöffnet.

b) *Formgebung durch Gießen.* Flache Gegenstände aus Glas von größerer Dicke, z. B. Spiegelscheiben, Fußbodenplatten etc. werden gegossen. Hierzu muß die Glasmasse möglichst dünnflüssig sein und in einem Gusse auf die Unterlage gebracht werden, welche aus einer Metallplatte mit erhöhtem Rand besteht. Für große Scheiben (von mehreren Zentnern Gewicht) ist hierzu der Inhalt eines ganzen Hafens erforderlich. Das Schmelzen findet in besonders konstruierten Öfen statt, aus denen der glühende Hafen herausgezogen und mit einem Krahn in die Höhe gehoben wird, um dann schwebend über die Gufsunterlage gebracht und durch Neigung entleert zu werden. Durch Überfahren mit einer schweren eisernen Walze wird die obere Fläche geebnet.

c) *Formgebung durch Pressen.* Die weiche Glasmasse wird in Formen aus Messing gegossen, deren innere Fläche reliefartig geschnitten ist, und dann ein Stempel aus Messing hineingepreßt. Die fertigen Gegenstände sehen wegen ihrer verzierten Oberfläche aus wie geschliffen, sind aber vom Schleifglase durch den Mangel scharfer Kanten leicht zu unterscheiden.

4. Das Schleifen und Polieren. Durch Schleifen (mit Sand oder Feuersteinpulver) wird die Oberfläche des Glases matt, was bei manchen Gegenständen (z. B. matte Fensterscheiben) der Zweck ist. Soll sie wieder glatt und durchsichtig werden (Krystallgläser, optische Gläser, Spiegelscheiben), so poliert man mit Eisenoxyd (Caput mortuum S. 134).

5. Das Ätzen geschieht mit wässriger Flußsäure von geeigneter Konzentration. Auch hierdurch wird die Glasoberfläche matt, und matte Scheiben werden deshalb jetzt meistens geätzt. Sollen durch Ätzen Verzierungen erzeugt werden, so werden diese mit Ätzgrund S. 144 vorgedruckt und erscheinen nach dem Ätzen und Abwaschen des Ätzgrundes durchsichtig auf mattem Grunde.

**A. Einteilung der Gläser nach der Zusammensetzung.** 1. Flaschen- oder Bouteillenglas, aus welchem hauptsächlich Bier- und Weinflaschen hergestellt werden. Meist dunkel olivengrün oder braun, enthält außer Natron (oder Kali) und Kalk noch beträchtliche Mengen von Eisenoxydul, Manganoxyd, Magnesia und etwas Thonerde; aus unreinen Materialien bereitet.



2. Halbweisses Glas, zu ordinären Arzneigläsern, gewöhnlichen Fensterscheiben u. dgl. Wird aus etwas reinerem Material hergestellt, als das vorige, und das dunkelfärbende Eisenoxydul während des Schmelzens durch Einwirkung oxydierender Substanzen in das nur schwach gelblich färbende Eisenoxyd umgewandelt.

3. Weisses Hohlglas, Flaschen, Gläser, Schalen etc.; ist ein Natronkalkglas und möglichst frei von färbenden Metalloxyden.

4. Böhmisches Schleifglas oder leichter Krystall, ein sehr reines, kieselsäurereiches Kalikalkglas, zeichnet sich durch gröfsere Härte und Schwerschmelzbarkeit aus. Es eignet sich vorzüglich zum Schleifen und dient zur Herstellung feinerer geschliffener Geräte zum Hausgebrauch; auch werden daraus die sogenannten „böhmischen Röhren“ fabriziert, die dem Chemiker besonders wegen ihrer Strengflüssigkeit wertvoll sind.

5. Bleihaltiges Glas, ausgezeichnet durch lebhaften Glanz, hohe Politurfähigkeit und einen schönen, fast metallischen Klang; ferner besitzt es ein höheres spezifisches Gewicht und ein gröfseres Refraktions- und Dispersionsvermögen als die bleifreien Gläser. Wegen letzterer Eigenschaft dient es zur Herstellung optischer Gläser und Prismen („Flintglas“) und wegen seines hohen Glanzes auch, besonders in England, zur Fabrikation geschliffener Gegenstände für den häuslichen Gebrauch und heifst deshalb (in Anbetracht seines höhern spezifischen Gewichts) „schwerer Krystall“. — Ein Bleiglas, welches aus den reinsten Materialien hergestellt wird, ist der Strafs; er ist die Masse, welche man mit vielem Glück zur Nachahmung der Edelsteine (Simulidiamanten) verwendet.

6. Gefärbte Gläser erhalten Zusätze von verschiedenen Metalloxyden oder Salzen, z. B. für Gelb: Eisenoxyd, Uranoxyd, Silberoxyd oder Chlorsilber; Grün: Chromoxyd; Rot (Rubinglas): entweder Kupferoxydul oder Goldpurpur (ein zinn- und goldhaltiges Präparat, dargestellt durch Fällen einer Goldchloridlösung mittels einer gemischten Lösung von Eisenchlorid und Zinnchlorür); Violett: etwas Manganoxyd; Blau: Kobaltoxyd; schwarze Gläser sind durch Kobaltoxyd, Manganoxyd oder Chromoxyd so dunkel gefärbt, dafs sie im reflektierten Lichte schwarz erscheinen. Milchglas wird durch Zusatz von Knochenasche erzeugt.

**B. Einteilung der Gläser nach ihrer Herstellung.** 1. Hohlglas, alle Gläser, welche an der Pfeife vollendet werden.

2. Scheiben- oder Tafelglas, Gläser, die durch Blasen und darauf folgendes Strecken hergestellt sind.

3. Pressglas, nicht durch Blasen, sondern durch Pressen der weichen Glasmasse in Metallformen erzeugt.

4. Gegossenes oder gewalztes Glas, durch Giefsen und darauf folgendes Walzen hergestellt.

5. Kunstgläser, alle Gläser, bei denen es in erster Linie auf Schönheit der Form, der Farbe und Verzierung ankommt; besondere



Arten: Spitzen-, Band- und Fadenglas, Millefiori- oder Mosaikglas, retikuliertes Glas mit eingeschlossenen kleinen Luftbläschen, die wie die Knoten eines Fischernetzes angeordnet sind, Eisglas vom Aussehen eines durch Spalten zerklüfteten Eisstückes, Inkrustationen, geschliffene Krystallgläser mit eingeschlossenen Figuren aus Biskuit (s. Porzellan), welche durch totale Lichtreflexion an der mit eingeschlossenen Luftschicht wie Mattsilber erscheinen.

6. Hartglas, ein Glas, welches nach der Formgebung zur schwachen Rotglut angewärmt und dann entweder in Öl (nach DE LA BASTIE 1874) getaucht oder zwischen kühlen Metallplatten (FRIEDR. SIEMENS) geprefst wird. Es besitzt grofse Härte und eine erhöhte Widerstandsfähigkeit gegen Stofs, Schlag und plötzlichen Temperaturwechsel, zerspringt aber leicht durch Ritzen und oft ohne wahrnehmbare äufere Ursache in zahllose Splitter und hat deshalb die Hoffnungen, die man seinerzeit darauf setzte, nicht erfüllt.

**Smalte**<sup>1</sup> ist ein durch Kobaltoxydul intensiv blau gefärbtes Glas, welches im fein gemahlenen Zustande als blaue Farbe benutzt wird. Sie kommt in sehr verschiedenen Abstufungen von hell bis dunkel vor und wird in besonderen Fabriken (den Blaufarbenwerken in Sachsen) hergestellt, ist vollkommen luft- und säurebeständig, trotzdem aber jetzt durch das künstliche Ultramarin in den Hintergrund gedrängt.

**Kobaltultramarin** oder **Thénard's Blau** (*Bleu Thénard*), eine schön blaue Verbindung von Kobaltoxyd mit Thonerde, und **Rinmann's Grün**, eine schön grüne Verbindung von Kobaltoxyd mit Zinkoxyd, mögen, obgleich keine Silikate, hier Erwähnung finden. Ersteres entsteht durch Glühen eines feucht bereiteten und dann getrockneten Gemenges von Kobaltphosphat und -arsenat mit Thonerde; letzteres durch gleiche Behandlung eines Gemenges von Zink- oder Kobaltokarbonat, erhalten durch Fällung einer gemischten Lösung von Zinksulfat und Kobaltchlorür mittels Natriumkarbonat. — Beides sind Farben von grofser Beständigkeit und ausgezeichnetem Glanz.

**Cement** oder **hydraulischer Mörtel**, gepulverte kalk- und thonhaltige Silikate, die unter dem Einflufs des Wassers zu einer steinartigen Masse erhärten und deshalb zu Wasserbauten vielfache Verwendung finden: Natürliche Cemente sind: der Trafs, ein zertrümmerter und zerriebener Bimsstein vom Brohl- und Nettetale unweit Andernach am Rhein, und die Puzzolane von Puzzuoli bei Neapel (schon von den Römern benutzt) und von der südwestlichen Seite der Apenninen, ein bimssteinartiger vulkanischer Tuff; beide sind arm an Kalk (2—5%) und werden deshalb beim Gebrauch mit Kalkbrei angerührt. Künstlich bereitete Cemente sind: der Romacement durch Glühen von thonhaltigen (15—30%) Kalken oder Mergeln (er enthält freien Ätzkalk) und der Portlandcement, welcher durch Brennen einer innigen Mischung von

<sup>1</sup>) ital. *smalto*, Schmelz.

kalk- und thonhaltigen Materialien (z. B. Schlamm von den Mündungen großer Flüsse) und Kreide und darauffolgende Zerkleinerung bis zur Mehlfeinheit bereitet wird; beide sind ohne Kalkzusatz hydraulisch, werden also beim Gebrauch bloß mit Wasser angerührt. Der Prozeß der Erhärtung (die auch unter Wasser erfolgt) beruht jedenfalls darauf, daß beim Brennen der Masse unter teilweiser Aufschließung des Thons ein Silikat von Thonerde und Kalk entsteht, welches die Eigenschaft hat, in Berührung mit Wasser dieses chemisch zu binden; doch ist noch nicht genügend aufgeklärt, in welcher Weise dieses verkittend auf die losen Teile der Masse wirkt.

**Ultramarin** ist der Name eines als Malerfarbe benutzten Präparats, welches man ehemals nur aus dem seltenen Lasurstein (*Lapis Lazuli*) durch Pulverisieren und Schlämmen herstellte und wegen seines prächtig blauen Farbtones hoch schätzte. Der Chemie ist es gelungen, das Ultramarin künstlich zu erzeugen, welches jetzt in großen Fabriken Deutschlands, Frankreichs, Belgiens und Österreichs in großen Mengen hergestellt wird: ein Gemenge von feingepulvertem wasserfreien Glaubersalz, Porzellanthon und Kohle wird in Tiegeln geglüht, wodurch man zuerst grünes Ultramarin erhält; dieses wird dann durch Rösten mit Schwefel in blaues Ultramarin verwandelt. Es ist ein Aluminium-Natriumsilikat, welches als wesentliche Bestandteile noch etwas Natriumsulfat und Schwefelnatrium enthält, ist durchaus licht- und luftbeständig, wird aber von Säuren, selbst schwachen, sofort unter Schwefelwasserstoffentwicklung und Verschwinden der Farbe zersetzt.

## 8. Chromate.

**Kaliumchromat**,  $K_2(CrO_4)$ , und **Kaliumdichromat**,  $K_2(Cr_2O_7)$ , gelbes und rotes chromsaurer Kalium. Ersteres bildet gelbe, letzteres rote Krystalle. Das Dichromat dient als Ausgangspunkt für die Darstellung der meisten Chromverbindungen, z. B. der gefärbten Metallchromate Bariumchromat, Zinkchromat hellgelb, Bleichromat [Chromgelb] (hochgelb bis orange) und zur Bereitung der sogenannten Chromsäuremischung (aus Kaliumdichromat und Schwefelsäure) als erregende Flüssigkeit für galvanische Batterien. — Eine Leim- oder Eiweißlösung, mit wenig Dichromatlösung versetzt, wird, wenn sie nach dem Trocknen dem Lichte ausgesetzt wird, unlöslich („gegerbt“); Anwendung als Klebmittel für Pergamentpapier und in der Photographie zur Herstellung von Druckplatten (Heliographie oder Lichtdruck).

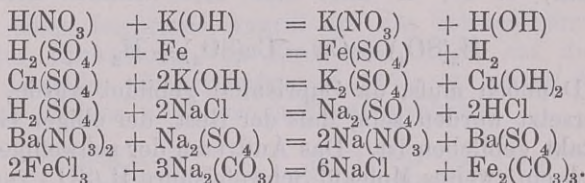
**Ammoniumchromat**,  $(NH_4)_2CrO_4$ , und **Ammoniumdichromat**, gelbes und rotes chromsaurer Ammon. Beide Salze, im Äußeren den entsprechenden Kaliumsalzen sehr ähnlich, zersetzen sich beim Erhitzen unter Hinterlassung von grünem Chromoxyd (s. u. S. 252).



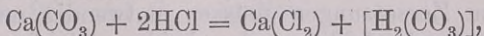
## Vierter Abschnitt.

### Partielle Reduktionen. Spaltung im Radikal (Rest).

68. Bei allen bisherigen Reaktionen von Säuren auf Hydroxyde und Metalle, sowie bei den Zersetzungen der Salze durch Basen, Säuren, Salze, Metalle oder den elektrischen Strom blieben die ternären Moleküle, welche an der Reaktion beteiligt waren, insoweit intakt, als überall nur Wasserstoff gegen Metall, oder ein Metall gegen das andere ausgetauscht wurde, die Reste der Moleküle (Säurerest und Wasserrest) aber weiter keine Zersetzung erlitten, z. B.



Ja, selbst in dem Falle, wo durch die Reaktion freie Kohlensäure abgeschieden wurde, welche bekanntlich als Hydrat nicht bestehen kann, nimmt die Reaktion denselben Verlauf:



d. h., alle diese Reaktionen sind nichts anderes als Wechselzersetzungen, und die entstehenden neuen Verbindungen sind ihrer Zusammensetzung den aufeinanderwirkenden Verbindungen analog:

Hydrate	geben	wieder	Hydrate
Sulfate	„	„	Sulfate
Nitrate	„	„	Nitrate
Chloride	„	„	Chloride
etc.			etc.

Verallgemeinerung durch Aufstellung allgemeiner Formeln mit  $\text{M}^1$  und  $\text{M}^2$ , und  $(\overline{\text{Ac}}^1)$  und  $(\overline{\text{Ac}}^2)$ !

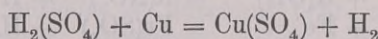
Die folgenden Versuche werden nun zeigen, daß es auch Reaktionen giebt, bei denen die Reste, welche in den obigen Gleichungen in Klammern eingeschlossen sind, selbst eine weitere Zersetzung erleiden.

## 1. Oxydationsstufen des Schwefels.

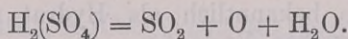
Anhydride:	Hydrate:
$\text{SO}_2$ Schwefeldioxyd oder schweflige Säure	$\text{H}_2\text{SO}_3^1$ Schwefligsäurehydrat
$\text{SO}_3$ Schwefeltrioxyd	$\text{H}_2\text{SO}_4$ Schwefelsäurehydrat.

**Versuch** [T. § 179a]. Man erhitze Kupferschnitzel in einem Kolben mit konzentrierter Schwefelsäure und fange das entweichende Gas in einem hohen Fußcylinder auf, in welchem man eine kleine Menge durch Lackmus blaufärbtes Wasser gegossen und einige bunte Blumen hineingehängt hat. Schon bei gelindem Erwärmen beginnt eine Gasentwicklung, welche sich sogar noch nach Entfernung der Wärmequelle eine Zeitlang fortsetzt. Das Gas giebt sich durch seine bleichenden Eigenschaften, seinen Geruch, sowie durch seine Einwirkung auf Lackmus als schweflige Säure zu erkennen. Wenn man den kalt gewordenen Inhalt des Kolbens in Wasser löst, die Lösung filtriert und durch Eindampfen konzentriert, so erhält man blaue Krystalle von Kupfersulfat.

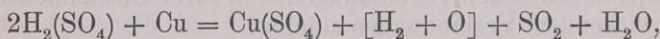
**Ergebnis.** Da bei dieser Reaktion nicht, wie bei der Einwirkung von Metallen auf verdünnte Schwefelsäure, Wasserstoff auftritt, so kann der Vorgang auch keine bloße Wechselersetzung (Vertretung von  $\text{H}_2$  durch Cu) sein, d. h., er läßt sich nicht einfach bloß durch die Gleichung:



ausdrücken. Dennoch muß, da Cuprisulfat gebildet wurde, ein Molekül  $\text{H}_2(\text{SO}_4)$  so zersetzt worden sein, daß der Rest, der obigen Gleichung entsprechend, intakt geblieben ist. Das Auftreten der schwefligen Säure zeigt aber, daß noch ein zweites Molekül Schwefelsäure  $\text{H}_2(\text{SO}_4)$  zersetzt worden ist, aber in anderer Weise, nämlich nach der Gleichung:



Diese beiden Zersetzungen müssen notwendig nebeneinander verlaufen sein, und durch Addition der beiden Gleichungen erhält man demnach als wahren Ausdruck für die ganze Reaktion:



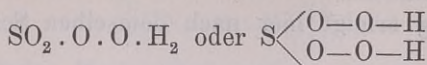
d. h., der bei der ersten Reaktion frei werdende Wasserstoff  $\text{H}_2$  verbindet sich mit dem bei der zweiten Reaktion frei werdenden Sauerstoff in statu nascendi zu Wasser, und die wahren Produkte der Reaktion sind also Cuprisulfat, schweflige Säure und Wasser.

Dieses Verhalten der heißen konzentrierten Schwefelsäure zu Kupfer zeigt also, daß ihr Rest ( $\text{SO}_4$ ) unter geeigneten Umständen spaltbar ist, aber dabei nicht in seine einzelnen Atome zerfällt, sondern sich in drei Gruppen,  $\text{SO}_2$ , O und O zerlegt, von denen die erste frei auftritt, während O und O gleich wieder anderweite Verbindungen eingehen. Will man

<sup>1)</sup> Bei gewöhnlicher Temperatur nicht existenzfähig.



diese Art der Zersetzbarkeit des Schwefelsäurehydrats durch die Formel ausdrücken, so kann dies durch die Symbole:

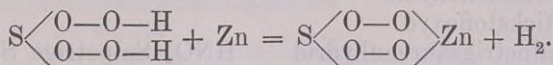


geschehen, von denen das erste blofs die Art und Weise der Spaltbarkeit, das zweite zugleich die Verkettung der Atome (die Struktur) nach Maßgabe der Wertigkeitsverhältnisse derselben andeutet.

Derartige Formeln nennt man rationelle<sup>1</sup> Formeln, weil man zu ihrer Aufstellung dadurch gelangt, daß man aus der Zersetzungsweise des Moleküls auf seine innere Zusammensetzung schließt. Zum Unterschiede werden Formeln, welche nur die durch Analyse festgestellte quantitative Zusammensetzung angeben, wie  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{K}_2(\text{SO}_4)_4$ , empirische<sup>2</sup> Formeln genannt.

Die rationellen Formeln sind durchaus hypothetischer Natur, doch ist die Hypothese, die zu ihrer Aufstellung führt, keine willkürliche, sondern ergibt sich z. B. im vorliegenden Falle daraus, daß thatsächlich 2 Atome O mit dem einen Atom S in einem innigern Zusammenhang stehen müssen, als die beiden andern, da sie ja auch nach der Zersetzung noch miteinander verbunden bleiben.

Durch einen leichteren Angriff auf das Schwefelsäuremolekül, wie z. B. bei der Einwirkung von Zink oder Eisen auf die verdünnte Säure giebt dasselbe, wie wir wissen (S. 117), nur seinen Wasserstoff ab und behält im übrigen noch seinen Zusammenhang:



Durch den stärkern Angriff der heißen konzentrierten Säure dagegen wird nicht nur der Wasserstoff abgerissen, sondern auch der Rest  $\text{SO}_4$  in seine Bestandteile  $\text{SO}_2$  und  $\text{O}_2$  gespalten.

Atomverbindungen, welche nach einer derartigen tiefergreifenden Zersetzung noch ihren Zusammenhang bewahren, wie bei obiger Reaktion die Gruppe  $\text{SO}_2$ , nennt man Radikale<sup>3</sup>. Demnach ist  $\text{SO}_2$  das Radikal der Schwefelsäure. Der außerhalb des Radikals in dem Molekül noch vorhandene Sauerstoff  $\text{O}_2$  wird dementsprechend der extraradikale<sup>4</sup> Sauerstoff genannt.

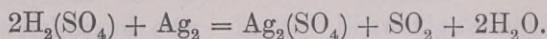
**69.** Auch die übrigen unedlen Metalle der Zinn- und Bleigruppe: Zinn, Blei, Quecksilber, Wismut, welche von kalter und verdünnter Schwefelsäure nicht angegriffen werden, reduzieren die konzentrierte Säure beim Erhitzen zu schwefliger Säure. Selbst Silber wird lebhaft angegriffen und gelöst.

<sup>1</sup>) lat. *ratio*, die Vernunft. — <sup>2</sup>) lat. *empiricus*, auf Erfahrung gestützt. —

<sup>3</sup>) lat. *radix*, Wurzel. — <sup>4</sup>) lat. *extra*, außerhalb.

**Versuch.** Man koche eine Silbermünze in konzentrierter Schwefelsäure. Beide Bestandteile der Legierung, das Silber, sowie das Kupfer lösen sich unter Entwicklung von schwefeliger Säure auf.

Die Zersetzung erfolgt hier nach demselben Schema wie bei dem Kupfer:



Nur Gold und Platin bleiben von heißer konzentrierter Schwefelsäure unangegriffen. Hierauf gründet sich eine Methode zur Abscheidung kleiner Mengen von Gold aus Silber:

**Affinage oder Affinerie des Silbers.** Die Legierung wird zu diesem Zwecke mit Schwefelsäure gekocht. Das Gold bleibt als feines Pulver zurück, und das Silber löst sich zu Silbersulfat auf, welches man durch eingehängte Kupferplatten oder mittels des elektrischen Stromes reduziert, wobei es sich am negativen Pole (Kathode) abscheidet. Auf diese Weise gelingt es noch, Goldmengen aus Silber abzuscheiden, die 0,4 Tausendstel der Legierung betragen. Ehe diese Scheidungsmethode bekannt war, konnte man Goldmengen unter 3 Tausendstel nicht mit Vorteil abscheiden, und deshalb besaßen die älteren Silbermünzen aus dem vorigen Jahrhundert und dem Anfang dieses Jahrhunderts ohne Ausnahme einen geringen Goldgehalt, doch sind diese jetzt zum größten Teile bereits affinirt.

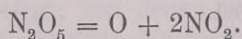
## 2. Oxydationsstufen des Stickstoffs.

Anhydride:	Hydrate:
$\text{N}_2\text{O}$ Stickstoffoxydul	—
$\text{NO}$ Stickstoffoxyd	—
$\text{N}_2\text{O}_3$ Salpetrigsäureanhydrid	$\text{HNO}_2$ Salpetrige Säure.
$\text{NO}_2$ Stickstoffdioxyd oder Untersalpetersäure	—
$\text{N}_2\text{O}_5$ Salpetersäureanhydrid	$\text{HNO}_3$ Salpetersäure.

## 70. Stickstoffdioxyd und salpetrige Säure.

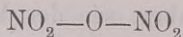
**Versuch** [T. § 181]. Die Zersetzung von Bleinitrat in einer Retorte durch Erhitzen (S. 133) wird wiederholt, jedoch mit der Abänderung, daß man die sich entwickelnden roten Dämpfe in einen ganz mit (durch Lackmus blaufärbtem) Wasser gefüllten Ballon leitet. — Die rote Farbe der Dämpfe verschwindet, in dem Kolben sammelt sich ein farbloses Gas, welches sich beim Prüfen mit einem glimmenden Span als Sauerstoff erweist, und die blaue Farbe des Lackmus geht in Rot über.

**Ergebnis.** Durch pyrogene Zersetzung des Bleinitrats entweicht das sich abspaltende Salpetersäureanhydrid nicht frei, sondern spaltet Sauerstoff ab. Es muß also eine niedere Oxydationsstufe gebildet werden (Stickstoffdioxyd oder Untersalpetersäure,  $\text{NO}_2$ ):

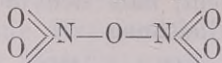


Hiernach läßt sich die rationelle Form des Salpetersäureanhydrids:





oder strukturgemäfs (N als fünfwertig angenommen):



schreiben.  $\text{NO}_2$  ist das Radikal der Salpetersäure.

**Versuch** [T. § 183a]. Man übergieße in einem mit Sicherheitsrohr versehenen Kolben Kupferblechschnitzel mit mäfsig verdünnter Salpetersäure und fange das entweichende Gas in der pneumatischen Wanne in einem hohen Fußcylinder auf (Fig. 211), hebe denselben dann mit einer Glasplatte bedeckt aus dem Wasser, stelle ihn aufrecht auf den Tisch und tauche nach Entfernung der Glasplatte rasch einen mit sehr verdünnter Kalilauge befeuchteten langen Streifen blaues Lackmuspapier



Fig. 211.

Zersetzung von Salpetersäure durch Kupfer.

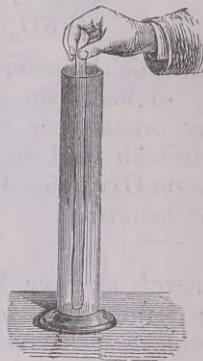
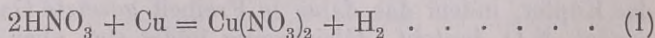


Fig. 212.

hinein (Fig. 212). Sofort nach dem Entfernen der Glasplatte treten an der Öffnung des Cylinders dunkelrote Dämpfe auf, und diese Umwandlung des zuvor farblosen Gases schreitet rasch von oben nach unten fort, bis nach kurzer Zeit der ganze Cylinder mit Dämpfen gefüllt ist. Der Lackmusstreifen rötet sich in derselben Zeit in demselben Mafse, in welchem die Umwandlung der Dämpfe vor sich geht, von oben nach unten.

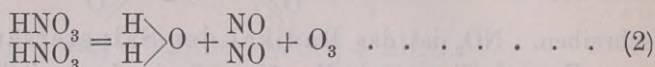
**Ergebnis.** Bei der Einwirkung von Kupfer auf verdünnte Salpetersäure tritt kein Wasserstoff, sondern ein anderes farbloses Gas auf, welches in Berührung mit Luft (durch Aufnahme von Sauerstoff) in rote Dämpfe übergeht, die feuchtes Lackmuspapier stark röten, während das ursprünglich auftretende farblose Gas keine sauren Eigenschaften besitzt.

Jenes farblose Gas ist Stickoxyd  $\text{NO}$ , welches sich mit dem Sauerstoff der Luft zu Untersalpetersäure oder Stickstoffdioxyd,  $\text{NO}_2$ , verbindet. Da sich das Kupfer bei dieser Reaktion in der Salpetersäure zu Kupfernitrat löst, so muß ein Teil der Salpetersäure nach der Gleichung:

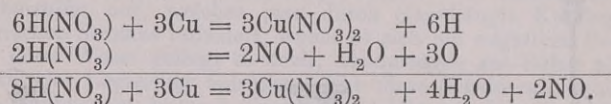


zersetzt worden sein. Hierbei würden 2 Atome H im freien Zustande

auftreten müssen. Dies ist aber, wie der Versuch zeigt, nicht der Fall, vielmehr entwickelt sich NO; es muß also ein anderer Teil der Salpetersäure so zersetzt worden sein, daß sich der Rest NO<sub>3</sub> in NO und O<sub>2</sub> spaltet, was nur nach der Gleichung



möglich ist, also unter Freiwerden von O<sub>3</sub>. Da sich aber ebenso wenig freier Sauerstoff wie freier Wasserstoff entwickelt, so bleibt nur die Annahme übrig, daß sich O und H in statu nascendi sofort miteinander verbinden. Die 3 O aber brauchen 6 H, folglich muß die Gleichung (1) mit 3 multipliziert werden, und wir erhalten:



Da die Salpetersäure so leicht einen Teil ihres Sauerstoffs abspaltet, so kann sie als ein kräftiges Oxydationsmittel dienen (Entzündung organischer Substanzen durch konz. Salpetersäure s. T. § 184). Eben deshalb wird sie auch in den GROVE'schen und BUNSEN'schen Elementen zur Oxydation des naszierenden Wasserstoffs (als Depolarisationsmittel) benutzt.

**71.** Auch andere Metalle werden von der Salpetersäure angegriffen, d. h. in salpetersaure Salze umgewandelt, wobei ähnliche Zersetzungen mehrerer Säuremoleküle eintreten.

**Versuch** [T. § 183 b]. Man übergieße in Bechergläsern granuliertes Zink, Zinnfolie, Eisendraht, Quecksilber und Silber, Gold und Platin mit konzentrierter Salpetersäure und mäßige dann die Reaktion durch Zusatz von etwas Wasser (Fig. 213).

Alle Metalle, mit Ausnahme von Gold und Platin, werden mehr oder weniger heftig angegriffen unter Entwicklung dichter Wolken von roten Dämpfen: dabei lösen sich Zink, Eisen, Quecksilber und Silber vollständig auf, während das Zinn in eine weiße, unlösliche Masse (Zinnoxid, welches mehr den Charakter einer Säure trägt und deshalb auch Zinnsäure genannt wird) umgewandelt wird (Prüfung der Lösungen mit Kalilauge!).

**Ergebnis.** Die Salpetersäure wird durch alle unedeln Metalle und durch Silber reduziert und giebt dabei an das Metall einen Teil ihres Sauerstoffs ab. Die einzelnen Reduktionen aber erfolgen mit verschiedener Heftigkeit und geben verschiedene Reduktionsprodukte, wobei auch die Temperatur und die Konzentration der Säure von Einfluß sind. Einige Metalle reduzieren nur bis zu Untersalpetersäure NO<sub>2</sub> oder salpetriger Säure N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, andere, z. B. Kupfer, bis NO, Zink dagegen bringt eine noch weitergehende Zersetzung hervor, als das Kupfer, indem das dabei in Freiheit gesetzte Gas zum Teil aus Stickoxydul, N<sub>2</sub>O, besteht. Gleichzeitig bildet sich aber in allen Fällen Stickoxydgas, so daß die Reaktion nicht so rein verläuft, wie bei Kupfer,



sondern überhaupt ein Gemenge der Oxydationsstufen  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ , und  $\text{NO}_2$  auftritt; durch die Gegenwart der Untersalpetersäure und salpetrigen Säure erscheinen die Dämpfe immer rot gefärbt, was als allgemeine Erscheinung bei der Auflösung der Metalle in Salpetersäure (die Entwicklung von roten Dämpfen) zu betrachten ist.

Das Eisen zeigt hierbei das eigentümliche Verhalten, daß es von konzentrierter Salpetersäure nicht angegriffen wird (passives Eisen).

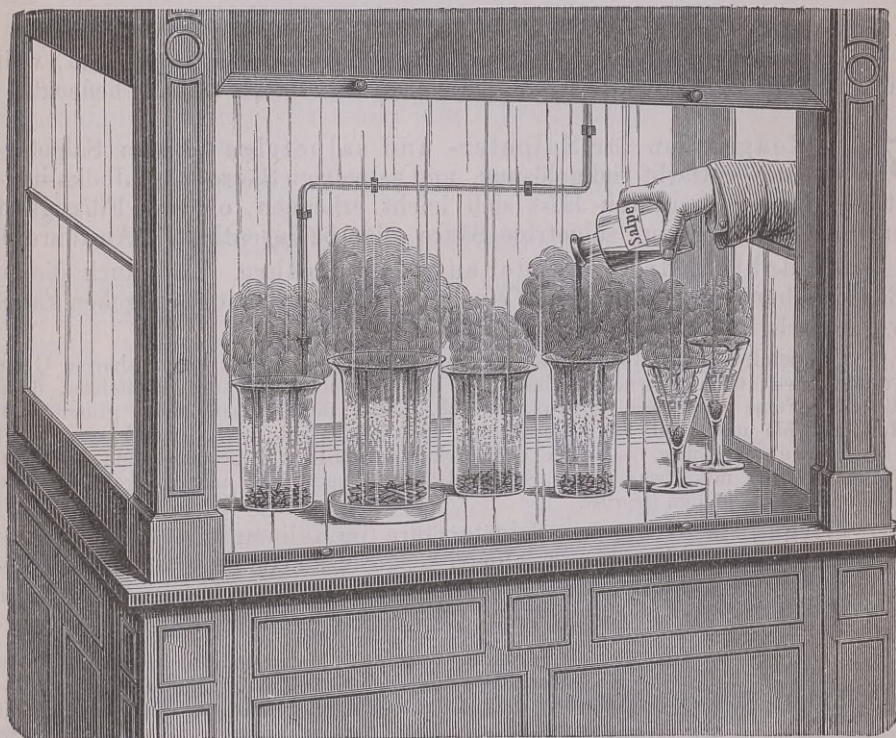


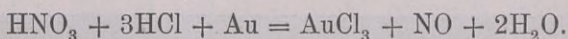
Fig. 213. Einwirkung von Salpetersäure auf Metalle.

Da Gold und Platin nicht durch Salpetersäure aufgelöst werden, so kann diese zur Scheidung der beiden edlen Metalle, insbesondere des Goldes vom Silber, benutzt werden und heißt deshalb Scheidewasser, wozu am besten eine wässrige Säure von 48%  $\text{H}(\text{NO}_3)$  dient, deren spez. Gew. 1,30 ist.

**Goldsecheidung durch Salpetersäure** (Scheidung durch die Quart). Legierungen von Gold und Silber werden nur dann vollständig geschieden, wenn der Goldgehalt kein zu hoher und kein zu niedriger ist: am besten, wenn er etwa  $\frac{1}{4}$  der Legierung beträgt. Ist er geringer, so wird viel Gold mit aufgelöst; ist er höher, so wird die Legierung nur unvollständig angegriffen. Um in solchen Fällen dennoch eine möglichst vollständige Scheidung zu erzielen, war man früher, solange

diese Methode die einzige Scheidungs- methode war, genötigt, vor der Auflösung durch Zusammenschmelzen mit Gold, resp. mit Silber, die Lösung auf den richtigen Gehalt zu bringen. Aus diesem Grunde aber war es auch nicht lohnend, bei sehr geringem Goldgehalt die Scheidung überhaupt vorzunehmen (siehe Affinerie des Silbers, S. 236).

**Königswasser** ist eine Mischung von 1 Teil Salpetersäure und 3 Teilen Salzsäure, welche beim Erwärmen freies Chlor entwickelt. Hierdurch gewinnt sie die Eigenschaft, auch die beiden edeln Metalle, Gold und Platin (als Chloride), aufzulösen, wobei Stickoxyd frei wird, z. B.:



Silber bleibt ungelöst und wird nur oberflächlich angegriffen, weil sich unlösliches Chlorsilber bildet, welches das Metall alsbald bedeckt.

**72.** Reagenzien für Salpeter- und salpetrige Säure: Salpetersäure entfärbt Indigolösung, und salpetrige Säure bläut Jodkaliumstärkepapier. Hierdurch läßt sich leicht erkennen, ob eine Flüssigkeit nur Salpetersäure, nur salpetrige Säure oder beide enthält. (Ausführen!)

Reduktion der gebundenen Salpetersäure. Dafs auch die an Basen gebundene Salpetersäure einen Teil ihres Sauerstoffs abgeben kann, wird durch folgende Versuche bewiesen.

**Versuch** [T. § 186a]. In einem Probierrohr von schwer schmelzbarem Glase werden etwa 10 g trockenes Kaliumnitrat erhitzt, zuerst bis zum Schmelzen, dann stärker. Feine Gasblasen entwickeln sich. Jetzt tauche man einen glimmenden Holzspan bis nahe auf die Oberfläche: er entzündet sich und brennt mit blendendem Glanze. — Nach dem Erkalten werde die geschmolzene Masse in Wasser gelöst, mit etwas reiner Schwefelsäure versetzt und mit Indigolösung und Jodkaliumstärkepapier geprüft.

**Ergebnis.** Gebundene Salpetersäure (im Kaliumnitrat) wird durch Erhitzen in freien Sauerstoff und salpetrige Säure, welche gebunden bleibt, gespalten. Es ist deshalb vorauszusehen, dafs sie auch im gebundenen Zustande oxydierende Wirkungen hervorzubringen vermag.

**Versuch** [T. § 186]. Man schmelze in einem kleinen Kochfläschchen über der Lampe bei gelinder Wärme Kalisalpeter, erhitze dann allmählich stärker. Nach einiger Zeit kann man, wie beim vorigen Versuch, die Entwicklung kleiner Gasbläschen beobachten. Hierauf werfe man kleine Stückchen Holzkohle und Schwefel hinein. Die Kohle hüpfet unter lebhaftem Verbrennen auf dem geschmolzenen Salpeter herum, und der Schwefel entzündet sich mit blendendem Glanz (Fig. 214).

**Ergebnis.** Das Kaliumnitrat wird durch blofses Erhitzen partiell reduziert und giebt einen Teil seines Sauerstoffs frei ab. Dieser verbindet sich mit brennbaren Körpern und bringt dieselben zur Entflammung.

**Versuch** [T. § 187]. Man zerreiße einen Teil Schwefel und einen Teil Holzkohle zusammen zu einem feinen Pulver und schütte dasselbe auf ein Papier. Dann zerreiße man für sich 8 Teile Salpeter ebenfalls zu Pulver und



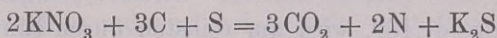
Fig. 214. Einwirkung von geschmolzenem Salpeter auf Kohlenstoff und Schwefel.



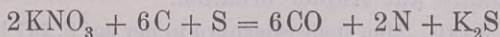
mische dasselbe vorsichtig (ohne Druck) mit dem Schwefel und der Kohle. Berührt man nun das Pulvergemenge mit einem brennenden Span, so entzündet es sich unter lebhafter Explosion.

**Schiefspulver** ist ein Gemenge aus den genannten drei Substanzen; sie werden einzeln fein gepulvert, dann naß zu einem Teige gemischt, dieser unter starkem Druck zu Platten gepreßt, zerschlagen und gesiebt. Ungekörrntes Pulver (Mehlpulver) brennt nur sprühend ab, gekörrntes aber rasch, und zwar um so rascher, je gröber die Körner sind, weil dadurch um so gröfsere Zwischenräume entstehen, durch welche die Flamme hindurchschlagen kann.

Die Hauptprodukte der Explosion des Schiefspulvers sind Kohlen-säure oder Kohlenoxyd, je nach der relativen Menge (Dosierung) der Mischungsbestandteile, Stickstoff und Schwefelkalium, was sich durch die beiden Gleichungen:



und:



ausdrücken läßt. Der Salpeter wird also vollständig zersetzt und durch den freiwerdenden Sauerstoff der Kohlenstoff vollständig oder unvollständig verbrannt; der Schwefel bindet das frei werdende Kalium, und das dadurch entstehende Schwefelkalium giebt den Pulverrauch und verursacht den eigentümlichen Geruch desselben.

Die hier genannten Produkte sind aber keineswegs die einzigen, weil die Explosion nebenher noch in vielfach anderem Sinne verläuft. So wird z. B. stets auch ein Teil des Schwefels oxydiert, und ein Teil des Kohlenstoffs bleibt unverbrannt (grauschwarze Farbe des Pulverrückstandes); ferner entsteht auch Wasser nebst andern H-haltigen Verbindungen, weil die zur Mischung benutzte Kohle nie ganz ausgebrannt, d. h. nie reiner Kohlenstoff ist, sondern stets noch mehr oder weniger grofse Mengen Wasserstoff enthält; endlich hängt die Natur und relative Menge der Explosionsprodukte auch von dem Druck ab, unter dem die Explosion erfolgt, d. h., sie verläuft in freier Luft unter gewöhnlichem Drucke anders, als im geschlossenen Raume.

Wenn das Pulver in einem Gewehr oder Geschütz die möglichst gröfste Wirkung auf das Geschofs ausüben, d. h. diesem eine möglichst grofse Anfangsgeschwindigkeit erteilen soll, so darf die Explosion weder zu schnell, noch zu langsam verlaufen; im ersten Falle ist das Geschütz gefährdet, im zweiten würde ein mehr oder weniger grofser Teil des Pulvers erst abbrennen, nachdem das Geschofs den Lauf bereits verlassen hat. Theoretisch ist die Wirkung am günstigsten, wenn die Explosion gerade so lange oder nur wenig länger dauert, als das Geschofs noch im Laufe ist. Dies Ziel wird bei den verschiedenen Schufswaffen durch feineres oder gröberes Korn des Pulvers, bei gröfseren Geschützen durch Anwendung von prismatischem Pulver erreicht (Pulver, welches nach dem Körnern durch starken Druck zu kurzen, sechsseitigen Prismen geformt ist, die in der Richtung ihrer Achse eine oder mehrere cylindrische Durchbohrungen haben).

Andere explosive Gemenge, welche aus brennbaren Substanzen und Salpeter bestehen, sind:

*Baumé'scher Schnellfluß*, 3 Tle. Salpeter, 1 Tl. Schwefel und 1 Tl. Sägespäne, giebt beim Entzünden eine lebhaft sprühende Flamme. Drückt man die Mischung in eine Nufsschale, legt eine kleine Silbermünze (20-Pfennigstück) hinein und

entzündet, so bleibt die Nufsschale unverbrannt, während die Münze zu einer Kugel zusammenschmilzt, weil Schwefelsilber entstanden ist.

*Knallpulver*, 3 Tle. Salpeter, 1 Tl. Kaliumkarbonat, 1 Tl. Schwefel, alle drei vor dem Mischen sorgfältig getrocknet. Legt man eine Messerspitze davon auf ein Stück Eisenblech und erhitzt langsam durch eine untergestellte kleine Flamme, so schmilzt die Masse und explodiert dann mit einem heftigen Knall (zuerst Bildung von Kaliumsulfid und dann rasche Verbrennung desselben durch den Salpeter).

*Indianisches Weißfeuer*, 48 Tle. Salpeter,  $13\frac{1}{4}$  Tle. Schwefel,  $17\frac{1}{4}$  Tle. Schwefelantimon, brennt mit glänzend weißer Flamme ab.

*Feuerlöschdosen*, eine schiefspulverartige Mischung aus Salpeter, Schwefel und Kohle, nicht gekörnt, sondern feinpulverig, feucht in Kapseln gepreßt und dann getrocknet; brennt sprühend ab, erstickt durch die reichlich sich entwickelnden Verbrennungsgase ( $\text{CO}_2$ , N und  $\text{SO}_2$ ) Flammen in geschlossenen Räumen.

**72a. Stickoxyd und Stickoxydul.** Beide finden sich, wie erwähnt, unter den gasförmigen Zersetzungsprodukten der wässerigen Salpetersäure.

Das Stickoxyd, NO, wird am reinsten durch Einwirkung von verdünnter Salpetersäure auf Kupfer erhalten.

**Versuch** [T. § 191]. Man stelle Stickoxyd in der auf S. 237 beschriebenen Weise dar und fülle damit einen hohen Fußcylinder, welchen man in der pneumatischen Wanne stehen läßt. Dann lasse man allmählich und vorsichtig einzelne Blasen Sauerstoff in den Cylinder treten. Nach jeder Blase beobachtet man das Auftreten roter Dämpfe unter vorübergehender Ausdehnung des Gasgemenges. Bald verschwinden die roten Dämpfe unter Verminderung des Gasvolums, und wenn man mit der Zuführung von Sauerstoff vorsichtig verfährt, so füllt sich schließlicly der Cylinder vollständig mit Wasser. — Prüft man den wässerigen Inhalt mit Indigotinktur und Jodkaliumstärkepapier, so findet man, daß vorwiegend (nach längerem Stehen nur) Salpetersäure vorhanden ist.

**Ergebnis.** Das Stickoxyd verwandelt sich also bei Gegenwart von Sauerstoff zuerst in Stickstoffdioxyd und dieses bei Gegenwart von Wasser und Sauerstoff schließlicly vollständig in Salpetersäure.

Daß das Stickoxyd umgekehrt auch Sauerstoff abgeben kann, ergibt sich aus folgendem

**Versuch** [T. § 191]. Man fülle einen Fußcylinder in derselben Weise mit Stickoxyd, hebe ihn, mit einer Glasplatte bedeckt, aus der Wanne, gieße dann, indem man die Glasplatte ein wenig beiseite schiebt, einige Tropfen Schwefelkohlenstoff hinein, verschleife wieder rasch, mische den Gasinhalt durch mehrmaliges Umschwenken des Cylinders und stelle letztern bedeckt unter den Abzug. Als dann entferne man die Glasplatte und halte sofort einen brennenden Fidibus an die Mündung des Cylinders: Mit schwacher, von einem Ton begleiteter Explosion entzündet sich das Gasgemenge unter Auftreten einer hohen, glänzend leuchtenden Flamme, während sich die Innenwand des Cylinders mit einem gelben Überzug (Schwefel) bedeckt.

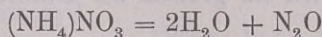
**Ergebnis.** Schwefelkohlenstoffdampf verbrennt durch Stickoxyd, welches dabei seinen Sauerstoff verliert, unter Abscheidung von etwas Schwefel. Die hierbei auftretende Flamme ist reich an chemisch wirkenden Strahlen: ihr Licht schwärzt rasch Chlorsilber und bringt Chlorknallgas zur Explosion.

Das Stickoxydul wird am leichtesten durch Zersetzung von Ammoniumnitrat erhalten.



**Versuch** [T. § 193]. In einer Retorte mit Vorlage, wie zur Darstellung von Sauerstoff aus Quecksilberoxyd (S. 10), erwärme man (vorsichtig!) einige Gramm trocknes Ammoniumnitrat und fange das entweichende Gas in einem Fußcylinder auf. In der Vorlage sammelt sich Wasser. Dann tauche man, nachdem man den Cylinder aus der Wanne gehoben hat, einen brennenden Holzspan hinein: letzterer verbrennt mit hell leuchtender Flamme wie in reinem Sauerstoff.

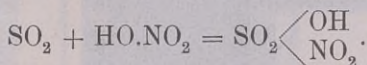
**Ergebnis.** Die Zersetzung des Salzes in der Retorte kann nur nach der Gleichung



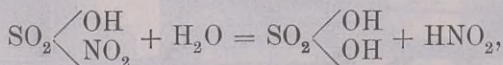
erfolgen. Die lebhafte Verbrennung des Holzstabes beweist, daß auch das Stickoxydul an brennbare Körper seinen Sauerstoff abgeben kann. Das Gas kann auch kurze Zeit, am besten mit Luft gemischt, eingeatmet werden, wobei ein eigentümlicher Zustand von Wohlbehagen und Heiterkeit, verbunden mit Empfindungslosigkeit (Anästhesie<sup>1</sup>) und später Bewußtlosigkeit eintritt. Es hat deshalb den Namen Lustgas oder Lachgas erhalten und wird bei leichten Operationen (Zahnausziehen) als Anästhetikum benutzt.

### 3. Wechselwirkung von Salpetersäure und schwefliger Säure.

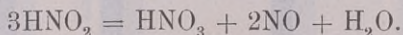
**73.** Die schweflige Säure (Schwefeldioxyd), welche durch Verbrennen von Schwefel, durch Rösten von Kiesen (S. 83), oder auch beim Auflösen von Metallen in konzentrierter Schwefelsäure (Affinerie S. 236) entsteht, läßt sich leicht, wenn man sie mit Luft, Wasserdampf und etwas Salpetersäure in Berührung bringt, höher oxydieren und geht dabei in Schwefelsäure (Schwefelsäurehydrat) über. Die Salpetersäure verbindet sich hierbei, wenn ungenügende Mengen Wasser zugegen sind, mit dem Schwefeldioxyd und giebt eine krystallinische Verbindung: Nitroschwefelsäure,  $\text{SO}_2(\text{OH})\text{NO}_2$ , (Bleikammerkrystalle) nach der Gleichung:



Diese zersetzt sich aber, wenn hinreichend Wasser vorhanden ist, nach der Gleichung:



also in Schwefelsäure und Salpetersäurehydrat, welches letztere bei Gegenwart von viel Wasser in Salpetersäure und Stickoxyd zerfällt:



Das Stickoxyd endlich nimmt bei Gegenwart von Luft und Wasser Sauerstoff auf und verwandelt sich, wie wir sahen, vollständig in Salpeter-

<sup>1</sup>) griech. ἀνασθησία (*anaesthesia*), Unempfindlichkeit.

säure (S. 242). So wird also bei diesen aufeinander folgenden Reaktionen schliesslich alle Salpetersäure wiedergewonnen, und kann von neuem oxydierend wirken, so daß ein und dieselbe Menge Salpetersäure zur Bildung unbegrenzter Mengen von Schwefelsäure ausreicht, wobei die Salpetersäure nur den freien Sauerstoff der Luft auf das Schwefeldioxyd überträgt.

Diese Reaktion wird im grofsen zur Darstellung der Schwefelsäure benutzt.

**Bleikammerprozeß.** Nach diesem Verfahren wird die englische Schwefelsäure im grofsen fabriziert. Schweflige Säure wird entweder durch Verbrennen von Schwefel, oder durch Rösten von natürlich vorkommenden Schwefelmetallen, Kiesen, Pyriten (vgl. S. 83) dargestellt. Diese leitet man durch ein System von Bleikammern und läßt zu gleicher Zeit Wasserdampf und Luft eintreten. In der ersten Kammer, *A*, mischen sich diese Gase, in der zweiten, *B*, tritt durch einen Tropfapparat fortwährend Salpetersäure in kleinen Mengen ein und verbreitet sich über die grofse Oberfläche eines passend konstruierten Gefäfses in dünner Schicht. In der dritten Kammer *C*, welche die gröfste ist, verweilen die Gase am längsten und haben Zeit, gehörig aufeinander zu reagieren. Hier findet daher auch der Hauptprozeß statt. Unter fortwährendem Einströmen von Wasserdampf schlagen sich immer zunehmende Quantitäten wässeriger verdünnter Schwefelsäure (Kammersäure) nieder, ohne daß sich zuvor Bleikammerkrystalle bilden, was nur bei fehlerhaft geleitetem Prozeß (Mangel an Wasserdampf) eintritt. In der vierten und fünften Kammer, *D* und *E*, endlich vollendet sich die Reaktion. Die Säure in Kammer *A* ist mit  $\text{SO}_2$ , die in Kammer *B* mit  $\text{H}(\text{NO}_3)$  gesättigt, die in Kammer *D* und *E* enthält ebenfalls noch etwas überschüssige  $\text{H}(\text{NO}_3)$ ; deshalb fließt alle Säure aus *B* (durch *m* und *n*), sowie aus *D* und *E* (durch *u*, *v* und *n*) nach *A*, und erst von hier aus (durch *o* und *r*) nach *C*; dies wird durch die Röhren *z* und *x* vermittelt. Die aus *C* durch *s* ablaufende Kammersäure wird zuerst in Bleipfannen bis  $60^\circ$  B. eingedampft und dann in Platinkesseln bis zu einem spez. Gew. von 1,842 ( $66^\circ$  B.) konzentriert.

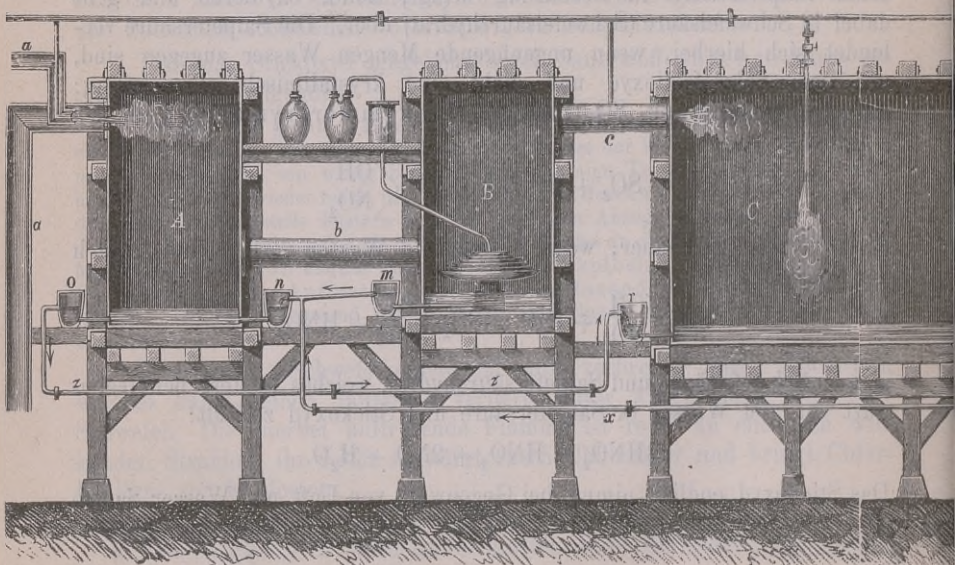


Fig. 215. Bleikammerprozeß.



## 4. Oxydationsstufen des Chlors.

Anhydride:

 $\text{Cl}_2\text{O}$  Chlormonoxyd $[\text{Cl}_2\text{O}_3]^1$  Chlortrioxyd $\text{Cl}_2\text{O}_4$  Chlortetroxyd $[\text{Cl}_2\text{O}_5]^1$  Chlorpentoxyd $[\text{Cl}_2\text{O}_7]^1$  Chlorheptoxyd

Hydrate:

 $\text{HClO}$  Unterchlorige Säure $\text{HClO}_2$  Chlorige Säure

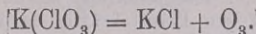
—

 $\text{HClO}_3$  Chlorsäure $\text{HClO}_4$  Überchlorsäure.

**Chlorsäure.** Das Hydrat der Chlorsäure,  $\text{H}(\text{ClO}_3)$ , ist sehr unbeständig, in verdünnter Lösung aber haltbar; das Anhydrid ist gar nicht bekannt. Dagegen sind die Chlorate bei gewöhnlicher Temperatur sehr beständige Verbindungen.

**74. Versuch** [T. § 195]. Man erhitzt in einem Probiergläschen Kaliumchlorat,  $\text{K}(\text{ClO}_3)$ , vorsichtig bis zum Schmelzen und dann ein wenig stärker. Nach kurzer Zeit beginnt eine reichliche Entwicklung von Sauerstoff, was durch Eintauchen eines glimmenden Spans in das entweichende Gas leicht nachgewiesen werden kann. Zuletzt bleibt eine feste Salzmasse (Chlorkalium) zurück.

**Ergebnis.** Das Kaliumchlorat zerfällt schon beim Erhitzen für sich vollständig in freien Sauerstoff und Kaliumchlorid:



<sup>1)</sup> Im freien Zustande nicht bekannt.

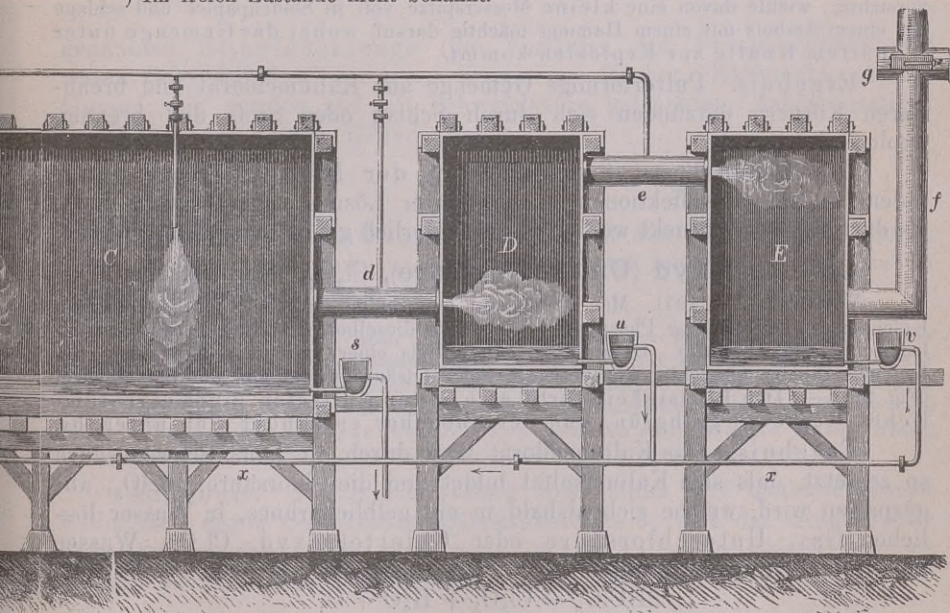


Fig. 216. Bleikammerprozess.

Aus diesem Grunde wird es als eines der bequemsten Mittel zur Darstellung von Sauerstoff in größeren Mengen benutzt.

Die Sauerstoffmengen, welche hierbei auftreten, lassen sich nach der obigen Formel leicht berechnen (S. 92):

$$\begin{array}{rcl} 10 & x \text{ Vol.} & \\ \text{K}(\text{ClO}_3) = \text{KCl} + \text{O}_3 & & \\ 122,5 & 33,48 & \\ 122,5 : 10 = 33,48 : x; & x = 2,73. & \end{array}$$

Man erhält also aus 10 g Kaliumchlorat 2,73 Liter Sauerstoff.

Da die Zersetzung des Kaliumchlorates bedeutend leichter von statten geht, als die des Kaliumnitrates, so müssen explosive Gemenge von Kaliumchlorat mit brennbaren Substanzen (Schwefel und Kohle) mit weit größerer Lebhaftigkeit abbrennen, als solche mit Salpeter. Aus diesem Grunde ist die Verwendung des Kaliumchlorates zu Schießpulver unthunlich, dagegen wird es zur Herstellung von Feuerwerkskörpern, z. B. bengalischen Flammen, benutzt, welche man dadurch bereitet, daß man den obigen Gemengen gewisse flammenfärbende Substanzen, z. B. Strontiumnitrat für Rot, Kupferkarbonat für Blau etc., zusetzt [T. § 196d].

Rot:	8 KClO <sub>3</sub> ,	22 S,	3 Kohle,	67 Strontiumnitrat.
„	30 „	18 „	2 „	45 „ 5 Schwefelantimon.
Blau:	28 „	23 „	10 Cuprikarbonat,	39 Kaliumnitrat.
Grün:	73 „	16 „	10 Borsäure.	

**Versuch** [T. § 196a]. Man reibe in einer großen Porzellanreischale eine kleine Messerspitze Schwefel, so daß er fest anhaftet, streue einige Körnchen chlorsaures Kali hinein und reibe dann mit dem Pistill kräftig darin herum. Es entsteht eine Reihe peitschenknallähnlicher, aber ungefährlicher Explosionen.

Man mische etwa gleiche Teile gepulvertes Kaliumchlorat und Schwefelblumen vorsichtig, wickle davon eine kleine Messerspitze voll in Seidenpapier und schlage auf einem Amboss mit einem Hammer mächtig darauf, wobei das Gemenge unter lebhaftem Knalle zur Explosion kommt.

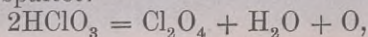
**Ergebnis.** Pulverförmige Gemenge aus Kaliumchlorat und brennbaren Körpern entzünden sich durch Schlag oder Stoß und brennen explosionsartig ab.

Das Kaliumchlorat findet auch in der Medizin Anwendung, indem es bei Halsaffektionen in verdünnter Lösung zum Gurgeln dient. Es darf nicht verschluckt werden, da es, innerlich genommen, giftig wirkt.

**Chlortetroxyd (Unterchlorsäure),** Cl<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, gelblichgrünes Gas.

**Versuch** [T. § 197]. Man bringe auf den Boden eines mit Wasser gefüllten Kelchglases einige Stücke Phosphor und bedecke dieselben mit einer Schicht krystallisierten Kaliumchlorates. Dann lasse man mittels einer viermal rechtwinkelig gebogenen Pipette vorsichtig konzentrierte Schwefelsäure direkt auf das Salz fließen (Fig. 217). — Die Flüssigkeit färbt sich unter Auftreten eines eigentümlichen Geruches gelbgrün, und der Phosphor entzündet sich unter ihr.

**Ergebnis.** Das Kaliumchlorat wird durch die konz. Schwefelsäure so zersetzt, daß sich Kaliumsulfat bildet und die Chlorsäure, HClO<sub>3</sub>, abgespalten wird, welche sich alsbald in ein gelblichgrünes, in Wasser lösliches Gas, Unterchlorsäure oder Chlortetroxyd, Cl<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, Wasser und freien Sauerstoff spaltet:



welcher energisch oxydierend wirkt und den Phosphor entzündet.



**Versuch.** Man mische (vorsichtig, ohne Reibung) 3 Teile gepulvertes Kaliumchlorat und 1 Teil gepulverten Zucker, schütte das Gemenge auf einen Ziegelstein und berühre es mit einem in konzentrierte Schwefelsäure getauchten Glasstab. — Es tritt sofort explosionsartige Entzündung des Zuckers ein.

**Ergebnis.** Die durch die Schwefelsäure frei gemachte geringe Menge Chlorsäure zerfällt sofort unter Bildung von Unterchlorsäure und Entwicklung von Wärme, welche das Gemenge von Zucker und unzersetztem Kaliumchlorat zur Explosion bringt. — Die Hölzer der so-

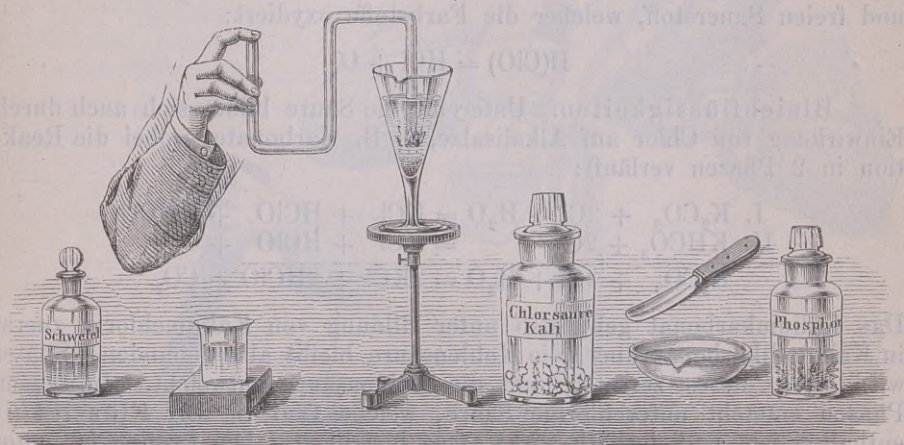


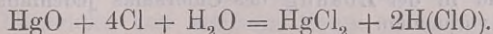
Fig. 217. Oxydation von Phosphor unter Wasser durch Unterchlorsäure.

genannten Stippfeuerzeuge (die Vorläufer der Phosphorzündhölzer) waren Schwefelhölzer mit einer Kuppe aus Zucker, Kaliumchlorat und Gummi; sie wurden auf mit Schwefelsäure getränktem Asbest gestippt und fingen aus obigem Grunde Feuer.

**75. Unterchlorige Säure.** Das Hydrat der unterchlorigen Säure,  $\text{H}(\text{ClO})$ , läßt sich in wässriger Lösung leicht darstellen und in freiem Zustande aufbewahren.

**Versuch** [T. § 198]. Man fülle einen Literkolben mit Chlor, bringe etwas rotes Quecksilberoxyd und Wasser dazu, verschließe den Kolben mit einem etwas Wasser enthaltenden Sicherheitsrohr und schüttle heftig. Unter stetem Eintritt von Luftblasen durch das Sicherheitsrohr verschwindet die Farbe des Chlors bald, und das Quecksilberoxyd geht in eine braune Masse über, während das Wasser saure und bleichende Eigenschaften annimmt.

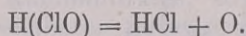
**Ergebnis.** Durch Einwirkung des Chlors auf Quecksilberoxyd bildet sich durch Substitution Quecksilberchlorid, und der freiwerdende Sauerstoff vereinigt sich mit einem andern Teile des Chlors und mit Wasser zu Unterchlorigsäurehydrat:



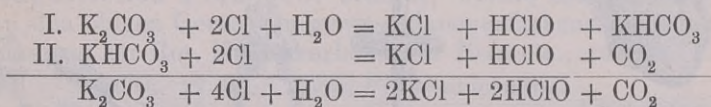
Das Quecksilberchlorid tritt aber, solange noch überschüssiges Quecksilberoxyd da ist, nicht in freiem Zustand auf, sondern verbindet sich mit 1 Molekül  $\text{HgO}$  zu braunem Quecksilberoxychlorid,  $\text{HgCl}_2 \cdot \text{HgO}$ .

**Versuch.** Man giesse die wässerige Lösung in ein Kelchglas und tauche einen Streifen Lackmuspapier ein. Das Papier wird im ersten Moment geröthet, dann aber sofort gebleicht.

**Ergebnis.** Freie unterchlorige Säure zerstört Pflanzenstoffe (wirkt bleichend). Sie zerfällt nämlich, sobald sie mit leicht oxydierbaren organischen Farbstoffen zusammenkommt, sofort in Salzsäure und freien Sauerstoff, welcher die Farbstoffe oxydiert:



**Bleichflüssigkeiten.** Unterchlorige Säure bildet sich auch durch Einwirkung von Chlor auf Alkalisalze, z. B. Karbonate, wobei die Reaktion in 2 Phasen verläuft:



Das Kaliumkarbonat geht also unter Bildung von Kaliumchlorid zuerst in Kaliumdikarbonat über, die Kohlensäure bleibt also gebunden. Später wird auch dieses zersetzt, und die Kohlensäure entweicht. In beiden Phasen entsteht unterchlorige Säure, welche frei in der Flüssigkeit enthalten ist, und deshalb wirkt diese bleichend. Die Lösung ist unter dem Namen *Eau de Javelle* als Bleichmittel bekannt.

Wendet man statt des Kaliumkarbonats Natriumkarbonat an, so erhält man eine Flüssigkeit von analoger Zusammensetzung, die *Eau de Labarraque* heisst.

**76. Chlorkalk,**  $\text{CaCl}_2 \cdot \text{Ca}(\text{ClO})_2$ ,<sup>1</sup> entsteht, wenn man Chlorgas auf pulverig gelöschten Kalk bis zur Sättigung desselben einwirken läßt.

**Versuch** [T. § 200]. Man verreise Chlorkalk zuerst mit wenig Wasser zu einem Brei, und setze dann allmählich noch so viel Wasser hinzu, daß eine dünne Milch entsteht (Fig. 218). Diese giesse man in einen hohen verschließbaren Fußcylinder (Fig. 219) und lasse sie darin 24 Stunden stehen. Dann ziehe man mittels eines Hebers die klare Lösung von dem Bodensatz ab und giesse sie in fünf Kelchgläser. Die Lösung in I bleibt unvermischt, II wird mit etwas Schwefelsäure, III mit Salzsäure, IV mit stark verdünnter Essigsäure versetzt, V bleibt zunächst ebenfalls unvermischt. Nun tauche man in jedes Kelchglas einen Streifen blaues Lackmuspapier, oder einen mit irgend einer anderen Pflanzenfarbe gefärbten Papierschnitzel.

**Ergebnis.** Die Lösung I wirkt nicht bleichend, die Lösungen II und III erscheinen nach dem Säurezusatz gelblichgrün und wirken stark bleichend, die Lösung IV ist farblos geblieben, wirkt aber ebenfalls

<sup>1</sup>) Obige Formel des trockenen Chlorkalks wird von mehreren Chemikern bestritten, doch sind in der Lösung des Chlorkalks jedenfalls die beiden Salze  $\text{CaCl}_2$  und  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$  vorhanden.



stark bleichend, die Lösung V endlich, welche anfänglich (wie I) keine bleichende Wirkung zeigt, erlangt dieselbe sofort, wenn man etwas Kohlensäure hindurchleitet, wodurch sich ein weißer Niederschlag von Calciumkarbonat ausscheidet, während das Papier seine Farbe verliert.

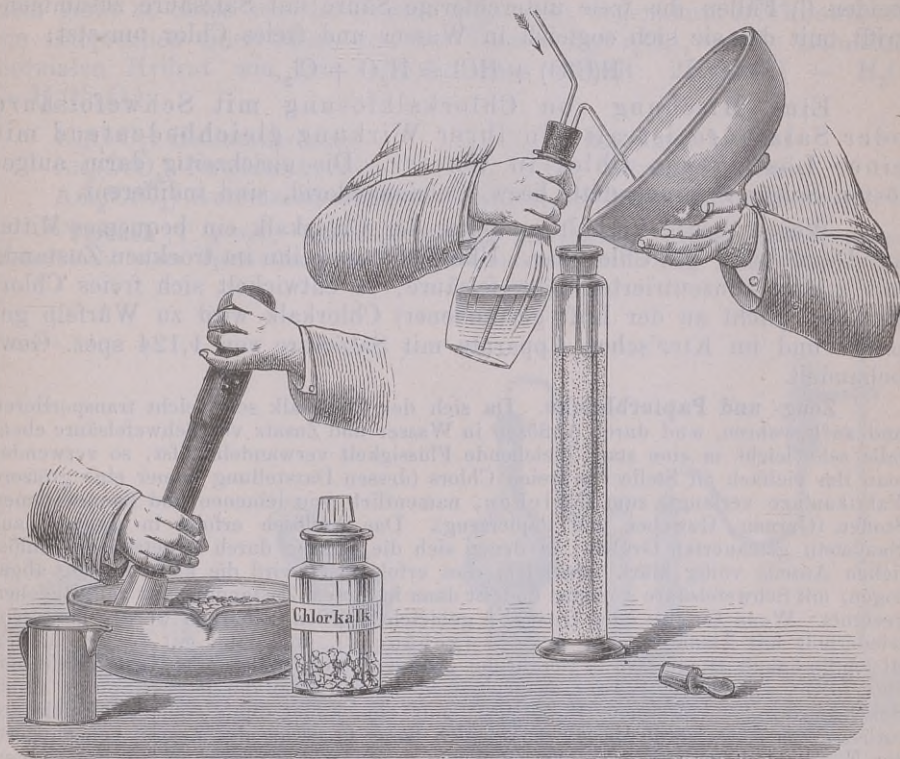
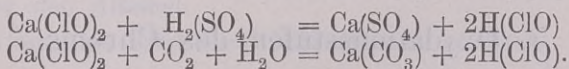


Fig. 218.

Fig. 219.

## Auflösung von Chlorkalk.

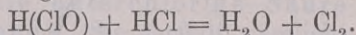
Diese Resultate erklären sich daraus, daß in der Lösung des Chlorkalks die unterchlorige Säure nicht frei, sondern an Calcium gebunden ist, und deshalb nicht bleichend wirken kann. Durch Zusatz irgend einer Säure (selbst einer schwachen, wie Kohlensäure) wird aber diese Verbindung zersetzt und das Unterchlorigsäurehydrat frei gemacht.



Deshalb macht auch frische Chlorkalklösung auf Zeug, wenn sie sogleich(!) durch Auswaschen mit Wasser (ohne Säure) wieder entfernt wird, keine Flecke, wohl aber, wenn sie auf dem Zeug eintrocknet (Einwirkung der atmosphärischen Kohlensäure). Um Wein- und Obstflecke aus weißem Zeug zu entfernen, streut man

etwas Chlorkalkpulver darauf, benetzt dasselbe zuerst mit Wasser und wäscht mit Essig, zuletzt mit reinem Wasser aus.

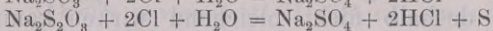
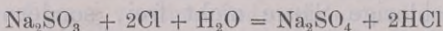
Das Grünwerden der Chlorkalklösung in den Gläsern II und III auf Zusatz von Schwefelsäure oder Salzsäure beruht darauf, dass in beiden (!) Fällen die freie unterchlorige Säure mit Salzsäure zusammen trifft, mit der sie sich sogleich in Wasser und freies Chlor umsetzt:



Eine Mischung von Chlorkalklösung mit Schwefelsäure oder Salzsäure ist also in ihrer Wirkung gleichbedeutend mit einer Lösung von Chlor in Wasser. Die gleichzeitig darin aufgelösten Salze: Calciumsulfat, bezw. Calciumchlorid, sind indifferent.

Wegen dieses Verhaltens bietet der Chlorkalk ein bequemes Mittel zur Darstellung von Chlor dar. Übergießt man ihn im trocknen Zustande mit mäßig konzentrierter Schwefelsäure, so entwickelt sich freies Chlor. Frischer (nicht an der Luft gestandener) Chlorkalk wird zu Würfeln gepresst und im KIPP'schen Apparate mit Salzsäure von 1,124 spez. Gew. behandelt.

**Zeug- und Papierbleiche.** Da sich der Chlorkalk sehr leicht transportieren und aufbewahren, und durch Auflösen in Wasser und Zusatz von Schwefelsäure ebenfalls sehr leicht in eine stark bleichende Flüssigkeit verwandeln lässt, so verwendet man ihn vielfach an Stelle des freien Chlors (dessen Darstellung immer eine größere Fabrikanlage verlangt) zum Bleichen, namentlich von leinenen und baumwollenen Stoffen (Garnen, Geweben und Papierzeug). Das Auflösen erfolgt in großen, aus Sandstein gemauerten Gruben, in denen sich die Lösung durch Absetzen des unlöslichen Anteils völlig klärt. Nachdem dies erfolgt ist, wird die klare Lösung abgezogen, mit Schwefelsäure versetzt und ist dann in diesem Zustande sofort zum Bleichen geeignet. Wenn Garne oder Gewebe gebleicht werden sollen, so werden sie zuvor wiederholt mit Ätznatronlauge gekocht (gebäucht), und dann mit der verdünnten Bleichflüssigkeit einige Zeit in Berührung gelassen. Schließlich müssen sie in fließendem (nicht stehendem) Wasser ausgewaschen werden, um die letzten Spuren freier Schwefelsäure zu entfernen. Sollte auch nur eine kleine Spur freier Schwefelsäure zurückbleiben, so würde diese, da sie sich beim Trocknen des Zeuges konzentriert, die Faser unfehlbar zerstören. Das Bleichen des Papierzeuges erfolgt, indem man die mit Schwefelsäure versetzte Chlorkalklösung in den Holländer gießt, mit dem sog. Halbzeuge eine längere Zeit umgehen lässt, und dann ebenfalls sorgfältig durch Zufluss von reinem Wasser auswäscht. — Da selbst nach langem Auswaschen hartnäckig noch Spuren von Chlor anhaften, so entfernt man diese durch Zusatz von Antichlor, eine Lösung von Natriumsulfit oder -hyposulfit, welche gemäß den folgenden Gleichungen:



das freie Chlor beseitigen.

## 5. Oxydationsstufen des Chroms.

$[\text{CrO}]^1$ Chromoxydul	$\text{Cr}(\text{OH})_2$ Chromohydrat
$\text{Cr}_2\text{O}_3$ Chromoxyd	$\text{Cr}(\text{OH})_3$ Chromihydrat
$\text{CrO}_3$ Chromsäureanhydrid	$[\text{H}_2\text{CrO}_4]^1$ Chromsäure.

<sup>1)</sup> In freiem Zustande nicht bekannt.



**76a.** Die Chromsäure ist in freiem Zustande nur als Anhydrid,  $\text{CrO}_3$ , bekannt: blutrote Krystalle, in Wasser leicht löslich. In wässriger Lösung mag sie als Hydrat,  $\text{H}_2(\text{CrO}_4)$ , vorhanden sein. Ihre Salze haben die Formel  $\text{M}^{\text{I}}_2(\text{CrO}_4)$ , bzw.  $\text{M}^{\text{II}}(\text{CrO}_4)$ . — Außerdem giebt es Salze von der Formel  $\text{M}^{\text{I}}_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)$ , sogenannte Dichromate; sie entsprechen einer Säure von der Formel  $\text{H}_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)$ , welche sich zum normalen Hydrat wie eine Anhydrosäure verhält:  $2\text{H}_2(\text{CrO}_4) - \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)$ :

$\text{K}_2(\text{CrO}_4)$  Kaliumchromat

$\text{Na}_2(\text{CrO}_4)$  Natriumchromat

$\text{Am}_2(\text{CrO}_4)$  Ammoniumchromat

$\text{K}_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)$  Kaliumdichromat

$\text{Na}_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)$  Natriumdichromat

$\text{Am}_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)$  Ammoniumdichromat.

**Versuch** [T. § 203]. Man lege auf den mit starkem Alkohol durchfeuchteten Asbestdocht einer Spirituslampe einige Chromsäurekrystalle (Fig. 220). Die roten



Fig. 220.



Fig. 221.

Chromsäure als Oxydationsmittel.

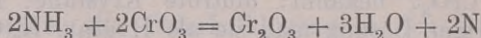
Krystalle werden sofort dunkelbraun, Alkoholdämpfe steigen auf, welche sich bald entzünden. — Hierauf blase man die Lampe aus: die Krystalle sind zu einer grünen amorphen Masse geworden, welche fortfährt zu glühen; ein eigentümlicher Geruch tritt auf.

**Ergebnis.** Die Chromsäure wird durch Berührung mit Alkohol zu grünem Chromoxyd reduziert; der freiwerdende Sauerstoff entzündet den Alkohol.

Auch Ammoniak wird durch Chromsäure oxydiert.

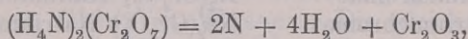
**Versuch** [T. § 203]. Man bringe in ein Glasrohr (Fig. 221) einige trockene Chromsäurekrystalle und leite trockenes Ammoniakgas hindurch, welches man durch Kochen einer wässrigen Ammoniaklösung entwickelt. Sobald das trockene Gas mit den Chromsäurekrystallen in Berührung kommt, tritt starke Erwärmung ein, und unter Erglühen wird die Chromsäure zu Chromoxyd reduziert. Hierbei entweichen große Mengen von Stickstoff mit Wasserdampf gemischt.

Die Oxydation kann offenbar nur nach der Gleichung:



stattgefunden haben.

Selbst wenn die Chromsäure an das Ammoniak gebunden ist [Ammoniumdichromat  $(\text{H}_4\text{N})_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)$ ], tritt beim Erhitzen Reduktion und Verbrennung ein [T. § 203b]:



wobei sich das trockene Salz unter Erglühen stark aufbläht. Papier oder Docht, mit Ammoniumdichromat getränkt, verglimmt.

Oxydation durch Chromsäure in wässriger Lösung.

**Versuch** [T. § 203c]. Man bereite in einem Kolben eine Lösung von Kaliumdichromat und versetze dieselbe mit überschüssiger Schwefelsäure, schütte Holz- und Papierschnitzel hinzu, verschließe den Kolben durch einen Kork mit Gasableitungsröhr und erhitze: Nach kurzer Zeit beginnt die Lösung zu schäumen und färbt sich anfänglich olivenbraun, zuletzt grün. — Leitet man das entweichende Gas in Kalkwasser, so wird letzteres stark getrübt.

**Ergebnis.** Chromsäure wird in wässriger Lösung durch brennbare Körper reduziert. Der freiwerdende Sauerstoff dient zur Oxydation der letzteren. Gleichung aufstellen: 1. für die Reduktion, 2. für die Lösung des gebildeten Chromoxyds in Schwefelsäure.

Die gemischte Lösung von Kaliumdichromat und überschüssiger Schwefelsäure wird kurzweg Chromsäuremischung genannt.

Auch Metalle werden durch Chromsäuremischung oxydiert (gelöst).

**Versuch.** Chromsäuremischung wird in ein hohes Kelchglas gegossen und ein Streifen amalgamiertes Zinkblech hineingestellt. Schon sehr bald beginnt sich die Farbe der Lösung aus rot in braun zu ändern. Nach längerer Zeit erscheint die Lösung rein grün und die Zinkplatte stark angefressen.

**Ergebnis.** Zink ist gelöst, d. h. in Sulfat verwandelt. Die freie Chromsäure (Dichromsäure) ist durch den naszierenden Wasserstoff zu Chromoxyd reduziert. Das Chromoxyd hat sich in überschüssiger Schwefelsäure zu Chromsulfat gelöst. Letzteres und Kaliumsulfat können sich zu dem Doppelsalz Kaliumchromsulfat (Chromalaun),  $\text{K}_2\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_4$ , verbinden. Aufstellung der Gleichungen für alle diese Vorgänge. Berechnung der relativen Menge Kaliumdichromat,  $\text{K}_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)$ , konzentrierter Schwefelsäure,  $\text{H}_2(\text{SO}_4)$ , deren spez. Gew. 1,825 ist, und Zink, welche aufeinander wirken.

Anwendung der Chromsäuremischung als erregende und zugleich depolarisierende Flüssigkeit für die bekannten galvanischen Tauchelemente. Worauf beruht die depolarisierende Wirkung der Chromsäure?



## 6. Oxydationsstufen des Mangans.

Anhydride:

$\text{MnO}$	Manganoxydul
$\text{Mn}_3\text{O}_4$	Manganoxyduloxyd
$\text{Mn}_2\text{O}_3$	Manganoxyd
$\text{MnO}_2$	Mangansuperoxyd oder Mangandioxyd
$[\text{MnO}_3]^1$	Mangansäureanhydrid
$\text{Mn}_2\text{O}_7$	Manganheptoxyd

Hydrate:

$\text{Mn}(\text{OH})_2$	Manganohydrat
—	—
$\text{Mn}(\text{OH})_3$	Manganihydrat
$\text{H}_2(\text{MnO}_3)$	Manganige Säure oder Mangandioxydhydrat
$[\text{H}_2(\text{MnO}_4)]^1$	Mangansäure
$\text{H}(\text{MnO}_4)$	Übermangansäure.

**77.** **Mangansuperoxyd** oder **Mangandioxyd**,  $\text{MnO}_2$ , kommt in der Natur als Braunstein oder Pyrolusit vor (s. Min. Nr. 27 u. Fig. 162). Er bildet zerrieben ein schwarzes Pulver.

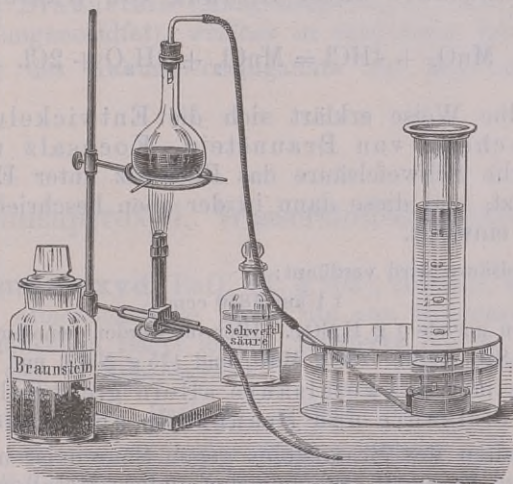


Fig. 222. Entwicklung von Sauerstoff aus Braunstein.

**Versuch** [T. § 204a]. Man mische Braunstein mit Kohlenpulver und erhitze das Gemenge in einem Platintiegel. — Unter Verglimmen der Kohle verwandelt sich das Mangandioxyd in ein braunes Pulver.

**Ergebnis.** Das Mangandioxyd giebt bei Glühhitze ein Drittel seines Sauerstoffs ab und verwandelt sich in eine Zwischenstufe zwischen  $\text{MnO}$  und  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ , nämlich in Manganoxyduloxyd,  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ :

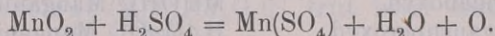
$$3\text{MnO}_2 + \text{C} = \text{Mn}_3\text{O}_4 + \text{CO}_2.$$

**Versuch** [T. § 204a]. Man erwärme in einem mit Gasableitungsrohr versehenen Kolben Braunstein mit konzentrierter Schwefelsäure, fange das entweichende Gas auf (Fig. 222) und prüfe es mit einem glimmenden Span. — Es erweist sich als Sauerstoff. Der Rückstand im Kolben enthält nach dem Absetzen

<sup>1)</sup> Nur in Verbindungen (Salzen) bekannt.

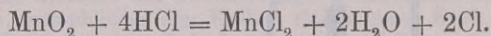
des ungelösten Braunsteins eine blafs-rötlich gefärbte klare Lösung von Manganosulfat.

**Ergebnis.** Mangansuperoxyd giebt, indem es sich in Schwefelsäure löst, einen Teil (die Hälfte) seines Sauerstoffs ab und verwandelt sich dadurch in Manganoxydul,  $\text{MnO}$ , welches sich mit dem Schwefelsäurehydrat in Manganosulfat und Wasser umsetzt:



**Versuch** [T. § 205a]. Man erwärme etwas Braunstein mit Salzsäure in einem Kölbchen. Es entwickelt sich Chlor, welches man leicht durch seine grüne Farbe, seinen Geruch und seine bleichenden Eigenschaften erkennt.

**Ergebnis.** Braunstein verliert in Berührung mit Salzsäure die Hälfte seines Sauerstoffs, welcher sich aber nicht frei entwickelt, sondern im Entstehungszustand aus einem andern Teil Salzsäure unter Bildung von Wasser freies Chlor abscheidet:



Auf dieselbe Weise erklärt sich die Entwicklung von Chlor aus einer Mischung von Braunstein, Kochsalz und Schwefelsäure, indem die Schwefelsäure das Kochsalz unter Entwicklung von Salzsäure zersetzt, und diese dann in der eben beschriebenen Weise auf den Braunstein einwirkt.

Die Schwefelsäure wird verdünnt:

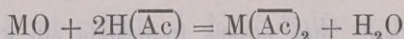
1 l auf 1850 ccm

(1 ccm enthält dann gerade 1 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ). Hiervon werden genommen

auf 300 ccm  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (verd.): 130 g  $\text{MnO}_2$  und 175 g  $\text{NaCl}$ , und geben 100 g  $\text{Cl}$ .

Kochsalz mit Schwefelsäure allein giebt Salzsäure, Kochsalz mit Schwefelsäure und Braunstein aber Chlor.

Das Verhalten des Braunsteins gegen Säuren ist nach den Ergebnissen der obigen Versuche von dem der andern Metalloxyde verschieden; denn während diese nach der allgemeinen Formel:



durch Austausch von Metall gegen Wasserstoff Salze geben, findet beim Braunstein ein solcher Austausch nur unter gleichzeitiger Abgabe von 1 Atom O statt: Der Braunstein ist kein basisches Oxyd.

**78. Übermangansäure**,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ , bildet sich leicht, wenn man Mangansalze oder Braunstein mit einer oxydierenden Mischung von Kaliumhydrat und Salpeter oder Kaliumchlorat schmilzt, die geschmolzene Masse (Chamäleon) nach dem Erkalten in Wasser löst, und das überschüssige Kaliumhydrat durch Zusatz von etwas Säure neutralisiert. Die Lösung sieht zuerst grün aus und enthält mangansaures Kalium oder Kalium-



manganat,  $K_2MnO_4$ , welches nur in alkalischer Flüssigkeit beständig ist, in neutraler oder saurer Lösung aber in rotes lösliches Kaliumpermanganat,  $KMnO_4$ , und Mangandioxyd zerfällt. Dieses Salz bildet in reinem Zustande kleine, rotviolette Krystalle, welche sich leicht mit sehr intensiv blauvioletter Farbe in Wasser lösen.<sup>1</sup>

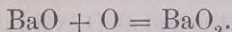
**Versuch** [T. § 204c]. Man löse in einem Becherglase schwefligsaures Natrium (Natriumsulfit), giesse die Lösung in drei Kelchgläser, mache die in dem Glase I durch Zusatz von Kalilauge alkalisch, lasse II neutral und versetze III mit verdünnter Schwefelsäure. Nun giesse man in alle drei Gläser der Reihe nach eine verdünnte Lösung von Kaliumpermanganat. Die rote Farbe der letzteren verwandelt sich in I sofort in grün, in II entsteht ein brauner Niederschlag (Braunstein), in III verschwindet die Farbe gänzlich, und die Flüssigkeit bleibt klar, und erst, nachdem eine gröfsere Menge Permanganatlösung zugesetzt war, tritt bleibende Rotfärbung ein.

**Ergebnis.** Das Kaliumpermanganat wird in Berührung mit dem Sulfit reduziert, wobei zugleich letzteres in Sulfat verwandelt wird. Die Reduktion geht in alkalischer Flüssigkeit nur bis zu Mangansäure (grün), in neutraler bis Braunstein (Mangansuperoxyd),  $MnO_2$ , in saurer bis Oxydulsalz (Manganosulfat), welches in verdünnter Lösung farblos ist.

Benutzung des Kaliumpermanganats zur Mafsanalyse, Oxydometrie.<sup>2</sup>

## 7. Bariumsuperoxyd, Wasserstoffsuperoxyd, Ozon.

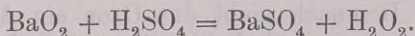
**79. Bariumsuperoxyd**,  $BaO_2$  [T. § 202], entsteht, wenn man Sauerstoff oder atmosphärische Luft, die von Kohlensäure befreit ist, über schwach glühenden Baryt leitet. Letzterer bindet dann 1 Atom O und verwandelt sich in Superoxyd:



Dies entwickelt, wenn es zu heller Rotglut erhitzt wird, Sauerstoff und wird zur Darstellung des letztern im grofsen benutzt.

Rührt man  $BaO_2$  mit Wasser an, so entsteht das Hydrat  $BaO_2 + 8H_2O$ . Wird dies in eine verdünnte Säure, z. B. Schwefelsäure, eingetragen, so verwandelt es sich in Bariumsalz, und der abgeschiedene Sauerstoff verbindet sich in statu nascendi mit dem Wasser zu

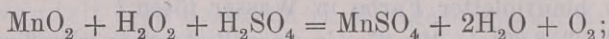
**Wasserstoffsuperoxyd**,  $H_2O_2$ , nach der Gleichung:



Die Flüssigkeit, welche durch Abgiefsen leicht von Bariumsulfat getrennt werden kann, ist eine Lösung von Wasserstoffsuperoxyd:  $H-O-O-H$ . Dasselbe giebt die Hälfte seines Sauerstoffs leicht an oxydierbare Körper ab und wirkt deshalb als kräftiges Oxydationsmittel: es oxydiert unedle

<sup>1</sup>) Siehe Lehrgang S. 169—171. — <sup>2</sup>) Siehe Lehrgang S. 173—175.

Metalle, verwandelt niedere Oxyde in höhere und zerstört organische Stoffe, z. B. Farbstoffe, leicht. Mit verschiedenen höheren Metalloxyden setzt es sich in der Weise um, daß es zugleich mit letztern Sauerstoff im freien Zustande abgibt, z. B. mit Braunstein:

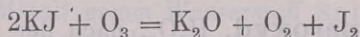


indem es also selbst reduziert wird, reduziert es zugleich den Braunstein.

Das Wasserstoffsuperoxyd findet wegen dieser Eigenschaften technische Verwendung und wird zu diesem Zwecke fabrikmäßig dargestellt. Es dient als Bleichmittel für Haare, Federn, Wolle, Elfenbein, farbige Gewebe, Schwämme, Leder etc., ferner als Desinfektionsmittel für Wunden, zur Reinigung der Luft in Krankenzimmern und von Krankenwäsche, sowie zur Konservierung von mancherlei Substanzen. Sein Hauptvorzug im Vergleich zu andern Mitteln gleicher Wirkung (z. B. schwefliger Säure) besteht darin, daß es nach der Sauerstoffabgabe nur Wasser und keine andere, etwa schädlich wirkende Substanz hinterläßt.

**Ozon**, aktiver Sauerstoff,  $\text{O}_3$  oder  $\text{O}-\text{O}$ . Wenn starke elektrische Funken durch reinen Sauerstoff oder Luft überschlagen, so tritt ein eigentümlicher Geruch auf, welcher einer eigentümlichen Modifikation des Sauerstoffs, die sich hierbei bildet, angehört, und die eben dieses Geruches wegen „Ozon“<sup>1</sup> genannt wird. Dieselbe Substanz entsteht auch bei der Elektrolyse des Wassers (S. 66), denn das dabei entwickelte Sauerstoffgas besitzt einen Ozongeruch. Endlich tritt es noch bei verschiedenartigen chemischen Prozessen, an denen der Sauerstoff beteiligt ist, auf; so namentlich bei der langsamen Verbrennung des Phosphors.

Ozon besitzt ein weit stärkeres Oxydationsvermögen als Sauerstoff, und bleicht infolgedessen Pflanzenfarben, z. B. Indigo, welche in gewöhnlichem Sauerstoff beständig sind. Von Interesse ist namentlich seine Einwirkung auf Jodkalium, welches dadurch unter Abscheidung von Jod zu Kali oxydiert wird. Da man zu der Annahme, daß das Ozonmolekül aus 3 Atomen O besteht ( $\text{O}_3$ ), berechtigt ist, so würde die Einwirkung auf Jodkalium durch die Gleichung:



auszudrücken sein. Demnach giebt das Ozon ein Atom O ab und verwandelt sich dadurch in gewöhnlichen Sauerstoff  $\text{O}_2$ . Mischt man eine Jodkaliumlösung mit dünnem Stärkekleister und bestreicht damit Papierstreifen, so werden diese, wenn sie einer ozonhaltigen Luft ausgesetzt sind, blau, weil das durch das Ozon abgeschiedene Jod mit der Stärke die bekannte blaue Verbindung bildet (Ozonpapier).

<sup>1</sup>) griech. ὄζειν (*ózein*), riechen.



**Versuch** [T. § 228]. Man bringe in einen großen Glasballon etwas Wasser und einige Phosphorstücke, so daß diese vom Wasser nicht völlig bedeckt werden, und lasse den Apparat 12 Stunden lang verschlossen stehen. Die in dem Ballon enthaltene Luft riecht dann sehr stark nach Ozon, und ein mit Jodkaliumstärkelösung getränkter Papierstreifen wird beim Eintauchen darin sofort gebläut, ein mit Indigolösung getränkter Papierstreifen gebleicht (Fig. 223). Wie man sieht, vereinigt das Ozon die Reaktionen der salpetrigen und der Salpetersäure (s. o. S. 240).

In einem kleineren Gefäße (Zweiliterkolben) und in der Nähe eines warmen Ofens tritt die Ozonisierung schon während einer halben Stunde ein.

Das Ozon wirkt wegen seiner oxydierenden Eigenschaften auf viele organische Substanzen zerstörend (giftig) ein; es ist deshalb ein — allerdings weit verbreiteter — Irrtum, wenn man ozonhaltige Luft ihres Ozons wegen für heilkräftig hält! Thatsache ist, daß die Luft im Freien reicher, in Städten ärmer, und bei Epidemien mitunter ganz frei von Ozon ist, jedenfalls wegen des größern Gehalts der ungesunden Luft an organischen oxydierbaren Stoffen (Krankheitskeimen), zu deren Oxydation das Ozon verbraucht wird. Der Ozongehalt einer Luft mag daher höchstens als Indikator für die Anwesenheit, bezw. Abwesenheit organischer, gesundheitswidriger Stoffe dienen.

Nach Untersuchungen neueren Datums (Ende 1889) erscheint es überhaupt zweifelhaft, daß Ozon längere Zeit in der Luft vorhanden sein könne, da diese überall organischen Staub in genügender Menge enthält, um das Ozon rasch in gewöhnlichen O zu zersetzen, selbst wenn es zeitweilig in größeren Mengen entsteht, z. B. bei einem Gewitter. Namentlich wird sein Vorkommen in Wäldern, obgleich der durch die Atmung der Pflanzen im Licht ausgeschiedene freie Sauerstoff zum Teil ozonisiert ist, sehr bezweifelt, und zwar wegen der dort vorhandenen großen Massen von organischer Substanz (Verwechslung des Ozons mit salpetriger Säure wegen des gleichen Verhaltens beider zu Jodkaliumstärkepapier).

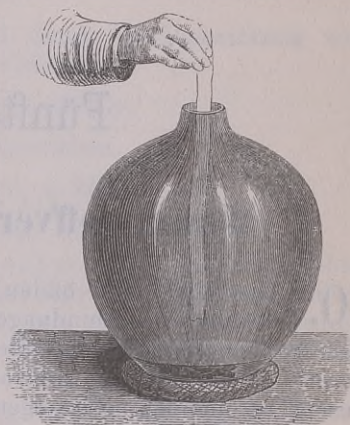


Fig. 223. Darstellung und Einwirkung von Ozon.

## Fünfter Abschnitt.

### I. Wasserstoffverbindungen oder Hydrüre.

80. Alle Metalloide bilden mit dem Wasserstoff wohlcharakterisierte chemische Verbindungen, Hydrüre genannt, von denen bereits mehrere (das Wasser und die Hydrüre der Salzbildnergruppe: Chlor-, Brom-, Jod- und Fluorwasserstoff) besprochen worden sind. An diesem Orte bleiben noch folgende genauer zu besprechen übrig: Schwefelwasserstoff  $\text{H}_2\text{S}$ , Ammoniak  $\text{H}_3\text{N}$ , Phosphorwasserstoff  $\text{H}_3\text{P}$ , Arsenwasserstoff  $\text{H}_3\text{As}$  und die beiden Kohlenwasserstoffe  $\text{H}_4\text{C}$  und  $\text{H}_4\text{C}_2$ .

Außerdem aber ist noch der Wasserstoffverbindung eines zusammengesetzten Radikals, Cyan, zu gedenken, welche Cyanwasserstoffsäure oder Blausäure genannt wird und mit den Wasserstoffsäuren der Halogensgruppe in ihren Verbindungsverhältnissen große Ähnlichkeit hat.

#### 1. Cyanwasserstoff oder Blausäure.

Unter Cyan<sup>1</sup> versteht man eine eigentümliche, von GAY-LUSSAC entdeckte Verbindung aus Kohlenstoff und Stickstoff, CN, welche die Rolle eines zusammengesetzten Radikals spielt, und sich wie ein Salzbildner verhält. Das Cyan bildet mit den Metallen Verbindungen, welche den Haloidsalzen (den Chloriden, Bromiden, Jodiden, Fluoriden) analog sind und Cyanide genannt werden. Um diese Analogie auch in den Formeln hervortreten zu lassen, hat man für das Cyan, CN, ein besonderes Symbol, Cy, eingeführt. Dieses Radikal ist einwertig, und deshalb sind die Formeln der Cyanide denen der Chloride analog:

KCy	CaCy <sub>2</sub>	ZnCy <sub>2</sub>	FeCy <sub>3</sub>
NaCy	MgCy <sub>2</sub>	CuCy <sub>2</sub>	PtCy <sub>2</sub>
AgCy	FeCy <sub>2</sub>	HgCy <sub>2</sub>	PtCy <sub>4</sub>
etc.	etc.	etc.	etc.

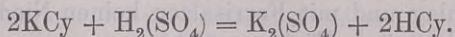
<sup>1</sup>) Ursprünglich Cyanogen [griech. *κύανος* (*kyāneos*), blau, und *γεννᾶν*, erzeugen], weil es mit Eisensalzen blau gefärbte Verbindungen giebt (Berliner Blau).



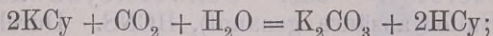
Die Cyanide verhalten sich auch gegen Säuren den Chloriden etc. ganz analog.

**Versuch.** Man löse ein kleines Stück Cyankalium in Wasser auf und versetze die Lösung mit etwas verdünnter Schwefelsäure. Es tritt ein eigentümlicher widerlicher Geruch auf, welcher von der abgeschiedenen Cyanwasserstoffsäure herrührt.

Die Cyanwasserstoffsäure entsteht durch Wechselwirkung von Kaliumcyanid und Schwefelsäure nach der Gleichung:



Auch durch Kohlensäure wird sie ausgetrieben:



deshalb riecht das Cyankalium immer schwach nach Blausäure.

Die Cyanwasserstoffsäure oder Blausäure,  $\text{HCy}$ , ist bei gewöhnlicher Temperatur eine Flüssigkeit, welche aber sehr leicht zu einem widerlich riechenden Gase verdampft. Sie läßt sich mit Wasser in jedem Verhältnis mischen und ist schon in sehr verdünntem Zustande höchst giftig, ebenso wie ihre Dämpfe.

Um die giftigen Wirkungen zu zeigen, bringe man in einen großen Kolben ein Stück Cyankalium und gieße einige Tropfen verdünnte Schwefelsäure darauf. Wenn man nun lebende Fliegen oder andere kleine Tiere hineinbringt, so werden dieselben durch die Einwirkung des Gases rasch getötet (Anwendung beim Insektenfang).

Auch für die Menschen ist die Blausäure eines der stärksten Gifte und wirkt, schon in geringer Menge in den Magen oder in das Blut gebracht, tödlich. Da sich das Cyankalium schon durch die Einwirkung schwacher Säuren (selbst Kohlensäure) unter Bildung freier Blausäure zersetzt, so sind seine Wirkungen denen der Blausäure gleich.

Die Cyanide der Alkalien verbinden sich leicht mit den Cyaniden der schweren Metalle zu Doppelcyaniden, welche meist in Wasser löslich sind.

**Versuch.** Man versetze Kupfersulfat mit einer frisch bereiteten Lösung von Cyankalium.

Zuerst entsteht ein anfangs gelber, bald grün werdender Niederschlag von Kupfercyanid, welcher sich aber auf weiteren Zusatz von Cyankalium wieder löst, indem sich durch die Verbindung beider lösliches Kaliumkupfercyanür bildet. Dieses Doppelsalz wird durch Alkalien nicht gefällt, kann also zur Herstellung einer alkalischen Kupferlösung dienen, welche für manche Zwecke (z. B. in der Galvanoplastik) besonders geeignet ist.

Ähnlich verhalten sich die Salze der meisten übrigen schweren Metalle. Wenn man z. B. eine Ferrosalzlösung mit  $\text{KCy}$  versetzt, so entsteht ein gelbroter Niederschlag von Ferrocyanid, welcher sich im Überschuße des Fällungsmittels zu

**Kaliumferrocyanid**,  $\text{K}_4\text{FeCy}_6$  ( $= 4\text{KCy} + \text{FeCy}_2$ ), löst: Gelbes Blutlaugensalz oder Kaliumeisencyanür. Gelbe Krystalle mit 3 Mol.

Wasser, in Wasser ziemlich leicht löslich. Die Lösung wird durch Alkalien nicht gefällt, giebt aber mit Ferrosalzen (in saurer Lösung) einen weissen, rasch blau werdenden, und mit Ferrisalzen einen tiefblauen Niederschlag. — Durch Einwirkung von Chlor oder Brom wird die Lösung grünlichrot, und durch Abdampfen derselben erhält man dann das

**Kaliumferricyanid**,  $K_3FeCy_6 (= 3KCy + FeCy_3)$ : Rotes Blutlaugensalz, Kaliumeisencyanid, dessen Lösung mit Ferrosalzen einen tiefblauen Niederschlag und mit Ferrisalzen keinen Niederschlag, sondern blofs eine dunkel blaugüne Färbung giebt.

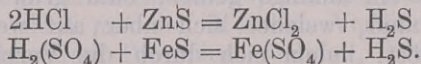
Rhodianwasserstoff- oder Schwefelcyanwasserstoffsäure (auch wohl kurz Sulfoeyansäure genannt),  $HCNS$ . Durch Kochen einer konzentrierten Lösung von  $KCy$  mit Schwefel und Abkühlen bilden sich Krystalle eines Salzes  $K(CNS)$ , aus dem man durch Destillation mit verdünnter Schwefelsäure eine sauer reagierende Flüssigkeit erhält, in der die freie Säure  $HCNS$  enthalten ist. Das mit  $K$ , bezw.  $H$  verbundene Radikal  $CNS$  wird Rhodan<sup>1</sup> oder Schwefelcyan genannt und besitzt wie das Cyan die Eigenschaften eines Halogens, bildet also mit Metallen Salze, welche den Haloidsalzen analog sind.

Das Rhodankalium färbt Lösungen von Ferrisalzen, je nach der Konzentration, blaßrot bis blutrot und kann wegen der Empfindlichkeit dieser Farbenreaktion als „Reagens“ für jene gelten.

Das Quecksilberrhodanid,  $Hg(CNS)_2$ , bläht sich beim Erhitzen ganz enorm auf und bildet voluminöse, wurmartige Gebilde (Pharao-schlangen).

## 2. Schwefelwasserstoff.

**81.** Schwefel und Wasserstoff lassen sich zwar direkt verbinden, weit bequemer aber ist die Darstellung des Schwefelwasserstoffs aus gewissen Schwefelmetallen, z. B. Schwefeleisen oder Schwefelzink, welche, mit verdünnter Schwefelsäure oder Salzsäure übergossen, schon bei gewöhnlicher Temperatur Schwefelwasserstoff geben:



Da man zu den folgenden Versuchen gröfsere Mengen von Schwefelwasserstoff nötig hat, so ist es am vorteilhaftesten, zur Entwicklung desselben einen KIPP'schen Apparat zu benutzen, dessen innere Kugel man mit gröblich zerstoßenem, staubfreiem Schwefeleisen füllt und darauf Salzsäure einwirken läßt, die mit ihrem gleichen Volum Wasser verdünnt ist.

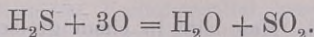
**Versuch.** Man entzünde den aus dem Apparat austretenden Schwefelwasserstoff (nach vorgängiger Prüfung) und halte über die Flamme einen umgekehrten Fuß-

<sup>1</sup>) griech. *ρόδεος* (*rodeos*), rosenfarbig, weil es mit Eisensalzen rot gefärbte Verbindungen giebt.



cylinder so, daß die Flamme von Zeit zu Zeit die Wand des Cylinders berührt (Fig. 224). Letztere bedeckt sich mit einem wässerigen Beschlag, und da, wo sie von der Flamme berührt wird, bildet sich ein gelber Fleck von abgeschiedenem Schwefel; zugleich tritt ein Geruch von schwefliger Säure auf.

**Ergebnis.** Schwefelwasserstoff ist brennbar und bildet bei der Verbrennung Wasser und schweflige Säure:



**Versuch.** Man leite Schwefelwasserstoff längere Zeit durch Wasser. Das Wasser nimmt den Geruch des Schwefelwasserstoffs an.

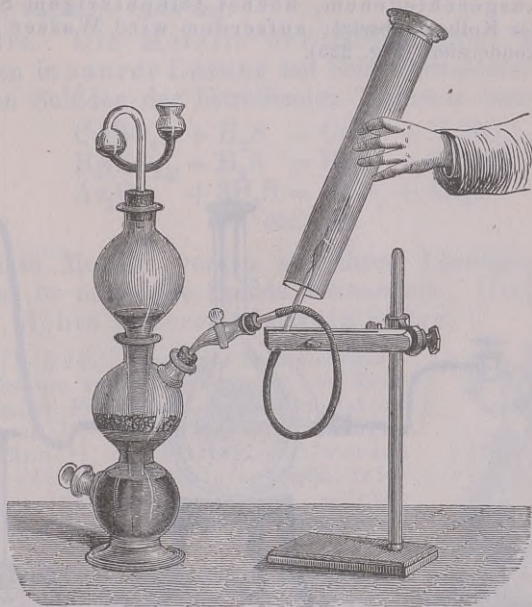
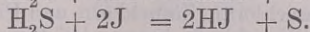
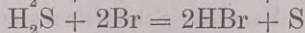
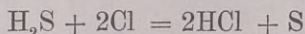


Fig. 224. Verbrennung von Schwefelwasserstoff.

**Ergebnis.** Schwefelwasserstoff ist in Wasser löslich; die Lösung heißt Schwefelwasserstoffwasser.

**Versuch** [T. § 244]. Man leite Schwefelwasserstoff a) in Chlorwasser, b) in Bromwasser, c) in Jodwasser: die Farben der Wässer verschwinden, und dafür tritt eine milchiggelbe Trübung von ausgeschiedenem Schwefel auf. Die Lösungen reagieren nachher sauer.

**Ergebnis.** Schwefelwasserstoff wird durch Halogene zersetzt: es scheidet sich Schwefel ab, und der Wasserstoff verbindet sich mit den freien Halogenen zu Haloidsäuren:



Der Schwefel setzt sich nach längerem Stehen als blafsgelber Bodensatz ab, und die Flüssigkeiten sind dann verdünnte Lösungen von Chlor-

wasserstoff, Bromwasserstoff, Jodwasserstoff. Dies ist eine Methode zur Darstellung der wässerigen Haloidsäuren, welche namentlich für Bromwasserstoff und Jodwasserstoff Anwendung findet, weil sie außerordentlich bequem ist.

**82. Versuch** [T. § 243]. Man leite in einen großen Ballon von der einen Seite Schwefelwasserstoff, von der andern Seite schweflige Säure ein, welche man durch Einwirkung von konzentrierter heißer Schwefelsäure auf Kupferschnittzel entwickelt. Beim Zusammentreffen der Gase bilden sich gelblichweiße Wolken von ausgeschiedenem, höchst feinpulvrigen Schwefel, welcher sich am Boden des Kolbens absetzt; außerdem wird Wasser gebildet, welches sich im Kolben kondensiert (Fig. 225).

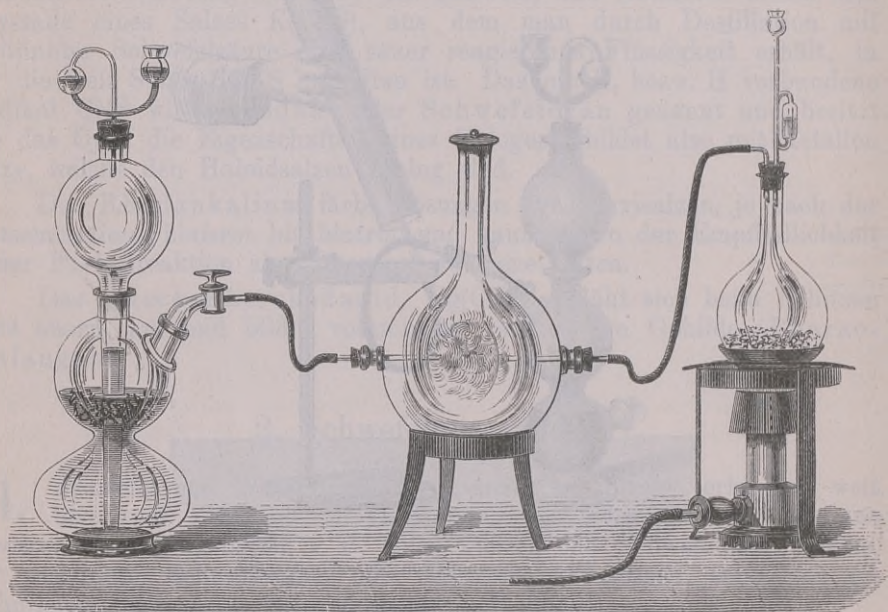
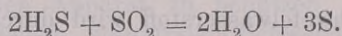


Fig. 225. Einwirkung von Schwefelwasserstoff auf schweflige Säure.

**Ergebnis.** Schwefelwasserstoff und schweflige Säure zersetzen sich wechselseitig, indem sich der Wasserstoff des einen mit dem Sauerstoff des andern verbindet:



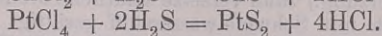
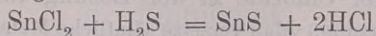
Der Schwefelwasserstoff reduziert also die schweflige Säure, indem er sich selbst zersetzt.

**Versuch** [T. § 245]. Man leite Schwefelwasserstoff durch stark mit Salzsäure versetzte Lösungen von Zinnchlorür, Zinnchlorid und Platinchlorid (Fig. 226). Es entstehen Niederschläge; bei Zinnchlorür braun, bei Zinnchlorid gelb, bei Platinchlorid schwarz.

**Ergebnis.** Die Metalle der Zinngruppe werden aus ihren sauren

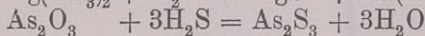
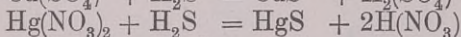
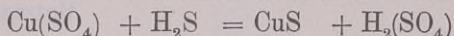


Lösungen durch Schwefelwasserstoff als Schwefelmetalle vollständig ausgefällt, und die Lösungen enthalten nachher nur freie Säure:



**83. Versuch** [T. § 245]. Man leite Schwefelwasserstoff in Lösungen von Kupfersulfat, Quecksilbernitrat, Bleinitrat, Kadmiumsulfat, arsenige Säure (durch Kochen mit Salzsäure hergestellt) und Brechweinstein (weinsaures Antimonoxyd-Kali), welche man durch Salzsäure angesäuert hat (Fig. 226). In allen Fällen bilden sich stark gefärbte Niederschläge, und zwar sind diese bei Kupfer, Quecksilber und Blei schwarz, bei Kadmium und Arsen gelb, und bei Antimon orange. Sie lösen sich in überschüssiger Salzsäure nicht auf.

**Ergebnis.** Die Metalle der Bleigruppe, sowie Arsen und Antimon, geben in saurer Lösung mit Schwefelwasserstoff Niederschläge, welche aus den Sulfiden der betreffenden Elemente bestehen.

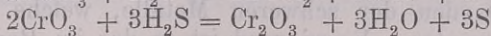
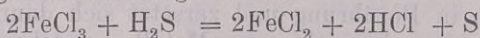


etc. etc. etc.

Auch diese Metalle werden aus ihren Lösungen vollständig abgeschieden und in unlösliche Sulfide verwandelt. Die Lösungen enthalten dann nichts anderes als freie Säure.

**Versuch** [T. § 245]. Man leite Schwefelwasserstoff in mit Salzsäure versetzte Lösungen von Zinksulfat, Mangansulfat, Ferrichlorid, Kaliumchromat und Kaliumpermanganat. Die ersten beiden Lösungen bleiben unverändert, die letzten drei werden unter Farbenwechsel durch blafs gelben, feinpulverig ausgeschiedenen Schwefel milchig trübe. In keinem Fall entsteht ein Schwefelmetall.

**Ergebnis.** Die Metalle der Eisen-Gruppe werden in saurer Lösung durch Schwefelwasserstoff nicht gefällt, nur diejenigen, welche höhere Oxyde (oder Chloride) enthalten: Ferrichlorid, Chromsäure und Übermangansäure, erleiden, wie der Farbenwechsel zeigt, eine Reduktion: gelbes Eisenchlorid wird in blafsgrünes Eisenchlorür, rote Chromsäure (in Oxyd, und dieses durch die vorhandene Salzsäure) in grünes Chromchlorid und Übermangansäure (in Oxydul, und dieses durch vorhandene Salzsäure) in blafsrotes Manganchlorür umgewandelt.



etc. etc. etc.

Der Schwefelwasserstoff wirkt also auf die Metalllösungen der Eisengruppe in saurer Lösung nur reduzierend



Fig. 226. Einwirkung von Schwefelwasserstoff auf Salzlösungen.

ein, was selbstverständlich nur dann der Fall sein kann, wenn die Metalle als höhere Oxyde oder Chloride in der Lösung vorhanden sind.

**Versuch.** (Fortsetzung.) Man versetze sämtliche Metalllösungen des vorigen Versuchs, solange sie noch mit Schwefelwasserstoff gesättigt sind, mit Ammoniak; es entsteht in allen ein Niederschlag, und zwar ist derselbe bei Eisen schwarz, bei Zink weiß, bei Mangansulfat und Permanganat fleischrot und bei Chrom schmutzigrün. Die ersten vier sind Sulfide, der letzte dagegen Chromoxyd.

**Ergebnis.** Die Metalle der Eisengruppe, mit Ausnahme von Chrom, werden in alkalischer Lösung durch Schwefelwasserstoff als Sulfide gefällt; nur Chromsalze scheiden Oxyd ab.

Um das verschiedene Verhalten der Metalle miteinander vergleichen zu können, leite man Schwefelwasserstoff durch eine Reihe von Flaschen,

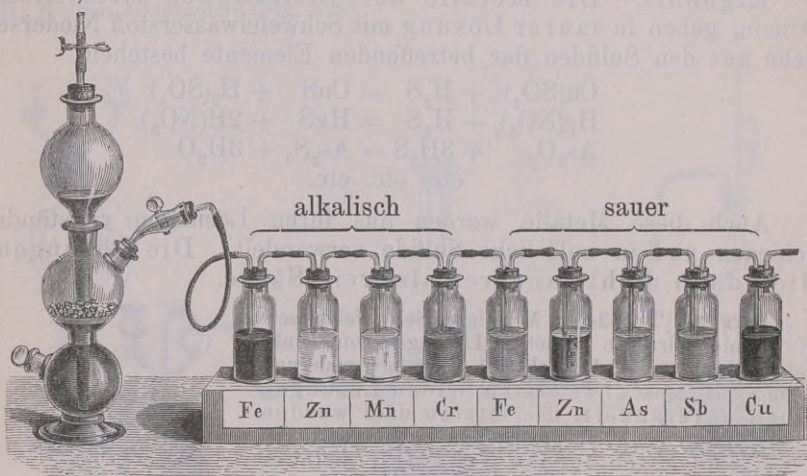


Fig. 227. Einwirkung von Schwefelwasserstoff auf Salzlösungen.

welche die betreffenden Lösungen in alkalischer, bzw. saurer Lösung enthalten. Dies ist durch Fig. 227 bildlich dargestellt, deren Erläuterung sich nach dem Vorausgegangenen von selbst ergibt.

Wegen dieses verschiedenen Verhaltens des Schwefelwasserstoffs zu den einzelnen Gruppen der schweren Metalle findet er in der analytischen Chemie zur Abscheidung und Trennung der Metalle vielfach Anwendung. (Ausführen!)

Der Schwefelwasserstoff bildet sich in der Natur an vielen Orten, wo organische, namentlich animalische Stoffe (die immer etwas Schwefel enthalten) bei beschränktem Luftzutritt in Fäulnis übergehen. Er wird durch die Wässer des Bodens gelöst, kommt mit den Mineralbestandteilen desselben in Berührung und zersetzt sich dann mit den im Boden enthaltenen Oxyden der schweren Metalle, welche dadurch in Sulfide umgewandelt werden. Vorwiegend ist es das im Boden überall verteilte Eisenoxyd, welches diese Umwandlung erleidet, und da Schwefeleisen eine schwarze Farbe besitzt, so erscheint das Erdreich in der Umgegend von Fäulnisstätten meist schwarz gefärbt. (Kloaken.)



### 3. Ammoniak.

84. Das Ammoniak läßt sich durch direkte Vereinigung von Stickstoff und Wasserstoff nicht erzeugen, allein indirekte Entstehungsweisen giebt es mehrere. Es tritt unter anderm auch unter den Fäulnisprodukten stickstoffhaltiger organischer (namentlich animalischer) Substanzen, sowie bei der trockenen Destillation fossiler Kohlen (siehe Leuchtgasbereitung S. 275) auf. Es wird jetzt fast nur aus den bei der Leuchtgasfabrikation abfallenden Wässern (Ammoniakwasser) als wässeriges Ammoniak oder Ammoniakflüssigkeit gewonnen. Aus dieser läßt es sich durch Erhitzen leicht in gasförmigem Zustande abscheiden. Wegen seines Wasserstoffgehaltes ist es brennbar, doch nicht in gewöhnlicher Luft, sondern nur in Sauerstoff.

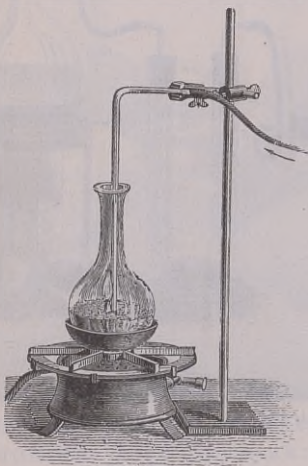


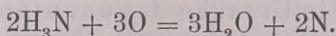
Fig. 228. Umgekehrte Ammoniakflamme.



Fig. 229. Verbrennung von Ammoniak.

**Versuch** [T. § 248b]. Man bringe in einen Ballon eine etwas starke Ammoniakflüssigkeit, erhitze dieselbe zum Sieden und leite dann durch ein gebogenes Rohr Sauerstoff hinein (Fig. 228). Hierauf halte man einen brennenden Span an die Mündung des Ballons. Es tritt schwache Explosion ein, und sogleich erscheint an der Mündung des Glasrohrs eine grünliche Flamme, welche, solange noch Ammoniak aus der Flüssigkeit entweicht, mit demselben ruhig fortbrennt.

**Ergebnis.** Die Flamme ist eine umgekehrte: Sauerstoff verbrennt in Ammoniakdämpfen zu Wasser, während freier Stickstoff abgeschieden wird.



Unter Umständen kann aber auch der Stickstoff an der Verbrennung mit Anteil nehmen, nämlich wenn die Verbrennung eine langsame ist:

**Versuch** [T. § 248c]. Man bringe in den Ballon, nachdem man Sauerstoff durch die Ammoniakflüssigkeit geleitet hat, eine vorher erhitzte Spirale aus dünnem Platindraht. Die Spirale kommt in der Gasatmosphäre des Kolbens zum Glühen, während sich zuerst weiße Nebel und dann rote Dämpfe um sie herum entwickeln. Erhitzt man jetzt das Ammoniak, bis das Gas in großen Blasen entweicht, so tritt, wenn man fortfährt, Sauerstoff einzuleiten, eine Entzündung des Gasgemenges unter lebhafter Explosion ein (Fig. 229).

**Ergebnis.** Die roten Dämpfe sind ein Zeichen für das Auftreten einer Sauerstoffverbindung des Stickstoffs (salpetrige Säure  $\text{N}_2\text{O}_3$ ).

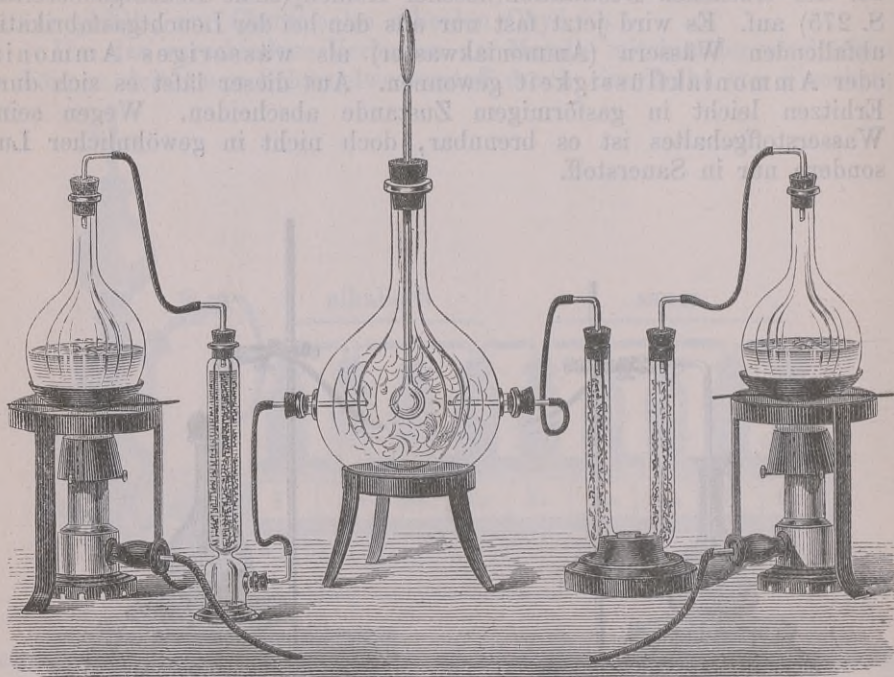
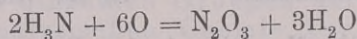


Fig. 230. Einwirkung von Ammoniak auf Chlorwasserstoff.

Das Ammoniak kann also hier nur nach der Gleichung:



oxydiert werden.

In derselben Weise wird auch in der Natur das sich durch Fäulnis organischer Körper entwickelnde Ammoniak durch den Sauerstoff der Luft unter Mitwirkung des feuchten Erdrreiches (und niederer Organismen) fortwährend langsam verbrannt, wobei sich zuerst salpetrige Säure bildet, die dann durch weitere Sauerstoffaufnahme schließlich in Salpetersäure übergeht.

Hierin liegt die Ursache der ununterbrochen fortgehenden Salpeterbildung in der Ackererde (Nitrifikation<sup>1</sup>). Da nun die

<sup>1</sup>) neulat. *nitrum*, Salpeter, und *facere*, machen.



Salpetersäure von den Pflanzen als Nahrungsmittel aufgenommen wird, welche dadurch ihren Stickstoffgehalt beziehen, so ist das Ammoniak als das Zwischenglied in der Reihe der Umwandlungsprodukte des absterbenden und des neu entstehenden Lebens zu betrachten. (Kreislauf des Stickstoffs.)

**85. Versuch** [T. § 249a]. Man leite in einen großen Glasballon von der einen Seite trockenes Ammoniak, von der andern Seite trockenes Chlorwasserstoffgas und verschließe den Ballon mit einem Kork, durch welchen ein Ätherthermometer gesteckt ist. Sobald die beiden Gase im Innern des Ballons zusammenreffen, tritt ein dicker weißer Rauch auf, welcher sich als trockenes Pulver auf dem Boden des Ballons ablagert. Hält man an das offene Ende des Ätherthermometers eine Flamme, so kann man, wenn die Reaktion einige Zeit im Gange ist, die durch die dabei auftretende Erhitzung entweichenden Ätherdämpfe entzünden (Fig. 230).

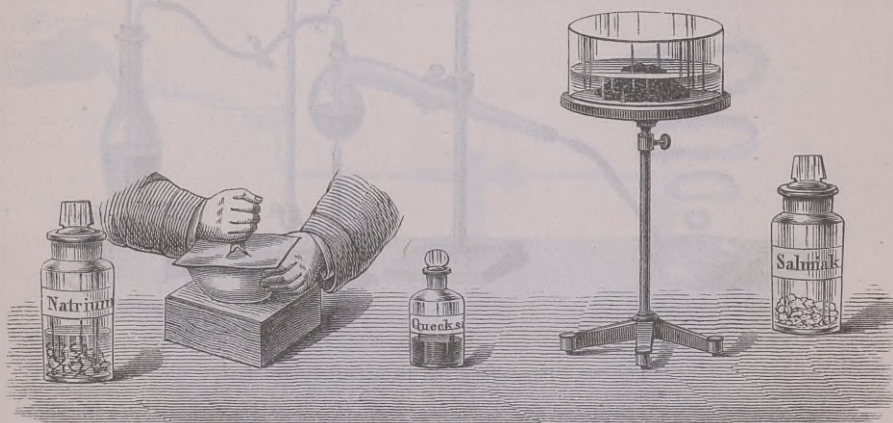
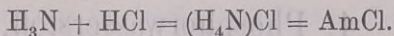


Fig. 231.

Ammoniumamalgam.

Fig. 232.

**Ergebnis.** Chlorwasserstoff und Ammoniak verbinden sich direkt unter starker Wärmeentwicklung miteinander zu Chlorammonium oder Salmiak:



Durch Aufnahme von 1 Atom H geht also das Ammoniak in das (hypothetische) Radikal Ammonium ( $\text{H}_4\text{N}$ ) über, welches sich wie ein Metall verhält und mit Halogenen, sowie mit Säureresten (S. 121) verbindet. Das Ammonium kann aus diesen Verbindungen nicht isoliert werden, ohne sogleich wieder in Ammoniak und Wasserstoff zu zerfallen, doch läßt sich seine metallische Natur durch folgenden Versuch darthun.

**Versuch** [T. § 249b]. Man stelle durch Zusammenreiben von Quecksilber mit Natrium (Fig. 231) Natriumamalgam her (Vorsicht!), dann werfe man das feste Natriumamalgam in eine wässrige Lösung von Salmiak (Fig. 232); es bläht sich zu einer schwammigen, metallisch glänzenden Masse auf, welche aber sehr unbeständig ist und unter Entwicklung von Wasserstoff und Ammoniak rasch zerfällt, wobei sich metallisches Quecksilber abscheidet.

Ergebnis. Das Natrium des Amalgams wirkt zersetzend auf das Ammoniumchlorid ein, indem es mit dem Chlor desselben Chlornatrium bildet, während sich die Atomgruppe  $H_4N$  (Ammonium) im Entstehungszustande mit dem Quecksilber des Amalgams zu Ammoniumamalgam verbindet:

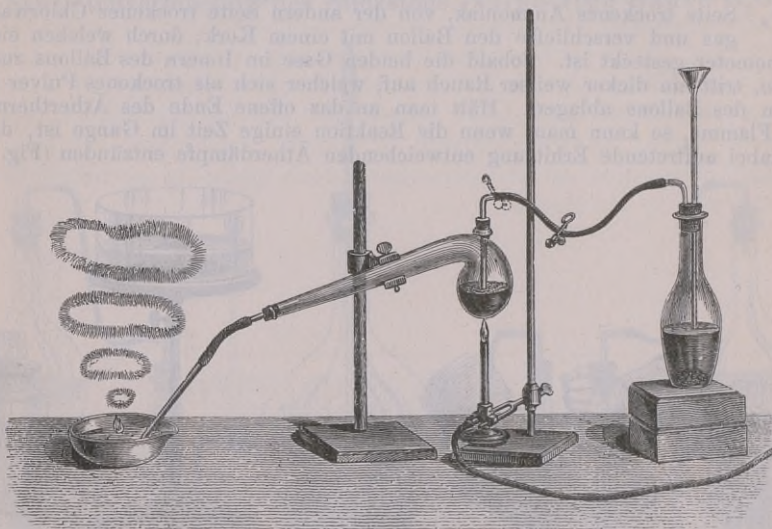
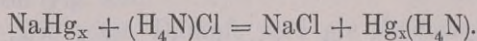
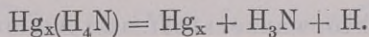


Fig. 233. Darstellung von Phosphorwasserstoffgas.

Dieses besitzt metallischen Glanz, aber keine chemische Beständigkeit. Es zerfällt sofort in Quecksilber, Ammoniak und Wasserstoff:



#### 4. Phosphorwasserstoff.

86. Man kennt drei Verbindungen des Phosphors mit dem Wasserstoff: eine gasförmige  $H_3P$ , eine flüssige  $H_2P$  (oder  $H_4P_2$ ) und eine feste  $HP_2$  (oder  $H_2P_4$ ).

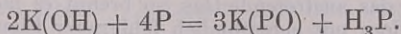
Der gasförmige Phosphorwasserstoff entspricht in seiner Zusammensetzung dem Ammoniak und ist in reinem Zustand nicht selbstentzündlich; enthält er aber eine geringe Beimengung von  $H_2P$ , so entzündet er sich, sobald er mit der Luft in Berührung kommt.

**Versuch** [T. 250a]. Man bringe in eine tubulierte Retorte, welche in der aus Fig. 233 ersichtlichen Weise mit einem Wasserstoffentwicklungsapparat verbunden und mit einer langen, in Wasser tauchenden Gasableitungsröhre versehen ist, Kalilauge und einige Stücke Phosphor, leite dann Wasserstoff durch den Apparat, bis alle Luft vollständig vertrieben ist, schliesse den Wasserstoffstrom ab und erwärme



die Retorte vorsichtig. Nach einiger Zeit treten aus dem Absperrwasser Blasen auf, welche sich an der Luft entzünden und unter Entwicklung schöner Rauchringe verbrennen. (Über die gefahrlose Beendigung des Versuchs vergl. T. § 250.)

Ergebnis. Kaliumhydrat und Phosphor zersetzen sich nach der Gleichung:



Es entsteht unterphosphorigsaures Kalium und Phosphorwasserstoffgas. Da sich dieses aber, wie der Versuch zeigt, von selbst entzündet, so muß es mit geringen Mengen  $\text{H}_2\text{P}$  vermischt sein, und deshalb muß neben der obigen Reaktion noch eine andere verlaufen.

Der Phosphorwasserstoff ist ein farbloses, eigentümlich knoblauchartig riechendes Gas, vor dessen Einatmung man sich zu hüten hat.

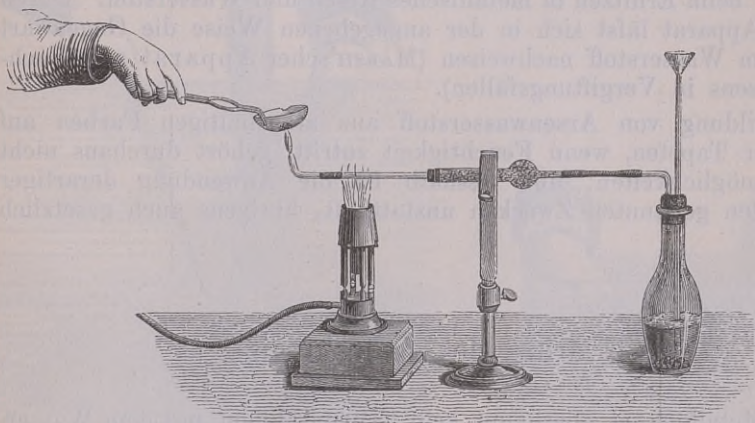


Fig. 234. Arsenwasserstoff.

Die in manchen Lehrbüchern sich findende Angabe, daß die sogenannten Irrlichter (deren Existenz übrigens durch keine genaue Beobachtung bewiesen ist) durch Entwicklung von selbstentzündlichem Phosphorwasserstoff aus Sümpfen entstünden, beruht auf einem Irrtum. Der Phosphor findet sich in der Natur nur im höchst oxydierten Zustande.

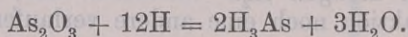
## 5. Arsenwasserstoff $\text{H}_3\text{As}$ .

87. Dieses Gas läßt sich in nahezu reinem Zustand durch Einwirkung von Salzsäure auf Arsenzink herstellen. Da es aber im höchsten Grade giftig wirkt, und seine hauptsächlichsten Eigenschaften auch aus einem Gasgemisch von viel Wasserstoff und wenig Arsenwasserstoff erkannt werden, so genügt es, behufs seiner Darstellung folgendermaßen zu verfahren.

**Versuch** [T. § 235]. Man verbinde eine Wasserstoffentwicklungsflasche mit einem Chlorcalciumtrockenrohr und dieses mit einer Gasausströmungsröhre aus schwer

schmelzbarem Glase, lasse dann längere Zeit Wasserstoffgas, welches aus reinem Zink und reiner Schwefelsäure dargestellt ist, hindurchströmen und erhitze das Rohr von aufsen (Fig. 234). Nun löse man eine geringe Menge arsenige Säure in einem Probiergläschen mit Salzsäure und giesse die Lösung durch das Trichterrohr. Nach kurzer Zeit bemerkt man an der erhitzten Stelle im Glasrohr die Abscheidung von metallisch glänzendem Arsen (Arsenspiegel). Entfernt man die Lampe und entzündet das austretende Gas, so brennt es nicht wie reiner Wasserstoff mit blafsblauer, sondern mit eigentümlich fahlgrauer Flamme, aus der sich auf einen hineingehaltenen Porzellanscherben schwarzgraue Flecke von Arsen abscheiden.

**Ergebnis.** Arsenige Säure wird durch Wasserstoff in statu nascenti zersetzt:



Das Arsenwasserstoffgas riecht knoblauchartig, ist giftig und zersetzt sich beim Erhitzen in metallisches Arsen und Wasserstoff. Durch den obigen Apparat läßt sich in der angegebenen Weise die Gegenwart von Arsen im Wasserstoff nachweisen (MARSH'scher Apparat zum Nachweis des Arsens in Vergiftungsfällen).

Die Bildung von Arsenwasserstoff aus arsenhaltigen Farben auf Wänden oder Tapeten, wenn Feuchtigkeit Zutritt, gehört durchaus nicht zu den Unmöglichkeiten, und deshalb ist die Anwendung derartiger Farben zu den genannten Zwecken unstatthaft, übrigens auch gesetzlich untersagt.

## 6. Hydrüre des Kohlenstoffs.

**88.** Kein Metalloid, ja überhaupt kein Element bildet mit dem Wasserstoff eine so große Zahl von Verbindungen, wie der Kohlenstoff. Eine eingehende Betrachtung derselben gehört indes nicht in die unorganische, sondern in die organische Chemie. Hier an der Grenzscheide dieser Gebiete sollen nur die beiden einfachsten Kohlenwasserstoffe betrachtet werden: das Sumpfgas und das ölbildende Gas.

**Sumpfgas, leichter Kohlenwasserstoff oder Methan,  $\text{CH}_4$ .** Wo Überreste von Pflanzenbestandteilen bei Gegenwart von Wasser und unter Luftabschluß Zersetzung erleiden: z. B. auf den schlammigen Böden sumpfiger Gewässer, entwickeln sich verschiedene Gase, unter denen sich auch das Sumpfgas befindet. Rührt man den Schlamm auf, so steigen Blasen empor, die man sammeln und in Cylinder füllen kann (Figg. 235—236). Das Gas läßt sich auch künstlich erzeugen, indem man Essigsäure mit gelöschtem Kalk erhitzt.

**Versuch.** Einen mit Sumpfgas gefüllten Cylinder halte man verkehrt, schiebe ein brennendes Licht hinein und ziehe es bald darauf wieder heraus, wie beim Wasserstoff beschrieben ist (vgl. Fig. 4, S. 8). — Das Licht verlöscht im Innern des Cylinders, zündet sich aber beim Herausziehen wieder an.

Ein Cylinder wird dann zu  $\frac{1}{3}$  mit Sumpfgas, zu  $\frac{2}{3}$  mit Sauerstoff oder  $\frac{1}{11}$  Sumpfgas und  $\frac{10}{11}$  Luft gefüllt und das Gemenge entzündet. — In beiden Fällen



tritt Explosion ein, welche selbstverständlich mit Sauerstoff erheblich stärker ist, als mit atmosphärischer Luft. (In ersterem Falle wähle man den Cylinder nicht größer als etwa 200 cem.)

**Ergebnis.** Sumpfgas ist farblos, geruchlos und brennt mit bläulicher, nichtleuchtender Flamme, vermag aber die Verbrennung anderer Körper nicht zu unterhalten. Es bildet, mit Luft gemischt, ein explosives Gemenge, und zwar sind schon verhältnismässig geringe Mengen Sumpfgas hierzu ausreichend, wie sich aus folgender Gleichung ergibt:

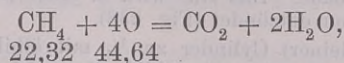


Fig. 235.



Fig. 236.

Sumpfgas.

d. h. ein Volum Sumpfgas wird durch 2 Volumen Sauerstoff oder durch  $2 \times 5$  Volumen Luft vollständig verbrannt; die Explosion tritt also schon ein, wenn die Luft sich mit  $\frac{1}{10}$  Volum Sumpfgas gemischt hat.

Die schlagenden Wetter in den Kohlenbergwerken leiten ihre Entstehung aus der Entwicklung vom Sumpfgas her, welches sich durch den Einfluß der Feuchtigkeit auf die fossilen Kohlen unter mangelhaftem Luftzutritt bildet und sich dann mit der Luft der Schächte und Stollen mischt. (DAVY'sche Sicherheitslampe.) Die Beseitigung der schlagenden Wetter erfolgt durch kräftige Ventilation der Schächte.

**89. Schwerer Kohlenwasserstoff, ölbildendes Gas** oder **Athylen**,  $\text{C}_2\text{H}_4$ , farbloses, vom Wasser nicht absorbierbares Gas vom spez. Gew. 0,978. Dieses Gas entsteht, wenn Substanzen organischen, namentlich pflanzlichen Ursprungs bei hoher Temperatur (durch

trockene Destillation) der Zersetzung unterworfen werden. Doch ist es in solchen Fällen immer mit andern Gasen, unter denen sich auch das leichte Kohlenwasserstoffgas befindet, vermisch. In fast reinem Zustand kann man es aus Alkohol (Weingeist, s. organische Chemie) herstellen, welchen man mit konzentrierter Schwefelsäure mischt und destilliert.

**Versuch** [T. § 256a]. Man mische in einem Kolben 1 Volum starken Alkohol mit 3 Volumen konzentrierter Schwefelsäure und setze so viel Sand zu, daß ein dicker Brei entsteht, verbinde dann den Kolben mit einem Gasableitungsrohr und erhitze vorsichtig im Sandbade. Das Gas wird in einer tubulierten Glasglocke aufgefangen (Fig. 237) und dann entzündet (Fig. 238).

Ferner werde ein (kleiner) Cylinder zu  $\frac{1}{4}$  mit ölbildendem Gas und  $\frac{3}{4}$  mit Sauerstoff oder (ein größerer) zu  $\frac{1}{16}$  mit ölbildendem Gas und  $\frac{15}{16}$  mit Luft gefüllt und dann das Gemenge entzündet. In beiden Fällen tritt Explosion ein.

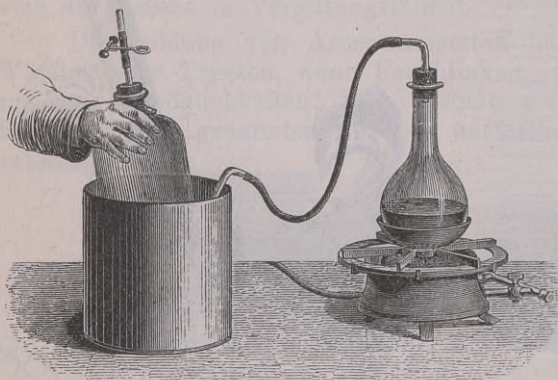


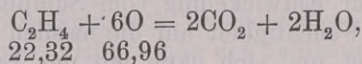
Fig. 237.

Ölbildendes Gas.



Fig. 238.

**Ergebnis.** Das ölbildende Gas brennt mit stark leuchtender Flamme und explodiert, wenn es zuvor mit Sauerstoff oder Luft in richtigem Verhältnis gemischt und dann entzündet wird. Die Mengenverhältnisse hierbei ergeben sich aus folgender Gleichung:



d. h. 1 Volum ölbildendes Gas verlangt 3 Volumen Sauerstoff oder  $3 \times 5 = 15$  Volumen Luft.

**90. Versuch.** Man erhitze in einem Porzellan- oder Platintiegel a) Öl (Baumöl oder Rüböl), b) Kolophonium, anfangs gelinde, zuletzt stärker. In beiden Fällen entweichen Gase, welche sich entzünden und mit großer, hell-leuchtender Flamme brennen. Im Tiegel bleibt kein Rückstand.



**Ergebnis.** Öle und Harze werden durch Hitze vollständig in gasförmige Produkte verwandelt, welche entzündlich sind und mit hell-leuchtender Flamme brennen.

**Versuch** [T. § 257]. Man fülle eine Retorte etwa zur Hälfte mit Sägespänen, verbinde den Hals derselben mit einer doppelt tubulierten Vorlage, welche mit einem Gasausströmungsrohr versehen ist, und erhitze, während man die Vorlage durch Über-gießen mit Wasser kühlt (Fig. 239). Die Sägespäne werden durch die Hitze zersetzt unter Entwicklung von Dämpfen, welche sich zum Teil in der Vorlage zu einer wässrigen und teerigen Flüssigkeit kondensieren, während aus dem Gasausströmungs-rohr ein Gas entweicht, welches sich entzünden läßt und mit leuchtender Flamme brennt.

Man wiederhole denselben Versuch mit gröblich gestossener Steinkohle. Auch hier sammelt sich in der Vorlage eine teerige und darüber eine wässrige Flüssigkeit, während ein mit einer leuchtenden Flamme brennendes Gas entweicht.

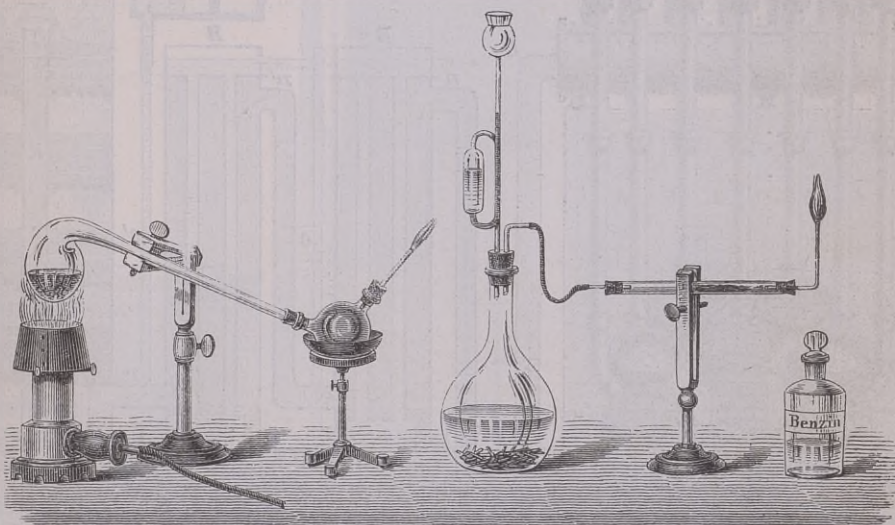


Fig. 239. Destillation von Holz und Steinkohlen.

Fig. 240. Leuchtendmachen von Wasserstoff.

In beiden Fällen hört die Gasentwicklung schließlicb auf, und in der Retorte verbleibt ein kohligcr Rest.

**Ergebnis.** Holz und Steinkohle werden ebenfalls durch Hitze zersetzt, aber nicht vollständig in gasförmige Produkte umgewandelt, sondern lassen eine kohlige Masse zurück, welche durch stärkeres Erhitzen weiter nicht verändert wird (Holzkohle und Koks). Sie geben überdies außer den entweichenden Gasen noch andere, durch Abkühlung kondensierbare Produkte, welche zum Teil wässriger, zum Teil teeriger Natur sind (Gaswasser und Teer); alle drei sind Gemenge verschiedenartiger chemischer Verbindungen, welche sich aus den der trockenen Destillation unterworfenen Substanzen durch Einwirkung der Hitze bilden, und deren Natur und relative Mengen je nach der Art der erhitzten Substanz und der Erhitzungstemperatur schwanken. Das ent-

weichende Gas enthält aber in allen Fällen ölbildendes Gas und Sumpfgas. Da es stets mit leuchtender Flamme brennt, so findet es als Leuchtgas die ausgedehnteste Benutzung und wird zu diesem Zwecke fabrikmäßig dargestellt.

**91. Leuchtgasfabrikation.** Steinkohlengas. — Das durch trockene Destillation der Steinkohle sich entwickelnde Gas ist nach Abscheidung des Teers ein Gemenge aus folgenden Bestandteilen: ölbildendes Gas, Sumpfgas, Kohlenoxydgas, Wasserstoff, Dämpfe der flüssigen (zum Teil kondensierten) teerigen Destillationsprodukte, Schwefelwasserstoff, Ammoniak, Kohlensäure und Wasserdampf. Nur

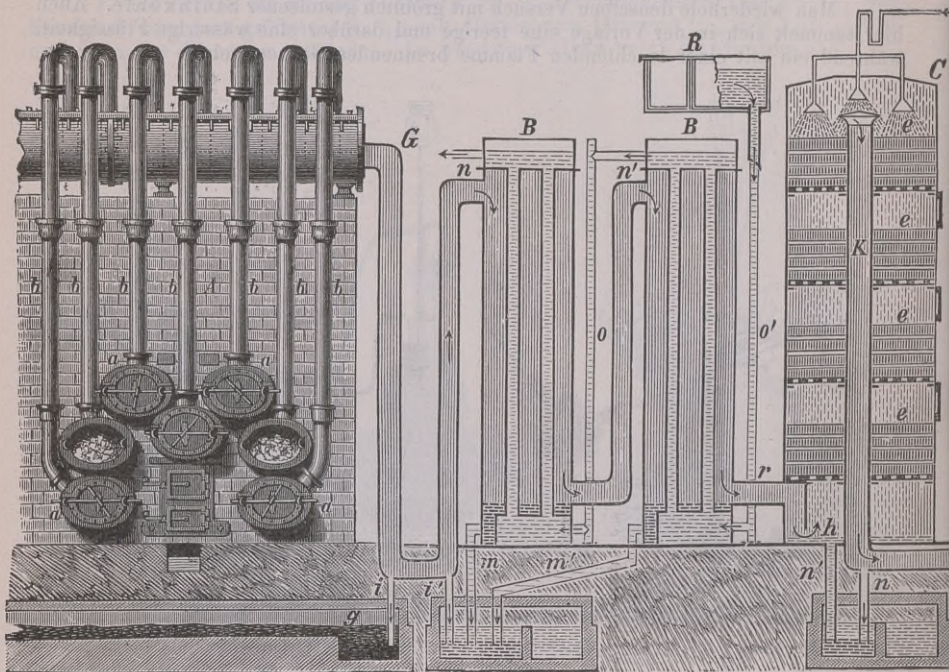


Fig. 241. Leuchtgasfabrik.

die ersten sechs Gase sind brennbar, die übrigen Produkte nicht. Letztere müssen also entfernt werden. Von jenen brennen nur das ölbildende Gas und die Dämpfe der teerigen Destillationsprodukte mit leuchtender Flamme. Der Schwefelwasserstoff giebt als Verbrennungsprodukt schweflige Säure, darf also ebenfalls nicht in dem Gase bleiben. Sumpfgas, Kohlenoxyd und Wasserstoff brennen zwar, aber leuchten nicht, allein durch Beimengung der Dämpfe der flüssigen und festen Destillationsprodukte des Teers wird ihre Flamme lebhaft leuchtend, und deshalb sind sie nicht nachteilig, sondern können im Gase bleiben. Das Ammoniak ist seiner Schwerverbrennlichkeit wegen ohne Bedeutung. Hiernach würde der Reinigungsprozess des Leuchtgases auf die Beseitigung von Schwefelwasserstoff, Ammoniak, Kohlensäure und Wasser hinzuwirken haben.

Dafs ein an sich mit nichtleuchtender Flamme brennendes Gas durch Beimengung gewisser brennbarer Dämpfe leuchtend gemacht werden kann, läfst sich sehr leicht zeigen, wenn man Wasserstoff durch ein Glasrohr leitet, welches Bims-



steinstücke enthält, die man mit etwas Benzin getränkt hat (Fig. 240). Der Wasserstoff brennt dann so lange mit stark leuchtender Flamme, als noch Spuren von Benzin in dem Rohr vorhanden sind.

Eine Steinkohlenleuchtgasfabrik ist in schematischer Darstellung in den Figg. 241 und 242 abgebildet; sie besteht aus folgenden Teilen:

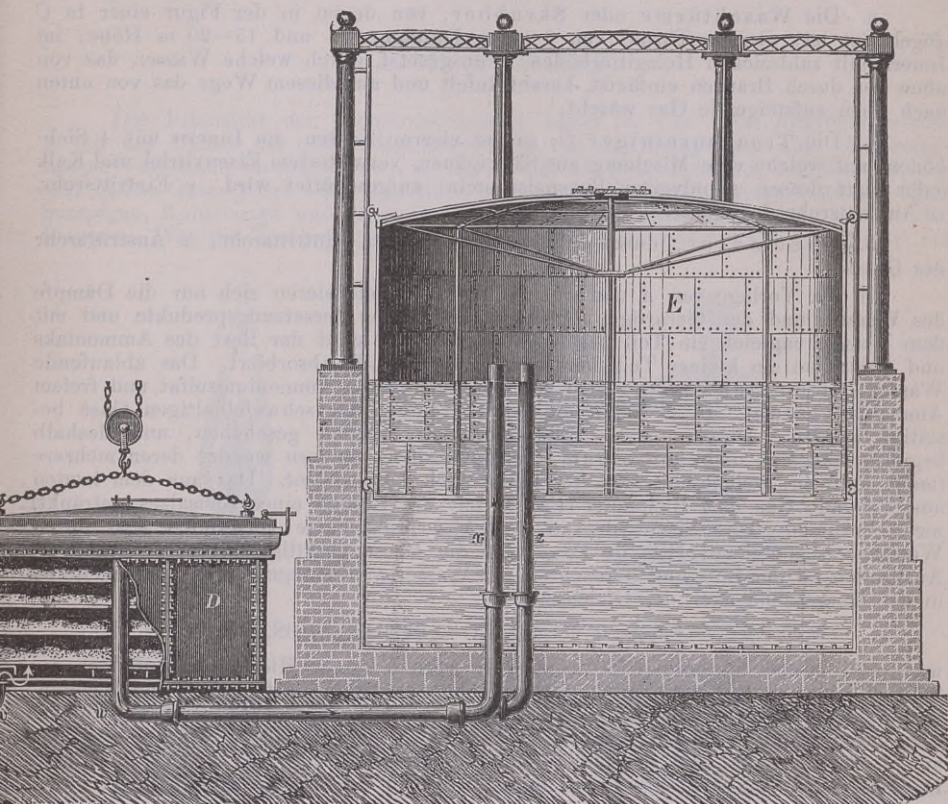


Fig. 242. Leuchtgasfabrik.

1. Retortenöfen, von denen in der Figur einer in *A* abgebildet ist; in diesen sind die flachcylindrischen Retorten *a* eingemauert. Diese werden mit Steinkohlen beschickt. Jede Retorte hat eine Ableitungsröhre *bb* für die entwickelten Gase, welche in eine Vorlage tauchen, die zur Abscheidung des Teers dient. *G* ist das Leitungsrohr für die nicht condensierbaren Gase und *i* eine Abflusssröhre für Teer in die Teergrube *g*.

2. Die Kühler oder Kondensatoren<sup>1</sup> für die letzten Reste teeriger Produkte. Sie bestehen aus mehreren, etwa 12–15 m hohen eisernen Cylindern, durch welche der Länge nach mehrere Röhren (meist 9, von denen in der Abbildung in jedem Cylinder *B* nur 2 zu sehen sind) gehen. Diese sind luftdicht in die Deck- und Fußplatte der Cylinder eingesetzt und werden von dem Gase, welches seinen Weg von *i*

<sup>1</sup>) lat. *condensare*, verdichten.

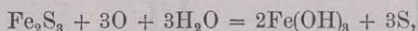
durch  $n$  nimmt und schliesslich durch  $r$  bei  $h$  austritt, allseitig umspült. Während so der Gasstrom in den Kühlcyindern seinen Weg von oben nach unten nimmt, strömt kaltes Wasser aus dem Reservoir  $R$ , durch  $o'$  und  $o$  nach unten und steigt in den Cylindern von unten nach oben auf, um schliesslich durch  $m'$  und  $m$  in eine Grube zu fliessen, in welcher es sich samt den noch kondensierten Teeranteilen ansammelt.

3. Die Waschtürme oder Skrubber, von denen in der Figur einer in  $C$  abgebildet ist: eiserne Türme von 3–4 m Durchmesser und 15–20 m Höhe, im Innern mit zahlreichen Holzgitterböden,  $e$ , ausgesetzt, durch welche Wasser, das von oben her durch Brausen einfliesst, herabträufelt und auf diesem Wege das von unten nach oben aufsteigende Gas wäscht.

4. Die Trockenreiniger  $D$ : grösse eiserne Kästen, im Innern mit 4 Siebböden, auf welche eine Mischung aus Sägespänen, verwittertem Eisenvitriol und Kalk (oder statt dessen gepulverter Raseneisenstein) aufgeschüttet wird.  $v$  Eintrittsrohr,  $w$  Austrittsrohr des Gases.

5. Gasometer, durch Wasser gesperrt.  $x$  Eintrittsrohr,  $z$  Austrittsrohr des Gases.

In der Vorlage von  $A$  und den Kühlern  $B$  kondensieren sich nur die Dämpfe des Wassers und der teerartigen, flüssigen und festen Zersetzungsprodukte und mit dem Wasser zugleich ein Teil des Ammoniaks; in  $C$  wird der Rest des Ammoniaks und ausserdem ein kleiner Teil des Schwefelwasserstoffs absorbiert. Das ablaufende Wasser (Ammoniakwasser) wird zur Darstellung von Ammoniumsulfat und freiem Ammoniak benutzt. In  $D$  sollen die letzten Spuren der schwefelhaltigen Gase beseitigt werden. Dies muss so vollkommen als möglich geschehen, und deshalb begnügt man sich nicht mit einem Trockenreiniger, sondern wendet deren mehrere (meist drei) an, welche das Gas der Reihe nach durchströmt. Das aus dem letzten ausströmende Gas darf Bleipapier (Papier mit der Lösung eines Bleisalzes getränkt) nicht bräunen. Das Eisenhydroxyd der Absorptionsmasse verwandelt sich durch Wechselersetzung mit  $H_2S$  in  $Fe_2S_3$ . Ist die Masse gesättigt, so wird sie durch Ausbreiten an der Luft und Befeuchten mit Wasser wieder regeneriert, wahrscheinlich in der Hauptsache nach der Gleichung:



was wohl 20 mal hintereinander wiederholt werden kann. Hierdurch häuft sich der Schwefel bis zu 40–50% an; ausserdem aber entstehen auch Cyan- und Rhodanverbindungen, welche aus der völlig erschöpften Masse gewonnen werden können. Zwischen  $C$  und  $D$  ist ein Apparat (Exhaustor<sup>1)</sup>) eingeschaltet, welcher das Gas aus  $A$  bis  $C$  absaugt und durch die folgenden Apparate bis zum Gasometer drückt. Dadurch wird ein nachteiliger, zu hoher Druck in den ersten Apparaten verhütet.

## II. Beleuchtung und Heizung.

92. Die Oxydationsprozesse sind stets von Wärmeentwicklung begleitet, wenn auch in gewissen Fällen (z. B. bei mancher langsamen Verbrennung) eine Temperaturerhöhung direkt nicht wahrnehmbar ist. Lichtentwicklung dagegen tritt (wenn wir von der langsamen Verbrennung

<sup>1)</sup> lat. *exhaustire*, ausschöpfen, leer machen.



des Phosphors absehen) nur bei der raschen Verbrennung ein, da nur hier der Oxydationsprozeß so lebhaft von statten geht, daß die verbrennenden Körper dadurch zum Glühen gelangen.

## 1. Beleuchtung.

Die Intensität der Lichtentwicklung hängt 1. von dem Aggregatzustand, 2. von der Dichte der glühenden Körper, 3. von der Temperatur ab. Gasförmige Körper verbreiten im allgemeinen weniger Licht als glühende feste und flüssige; nur sehr dichte Gase geben eine eigentlich leuchtende Flamme. Reines Wasserstoffgas, Sumpfgas, Kohlenoxyd und dergl. verbrennen nur mit bläulicher, wenig leuchtender Flamme. Was die Temperatur anbelangt, so läßt sich zwischen  $400^{\circ}$  und  $600^{\circ}$  bei



Fig. 243. Kerzenflamme.

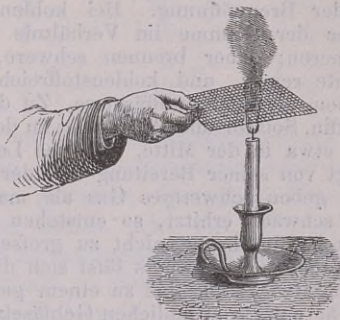


Fig. 244. Durchschnitt der Kerzenflamme.

Tag noch kein Licht wahrnehmen, im Dunkeln aber bemerkt man ein schwaches Glühen (Dunkelrotglut, Kirschrotglut); darauf folgt zwischen  $600^{\circ}$  und  $1000^{\circ}$  Hellrotglut, dann zwischen  $1000^{\circ}$  und  $2000^{\circ}$  Weißglut. Temperaturen, die noch höher liegen, scheinen die Lichtentwicklung wieder zu vermindern.

Zur Beleuchtung bedient man sich gewisser Öle und Fette aus dem Pflanzen- und Tierreiche oder der flüssigen fossilen Kohlenwasserstoffe (Petroleum), oder endlich der festen, flüssigen und gasförmigen Destillationsprodukte von Steinkohlen, Braunkohlen, Holz, Harz, Torf etc. (Paraffin, Solaröl, Leuchtgas). Alle diese Stoffe brennen mit Flamme.

Eine Flamme entsteht nur dann, wenn der verbrennende Körper entweder selbst gasförmig ist, oder bei der Verbrennungstemperatur Gasgestalt annimmt, oder endlich bei eben dieser Temperatur sich in gasförmige Produkte zersetzt. Um über die Natur der Flamme Aufschluß zu erlangen, beobachte man die Flamme einer gewöhnlichen Kerze (Fig. 243). Man erkennt drei verschiedene Bestandteile: zuerst einen blauen, wenig leuchtenden Teil, *a*, darüber einen leuchtenden, kegelförmigen Teil, *efg*, und dann um das Ganze eine fast gar nicht leuchtende, in der Entfernung kaum sichtbare Hülle, *bcd*. Die beiden letzteren Teile endigen oben in einer Spitze.

Wie das Innere der Flamme beschaffen ist, läßt sich zeigen, wenn man mit einem feinen Drahtnetz die Flamme in einer gewissen Höhe oberhalb des Doctes durchschneidet (Fig. 244). Letztere brennt dann nur unterhalb des Drahtnetzes, während oberhalb desselben die Gase wie nach dem Ausblasen des Lichtes aufsteigen. Das Innere der Flamme erscheint als dunkler Kern, umgeben von einem leuchtenden Ring, welcher dem leuchtenden Kegel (*efg*, Fig. 243) entspricht, und

ausserhalb dieses Ringes sieht man das Drahtnetz glühen. Das Innere der Flamme ist also nichtleuchtend; es besteht aus schweren, dichten Gasen (Kohlenwasserstoffen), welche noch nicht zum Glühen gelangt, aber schon so weit erhitzt sind, daß sie in Berührung mit dem Sauerstoff der Luft brennen. Diese Berührung erfolgt, sobald die Gase durch Aufsteigen dem äusseren Mantel der Flamme, der von Luft bis zu einer gewissen Tiefe durchdrungen wird, näher kommen. Werden diese Gase aber abgekühlt, ehe sie sich mit Sauerstoff verbinden können, so entweichen sie unverbrannt in Gestalt eines dunklen Rauches. Dasselbe findet statt, wenn der Sauerstoffzutritt zur vollständigen Verbrennung aller in der Flamme enthaltenen Gase nicht ausreicht. Auch in diesem Falle rußt die Flamme, und ihr Licht erscheint dunkelrot und wenig hell. Bei Vermehrung des Sauerstoffzutritts steigt die Lichtintensität bis zu einem gewissen Grade, dann aber, wenn die Sauerstoffzufuhr noch weiter steigt, nimmt die Flamme wieder an Leuchtkraft ab und wird schliesslich blau und wenig leuchtend. Daher ist die Luftzufuhr gehörig zu regeln. Dies geschieht bei Kerzen dadurch, daß man dem Dochte eine der Kerzendicke und der Natur des Brennmaterials entsprechende Dicke giebt (zu dicke Dochte geben stets rufende Flammen), bei Lampen durch die Weite und Form des Zugglases, bei Gas durch die Form und Weite der Brennöffnung. Bei kohlenstoffreichen Brennmaterialien muß die äussere Fläche der Flamme im Verhältnis zu ihrem Volum grösser sein, als bei kohlenstoffärmeren; daher brennen schwere, kohlenstoffreiche Öle mit dünnem und breitem Dochte reiner, und kohlenstoffreiche Gase müssen engere Schlitzte in den Brennern haben, als kohlenstoffärmere. Zu den kohlenstoffreicheren Brennmaterialien gehören Paraffin, Solaröl und Petroleum; zu den kohlenstoffärmeren Talg und fette Öle; Stearin steht etwa in der Mitte. Ob das Leuchtgas reicher oder ärmer an Kohlenstoff ist, hängt von seiner Bereitung und der Natur der Steinkohlen ab. Sogenannte fette Kohlen geben schwereres Gas als magere, und wenn man die Retorten in den Gasöfen schwach erhitzt, so entstehen schwerere Gase, als bei höherer Temperatur. Durch Einführung nicht zu grosser Mengen von reinem Sauerstoff in die Flamme des brennenden Körpers läßt sich die Intensität der Verbrennung und damit auch die Lichtentwicklung bis zu einem gewissen Grade steigern. Bläst man z. B. durch das Rohr einer gewöhnlichen Gebläselampe statt Luft Sauerstoff, so kann man durch Regulierung des Stromes eine Flamme von außerordentlicher Lichtstärke erhalten. Wenn man umgekehrt zu viel Luft oder auch gewisse andere Gase, z. B. Kohlensäure, mit dem Gase der Flamme mischt, so verliert diese ihre Leuchtkraft. Gasflammen werden auf diese Weise in dem bekannten BUNSENSchen Brenner vollständig erleuchtet.

## 2. Heizung.

**93.** Auch zur Entwicklung von Wärme behufs der Heizung bedient man sich fast ausschliesslich kohlenstoffhaltiger Brennmaterialien, indem man sie in geeigneten Apparaten (Öfen) der Oxydation unterwirft. Ein jeder Ofen muß so eingerichtet sein, daß diejenige Luft, welche zur vollständigen Verbrennung einer angemessenen Menge von Brennmaterial notwendig ist, in der erforderlichen Zeit Zutritt erhalten kann. Andernfalls entwickelt sich Rauch, und die Verbrennung ist unvollkommen. Grosse freibrennende Feuer rauchen stets. Bei Öfen wird der Luftzutritt von unten her durch den Rost vermittelt und durch die Esse, welche saugend wirkt (zieht), veranlaßt. Je höher und weiter und je wärmer die Esse, desto stärker der Zug. Zu weite Essen aber wirken nachteilig, weil sich in ihnen leicht eine Gegenströmung erzeugt.



Da der Rauch nicht nur lästig ist, sondern auch einen Verlust an Brennmaterial bewirkt, so strebt man nach der Einrichtung rauchfreier Feuerungen (Kettenroste, rotierende Roste, Treppen und Pultröste, Doppelroste, Roste, welche gestatten, das Brennmaterial von unten nachzuschieben etc.). Doch haben alle Konstruktionen bis jetzt das Problem noch nicht vollständig gelöst. Am geeignetsten erscheint die Feuerung mit Generatorgasen (vgl. S. 71).

Die Brennmaterialien unterscheiden sich sehr in Bezug auf ihren Heizwert. Holz, Torf, Braunkohle, Steinkohle, Holzkohle, Koks sind ihrer Zusammensetzung nach höchst verschieden, wie folgende Tabelle zeigt:

	Kohlenstoff.	Wasserstoff.	Sauerstoff.	Asche.
Holz . . .	50 %	5 %	44 %	1 %
Torf . . .	48 „	4 „	28 „	20 „
Braunkohle .	60 „	5 „	25 „	10 „
Steinkohle .	82 „	4 „	8 „	6 „
Holzkohle .	93 „	3 „	3 „	1 „
Koks . . .	90 „	2 „	2 „	6 „

Diese Zahlen gelten nur für vollkommen ausgetrocknete Materialien. In dem Zustande, in welchem sie zur Verbrennung verwendet werden, enthalten sie außerdem noch ein gewisses Quantum Wasser, welches 12 bis 20 % und mehr betragen kann. Bei der Wertschätzung der Brennmaterialien, auf Grund ihrer Zusammensetzung, kommt vornehmlich ihr Kohlenstoff- und Wasserstoffgehalt in Betracht. Je höher dieser ist, desto höher ist im allgemeinen die Heizkraft. Je größer dagegen der in dem Brennmaterial enthaltene Sauerstoff, desto geringer die Heizkraft s. u.). Die Asche ist stets von dem Gewichte des Brennmaterials in Abzug zu bringen. Nasse Materialien brennen erst, nachdem ihr Wasser verdampft ist, und hierdurch findet ein mitunter sehr beträchtlicher Wärmeverlust statt. Absichtliche Benetzung des Brennmaterials ist ein auf einem weit verbreiteten Vorurteil beruhender Mißbrauch.

Der Brennwert eines Materials läßt sich aus der Zusammensetzung theoretisch berechnen. Hierzu können folgende Unterlagen dienen:

1 kg	Wasserstoff	entwickelt	34000	Wärmeeinheiten,
1 „	Kohlenstoff	bei der Verbrennung zu $\text{CO}_2$	8000	Wärmeeinheiten,
1 „	„	„	CO	2473 „
1 „	Kohlenoxyd	„	CO <sub>2</sub>	2400 „

Unter Wärmeeinheit versteht man diejenige Wärmemenge, welche nötig ist, um 1 kg Wasser um 1° C. zu erwärmen. Der in dem Brennmaterial enthaltene Sauerstoff, welcher schon mit C und H chemisch verbunden ist, vermindert den Brennwert, weil die ihm entsprechende Wärmemenge bei der Oxydation nicht noch einmal entwickelt werden kann. Für ihn ist demnach eine entsprechende Zahl von Wärmeeinheiten abzuziehen. Da man aber nicht genau weiß, welcher Art die in den Brennmaterialien enthaltene Sauerstoffverbindung ist, so ist man auf



Das periodische System der Elemente

	1. Gruppe	2. Gruppe	3. Gruppe	4. Gruppe
—	Wasserstoff			
1. Periode	Lithium 7	Beryllium 9	Bor 11	Kohlenstoff 12
2. Periode	Natrium 23	Magnesium 24	Aluminium 27,5	Silicium 28
3. Periode	Kalium 39 Kupfer 63	Calcium 40 Zink 65	Scandium 43 Gallium 70	Titan 48 Germanium 72
4. Periode	Rubidium 85 Silber 108	Strontium 87,5 Kadmium 112	Yttrium 89 Indium 114	Zirkon 90 Zinn 118
5. Periode	Cäsium 133 — Gold 196	Barium 137 — Quecksilber 200	Lanthan 138 Ytterbium 173 Thallium 204	Cer 140 — Blei 207
6. Periode	—	—	—	Thor 232

Vermutungen angewiesen und wird deshalb immer nur annähernde Werte erhalten. Sicherer ist es, den Brennwert durch den Versuch zu bestimmen. In folgender Tabelle ist angegeben, wieviel Wärmeeinheiten 1 kg der gewöhnlichen (lufttrockenen) Brennmaterialien entwickelt.

1 kg Holz entwickelt etwa . . . . .	4000 Wärmeeinheiten.
1 „ Torf . . . . .	2500—3800 „
1 „ heller leichter Torf . . . . .	2900 „
1 „ brauner und schwarzer Torf . . . . .	3300 „
1 „ Braunkohle . . . . .	3500—4000 „
1 „ Steinkohle . . . . .	6000 „
1 „ Koks . . . . .	6000 „
1 „ Holzkohle . . . . .	7000 „

Unter Wärmeeinheit versteht man diejenige Wärmemenge, welche nötig ist, um 1 kg Wasser um 1° zu erwärmen. Das in der Tabelle angegebene Zahlenverhältnis ist ein Näherungswert, weil die Wärmeeinheiten, welche bei der Verbrennung der verschiedenen Brennmaterialien entwickelt werden, nicht nur von der Art des Materials, sondern auch von der Art der Verbrennung abhängen. Man erhält also nicht genau denselben Wärmewert für ein und dasselbe Material, wenn man es in der Luft verbrennt, als wenn man es in einem Sauerstoffstrom verbrennt. Es ist daher nur eine annähernde Angabe.

nach Lothar Meyer.

5. Gruppe	6. Gruppe	7. Gruppe	8. Gruppe
Stickstoff 14	Sauerstoff 16	Fluor 19	
Phosphor 31	Schwefel 32	Chlor 35,5	
Vanad 51	Chrom 52,5	Mangan 55	Eisen 56. Kobalt 58,6. Nickel 58,8
Arsen 75	Selen 79	Brom 80	
Niob 94	Molybdän 96	—	Ruthen. 103. Rhodium 104. Palladium 106
Antimon 120	Tellur 125	Jod 127	
—	—	—	
Tantal 182	Wolfram 164	—	Osmium 191. Iridium 193. Platin 194
Wismut 208	—	—	
—	Uran 240	—	

III. Das periodische oder natürliche System der Elemente.

Ordnet man die chemischen Elemente (mit Ausschluss des Wasserstoffs) nach der aufsteigenden Größe ihrer Atomgewichte in eine Reihe, so ergibt sich die merkwürdige Thatsache, daß die chemischen und physikalischen Eigenschaften der in der Reihe aufeinander folgenden Elemente (und deren Verbindungen) zwar von Glied zu Glied verschieden sind, nach einer gewissen Anzahl von Gliedern aber periodisch mehr oder minder vollständig wiederkehren. So erhält man Gruppen von Elementen, welche untereinander sehr ähnlich sind und gewissermaßen natürliche Familien bilden.

In dieser Weise ist die Tabelle auf S. 280 und 281 zusammengestellt, aus deren Betrachtung sich folgendes ergibt.

Der Wasserstoff bildet eine Reihe für sich.

Die beiden folgenden Reihen bilden zwei Perioden von je 7 Gliedern und ordnen sich so, daß die untereinander stehenden Elemente jeder einzelnen Gruppe chemisch analog sind, während von der 1. zur 7. Gruppe die Verschiedenheiten immer mehr und mehr, zuletzt bis zum vollständigen



Gegensatz, hervortreten. Bei diesen 14 Elementen ist also eine Abhängigkeit der chemischen Eigenschaften von dem Atomgewicht ganz unverkennbar.

Die 3. und 4. Periode bestehen nicht, wie die ersten beiden, aus 7, sondern der Reihe nach aus 17, bzw. 16 Gliedern, und die Übereinstimmung der untereinander stehenden Elemente tritt nur dann hervor, wenn man — wie es geschehen ist — für die 3 Glieder der Eisengruppe, Fe, Co und Ni, und ebenso für die der Platinmetalle, Ru, Rh und Pd, eine 8. Gruppe bildet, welche in den beiden ersten Perioden keine Vertreter hat. Außerdem schieben sich zwischen je zwei analoge Glieder der einzelnen Gruppen, z. B. zwischen K und Rb, Ca und Sr, As und Sb, Se und Te, Br und J, andere Elemente ein, welche mit jenen keine Ähnlichkeit besitzen, aber unter sich wieder gewisse Analogien zeigen. So entstehen sogenannte Nebengruppen, deren Namen in der Tabelle seitlich verschoben sind.

Die 5. Periode weist erhebliche Lücken auf, besonders zwischen den Atomgewichten 140 (Cer) und 182 (Tantal). Es darf angenommen werden, daß sich hier mehrere der noch weniger bekannten sogenannten seltenen Erdmetalle (s. S. 37) einordnen werden. Ferner ist auch hier wieder die 8. Gruppe, und zwar durch die drei übrigen Platinmetalle, Os, Ir und Pt, besetzt.

Die 6. Periode weist zur Zeit nur 2 Elemente auf.

Obwohl die Periodizität in den letzten Reihen weniger deutlich hervortritt und trotz des allerdings befremdenden Umstandes, daß in der 8. Gruppe die analogen Glieder nicht wie in den übrigen Gruppen unter-, sondern nebeneinander Platz finden, ergeben sich durch diese Zusammenstellung doch, wenigstens in den Hauptgruppen, zahlreiche auffallende Regelmäßigkeiten, welche unmöglich ohne Beachtung bleiben können.

1. In der 1. Hauptgruppe stehen (außer Wasserstoff) nur die Alkalimetalle. — In der 2. finden sich (außer Beryllium) das Magnesium und die Alkali-Erdmetalle. — In der 3. sind das Bor und die Erdmetalle vertreten. — Die 4. Hauptgruppe weist besonders die analogen Glieder Kohlenstoff und Silicium auf. — Die 5. Hauptgruppe enthält sämtliche Glieder der Stickstoffgruppe, — die 6. sämtliche Glieder der Sauerstoffgruppe, und endlich — die 7. alle Halogene. — Immerhin beachtenswert, wenn auch mit der oben erwähnten Einschränkung, ist es auch, daß sich in der 8. Gruppe nur Glieder der Eisen- und Platinfamilie finden.

2. In Bezug auf die Wertigkeit treten ähnliche Regelmäßigkeiten scharf hervor. Die 1. Hauptgruppe ist einwertig, die 2. (sogar einschließlich der Nebenglieder Zn, Cd, Hg) zweiwertig, die 3. dreiwertig und die 4. vierwertig. Nimmt man die Glieder der 5. Gruppe, was vielfach geschieht, als dreiwertig an (entsprechend den wichtigsten Wasserstoffverbindungen  $\text{NH}_3$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{AsH}_3$  und  $\text{SbH}_3$ ), so ergibt sich, daß die Wertigkeit, wie sie von der 1. bis zur 4. Gruppe regelmäßig aufsteigt, von der 5. an ebenso regelmäßig absteigt, denn die 6. Gruppe ist zwei-

wertig und die 7. wiederum einwertig. Es zeigt sich also in der Gesamtreihe der Elemente mit dem Anwachsen des Atomgewichtes ganz deutlich eine periodische Zunahme und Abnahme der Wertigkeit.

3. Die Verbindungsfähigkeit mit Sauerstoff nimmt in den sieben Hauptgruppen regelmäfsig zu. Die höchsten (basischen, bezw. sauren) Oxyde haben

	I.	II.	III.	IV.	V.	VI.	VII. Gruppe
die Formeln	$R_2O$	$RO$	$R_2O_3$	$RO_2$	$R_2O_5$	$RO_3$	$R_2O_7$ .

4. Die Verbindungsfähigkeit mit Wasserstoff, in den ersten 3 Gruppen ohne Belang, nimmt von der 4. Gruppe an regelmäfsig ab: Die Formeln sind:

in der	IV.	V.	VI.	VII. Gruppe
	$RH_4$	$RH_3$	$RH_2$	$RH$ .

5. Die Metalle sind hauptsächlich in den ersten, die Metalloide in den letzten Gruppen vertreten.

6. Ganz besondere Beachtung verdient die augenfällige Thatsache, daß sich der basen-, bezw. säurebildende Charakter der Elemente von der 1. bis zur 7. Gruppe regelmäfsig ändert. Die Elemente der 1. Gruppe bilden die stärksten Basen, die wir kennen. Hierauf folgen die ebenfalls noch starken Basen der 2. Gruppe; in der 3. und 4. Gruppe nimmt der basische Charakter der Oxyde ab, in den folgenden Gruppen tritt er ganz zurück und geht allmählich in den sauern über. Zieht man vom Bor bis zum Wolfram eine schiefe Linie, so sind die links und unterhalb derselben stehenden Elemente vorzugsweise basenbildend, und die rechts und oberhalb stehenden säurebildend.

7. Nicht nur die chemischen, sondern auch die physikalischen Eigenschaften der Elemente, und diese, wie es scheint, in noch weiterem Umfange, erweisen sich, wenn man sie in derselben Weise diskutiert, als periodische Funktionen der Atomgewichte. Ohne hierauf näher einzugehen, sei nur erwähnt, daß dies mit Sicherheit nachgewiesen ist für: das spez. Gewicht, das Atomvolum (Quotient des Atomgewichtes durch das spez. Gewicht), die Dehnbarkeit, die Schmelzbarkeit, die Flüchtigkeit, das Brechungsvermögen, die spez. Wärme und die Leitungsfähigkeit für Wärme und Elektrizität. Alle diese Eigenschaften nehmen in den einzelnen Perioden regelmäfsig zu und ab, so daß sie in den Mittellgliedern entweder ein Maximum oder ein Minimum erreichen.



## Sechster Abschnitt.

# Systematische Übersicht der anorganischen Chemie.

Eine nach Elementen geordnete Zusammenstellung aller in diesem Werke besprochenen einfachen und zusammengesetzten Körper der anorganischen Chemie.

Mit vorangestellter, allgemeiner Einleitung.

### 1. Allgemeines.

**Stellung und Aufgabe der Chemie** 35.

**Affinität** oder chemische Verwandtschaft 52. 53.

**Analyse** (Zersetzung) 35.

**Synthese** (Verbindung) 35.

**Elemente** (Urstoffe), Zahl und Einteilung 36. 37. — Verbreitung und Bedeutung für den Haushalt der Natur und des Menschengeschlechts 36.

**Atomlehre** 67. — Atome 68. — Atomgewichte der wichtigsten Elemente 69. — Atomvolum 69. — Moleküle oder Molekeln 69. — Molekulargewichte 69. — Molekularvolum 69.

**Avogadro'sches Gesetz** 88.

**Gay-Lussac'sches Gesetz** 93.

**Mariotte'sches Gesetz** 94.

**Gesetz der konstanten Verhältnisse** 67.

**Gesetz der vielfachen Verhältnisse** oder multiplen Proportionen 72.

**Valenz oder Wertigkeit** 76. — Verwandtschaftseinheiten 79. — Wechsel der Wertigkeit 79. — Wertigkeit der einzelnen Gruppen der Elemente, mit (5) Ausnahmen 77.

**Chemische Formeln**, Abhängigkeit von der Valenz 78. — Empirische

Formeln 235. — Rationelle Formeln 235. — Strukturformeln, Begriff 79. — Strukturformeln einiger Oxyde, Sulfide und Chloride 80.

**Gesättigte und ungesättigte Verbindungen** 79.

**Radikale** 235.

**Reste** 234.

**Status nascendi** (nascendi) oder Entstehungszustand 86.

**Stöchiometrie** 86.

**Chemische Gleichungen**, Richtigkeitstellung 82. 83.

**Berechnung der Gewichtsverhältnisse** chemischer Verbindungen 86.

**Berechnung der Volumverhältnisse** chemischer Verbindungen 88.

**Berechnung des spez. Gewichts** der Gase und Dämpfe aus dem Atom- und Molekulargewicht 89.

**Berechnung des absoluten Gewichts** der Gase und Dämpfe aus dem Volum 89.

**Berechnung des Volums** der Gase und Dämpfe aus dem absoluten Gewicht 91.

**Reduktionen** 52. — Reduktion durch Wärme 53; durch stärkere chemische Verwandtschaft 53. — Reduktion (Spaltung) durch Elektrizität 65.

**Reduktionsprozesse**, kulturhistorische Bedeutung 63.

**Reduktion** in der organischen Natur 64. **Addition**, einfache 52, doppelte 82.

**Substitution** 54. 82.

**Wechselzersetzung** 84.

**Metalle**, äußere oder physikalische Eigenschaften 1. 2. — Schwere und leichte Metalle 1. 2. 18. — Edle und unedle Metalle 7. — Legierungen 5. — Rosten; Verhalten beim Erhitzen 5. — Verkalkung (Oxydation) 15.

**Metalle**, Verhalten gegen verdünnte Salz- und Schwefelsäure: a) bei Abschluss von Luft 117. 118; b) bei Gegenwart von Luft (O) 119; c) unter Mitwirkung des elektrischen Stromes an der Anode 120, und Kathode 148.

**Metalle**, Verhalten gegen Salpetersäure (Auflösen, Oxydation) 238.

**Metalle**, Gewinnung durch Reduktion 58; durch Elektrolyse 149.

**Metalloxyde**, Farbe, Löslichkeit, Reaktion 34. — Umwandlung in Chloride durch Chlor 81; durch HCl-Gas 84. — Umwandlung in Sulfide durch Schwefel 82; durch  $H_2S$  85. — Reaktion mit wässrigen Säuren 116.

**Metallhydrate (Hydroxyde)**, Bildung 100 bis 103. — Natur 104. — Begriff, allgemeine Formel 113. — Darstellung auf direktem Wege durch Einwirkung von Wasser auf Anhydride, 100 bis 104. 105 bis 109. — Darstellung auf indirektem Wege durch Fällung von Salzlösungen mittels KOH 137. — Auflösung in KOH (Zinkate, Plumbate etc.) 137. — Wasserabspaltung durch Erhitzen (Anhydride) 102.

**Basische Hydrate (Basen)**, Begriff 113. — Neutralisation durch Säuren 113. — Starke und schwache Basen 135.

**Alkalische Basen (Alkalien)**, Farbe, Löslichkeit, Reaktion 34. 102.

**Säuren**, Nomenklatur 73.

**Säureanhydride**, Bildung, Verhalten zu Wasser 104. 105.

**Säurehydrate**, Natur, Bildung, Benennung 104. — Neutralisation durch Basen 113. — Begriff, allgemeine Formel 111 bis 113. — Hydrizität 111. 112. — Oxysäuren und Hydrosäuren (Wasserstoffsäuren oder Haloidsäuren) 51. 111. 112.

**Salze**, Begriff, Bildungsweise 113. — Nomenklatur 123 bis 127.

**Salze**, Darstellung aus Säuren und Basen 113. — Darstellung durch Auflösen von Metallen in Säuren 117.

**Salze**, Nomenklatur 123. — Neutrale, saure und basische Salze 125.

**Salze**, Löslichkeit (Unlöslichkeit), Löslichkeitsregel 128. — Gesättigte Lösungen 128. — Übersättigte Lösungen 129. — Latente Lösungswärme 131. — Kältemischungen 132.

**Salze**, Krystallisation, Krystallwasser 129. 130. — Verlust der Krystallform durch mechanische und chemische Verwitterung 199. — Chemische Verwitterung durch Krystallwasserverlust 130. 200; durch Aufnahme von Sauerstoff 200. 208; durch Spaltung 199. 200. — Reinigung durch Krystallisation 129.

**Salze**, Entwässerung durch Verwitterung und durch Erhitzen: calcinierte Salze 129. 130. — Farbenänderung durch Entwässern 130. — Wiederaufnahme des Krystallwassers 130.

**Salze**, Siede- und Gefrierpunkt der Salzlösungen 131.

**Salze**, Zersetzung durch Hitze 132 bis 135; durch Basen (Fällung, Präzipitation) 135; durch Säuren 139 bis 145; durch Salze 137; durch Metalle 146 bis 148; durch Elektrizität (Galvanoplastik und Galvanostegie) 148 und 149; durch Licht (Photographie) 150.

**Haloidsalze** 49. 51. 113. — Zersetzung durch Schwefelsäure 143.

**Oxysalze** 113. 114. 115.

**Doppel- und Tripelsalze** 132.

**Krystallsysteme** 152.

## 2. Die wichtigsten Elemente und deren anorganische Verbindungen.

**Sauerstoff,  $O^{II}$ ,**  
zweiwertig 77.

**Sauerstoff**, Entdeckung 10. — Geschichtliches: Phlogistische und antiphlogistische

sche Theorie 16. 17. — Darstellung aus  $HgO$  10. 11; aus Kaliumchlorat 246; aus Braunstein 253. 254; aus Bariumsuperoxyd 255.

Rosten 35. — Verbrennung (Oxy-



dation) 15. — Langsame Verbrennung 35. — Atmung 11. — Vermoderung 35. — Verwesung 35. — Rösten 83. — Masse des freien O in der Luft und des gebundenen im Wasser 35. — Atmosphärische Luft: Zusammensetzung (Argon, Metargon, Neon, Krypton) 17. — Absolutes Gewicht eines Liters Luft 89. — Flüssige Luft 13.

**Oxyde**, Natur und Verbreitung 34. — Indifferente Oxyde, Alkalien, Säuren 34. — Oxydationen an der Erdoberfläche 35. — Reduktion durch Wärme 53, durch H 53, durch C 55, durch K und Na 56, durch Mg und Al 57. — Nomenklatur 73. — Indirekte Darstellung 81. — Umwandlung in Chloride durch Cl 81; durch HCl 84. — Umwandlung in Sulfide durch S 82; durch  $H_2S$  85.

**Ozon**, Darstellung, Eigenschaften, Nachweis in der Luft (Ozonpapier) 256.

### Schwefel, $S^{II}$ , zweiwertig 77.

**Schwefel**, Eigenschaften, Handelssorten 26. — Modifikationen 27. — Vorkommen, *Mineralien* 27. 156. 164. — Verbrennung in O 11.

**Oxydationsstufen**, 234.

**Unterschweflige Säure**,  $H_2S_2O_3$ , Hydrizität 112. — Natriumhyposulfit: Benutzung als Fixiersalz in der Photographie 150; als Antichlor beim Bleichprozefs 250.

**Schweflige Säure**, **Schwefeldioxyd**, Schwefligsäureanhydrid  $SO_2$  74, Bildung, Eigenschaften 28. — Benutzung zum Bleichen, Desinfizieren und Konservieren 28, zur Fabrikation von Cellulose aus Holz in der Papierfabrikation 28. — Verdichtung 29. — Verhalten zu Wasser 104. — Darstellung durch Verbrennung von S, 28. 244; durch Rösten von Pyriten 83. 244; durch Reduktion von Schwefelsäurehydrat mittels Cu 234. — Wechselwirkung mit Salpetersäure in der Schwefelsäurefabrikation (Bleikammerprozefs) 243. — Benutzung als Antichlor beim Bleichprozefs 250.

**Schwefligsäurehydrat**, Unbeständigkeit 108. —  $[H_2SO_3]$  hypothetisch, Hydrizität 112. 234.

**Schwefeltrioxyd**, Schwefelsäureanhydrid,  $SO_3$ , 74. 104. 234. — Bildung und Darstellung, Eigenschaften, Auf-

bewahrung 104. — Verhalten zu Wasser 105.

**Schwefelsäurehydrat**,  $H_2SO_4$ , Eigenschaften, zerstörende Wirkung auf organische Körper 107. — Strukturformel  $S \begin{smallmatrix} \diagup O \diagdown \\ \diagdown O \diagup \end{smallmatrix} H$  106. 235; Schwefelsäurerest,  $SO_4$ , 106; Radical,  $SO_2$ , 235. — Bildung aus  $SO_3$  und  $H_2O$  unter starker Wärmeentwicklung 106; Verbindung mit Wasser 106. — Hygroskopizität 107. — Prozentgehalt der wässrigen Schwefelsäure 107. — Hydrizität 112. — Schwefelsäure als Reagenz für Bariumsalze zum Nachweis derselben 144. — Einwirkung der verdünnten Schwefelsäure auf Metalle 117 bis 120. — Einwirkung der konzentrierten heißen Säure auf Metalle: Reduktion durch Kochen mit Kupfer oder Silber 234; Affinerie des Silbers 236. — Bildung und Darstellung im Bleikammerprozefs 244; Bleikammerkrystalle 243. — Kammerensäure 244.

**Rauchende Schwefelsäure** oder Nordhäuser Vitriolöl,  $H_2SO_4 + xSO_3$  108. — Darstellung aus Eisenvitriol 133; aus  $H_2SO_4$  und  $SO_3$  108.

**Pyroschwefelsäure** oder **Dischwefelsäure**,  $H_2SO_4 + SO_3 = H_2S_2O_7$ , Abscheidung aus auchender Schwefelsäure 108.

**Sulfide**, Natur und Einteilung 41. — Nomenklatur 73. — Indirekte Darstellung aus Oxyden durch S 81; durch  $H_2S$  85. — Vorkommen als *Mineralien* 164. — Umwandlung in Oxyde durch O (Rösten von Pyriten) 83. 244.

**Schwefelwasserstoff**,  $H_2S$ , Darstellung 41. 260. — Eigenschaften 41. — Verbrennung 260. — Absorption durch Wasser 261. — Zersetzung durch Halogene 261. — Zersetzung durch  $SO_2$  262. — Verhalten gegen trockne Metalloxyde 85. — Verhalten zu Metallsalzlösungen (Anwendung in der analytischen Chemie zur Trennung und Abscheidung der Metalle): Zinngruppe 262; Bleigruppe 263; Eisengruppe in saurer Lösung 263 und in alkalischer Flüssigkeit 264. — Entwicklung bei der Fäulnis organischer (tierischer) Stoffe 264.

**Sulfat**, Zersetzung durch Hitze 132. — Vorkommen 166 bis 168; Gewinnung, technische Verwertung 207 bis 209.

**Schwefelchlorür**,  $S_2Cl_2$ , 74.

**Schwefelchlorid**,  $SOCl_2$ , 74.



**Chlor, Cl<sup>I</sup>,**

einwertig 77.

**Chlor**, Eigenschaften 42; Giftigkeit 43. — Wirkung auf Metalle: Metallchloride 44. 47. — Wirkung auf Metalloide: Metalloidechloride 47. — Darstellung aus Kochsalz, Braunkohle und Schwefelsäure 254.

**Oxydationsstufen des Chlors** 245.

**Chlormonoxyd**, Cl<sub>2</sub>O, 74. 245.

**Unterchlorige Säure**, Hydrat HClO, Hydrizität 112. — Darstellung durch Einwirkung von Cl auf HgO 247. — Bleichende Eigenschaften 248. — Eau de Javelle und Eau de Labarraque 248. — Chlorkalk: Darstellung, Benutzung in der Zeug- und Papierbleiche 250.

**Chlortrioxyd** [Cl<sub>2</sub>O<sub>3</sub>], hypothetisch 74. 245.

**Chlorige Säure**, Hydrat, HClO<sub>2</sub>, Hydrizität 112. 245.

**Chlortetroxyd**, Unterchlorsäure, Cl<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, 74. 240. — Bildung durch Zerfallen von Chlorsäure, Eigenschaften 246. — Stippfeuerzeuge 247.

**Chlorpentoxyd** [Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub>], hypothetisch 245.

**Chlorsäure**, Hydrat HClO<sub>3</sub>, 111. 245. — Chlorate (z. B. Kaliumchlorat), Zersetzung durch Erhitzen unter Entwicklung von O 245.

**Chlorheptoxyd** [Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>], hypothetisch 74. 245.

**Überchlorsäure**, Hydrat HClO<sub>4</sub>, 112. — Hydrizität 112. 245.

**Chloride**, direkte Darstellung durch Addition, Eigenschaften 44 bis 47. — Natur 51. — Nomenklatur 73. — Indirekte Darstellung aus Oxyden durch Chlor 81; durch HCl 84. — Vorkommen als *Mineralien* 166; technische Gewinnung, Benutzung 201 bis 206.

**Chlorwasserstoff**, Salzsäuregas HCl: Bildung, Eigenschaften, Reaktion 47. 48. — Sehr heftige Absorption durch Wasser 48. — Wässrige Salzsäure, Verhalten beim Erhitzen 48. — Hydrizität 112. — Reagenz zum Nachweis von Silber 141. — Fabrikation 143.

**Brom, Br<sup>I</sup>,**

einwertig 77.

**Brom**, Darstellung, Vorkommen, Eigenschaften 50; Bromwasser, Ausschütteln mit Äther, 50. — Verhalten gegen

Metalle und Metalloide 50. — Verbindung mit Metallen:

**Bromide und Bromüre**, Bildung, Eigenschaften 50.

**Bromwasserstoff**, HBr, Eigenschaften, Reaktion 50. — Hydrizität 112. — Darstellung 261.

**Jod, J<sup>I</sup>,**

einwertig 77.

**Jod**, Darstellung, Vorkommen, Eigenschaften 50. — Jodwasser, Ausschütteln mit Äther und Schwefelkohlenstoff 50. — Jodtinktur 50. — Blaufärbung des Stärkemehls 50. — Verbindung mit den Metallen:

**Jodide und Jodüre** 50.

**Jodwasserstoff**, HJ, Eigenschaften, Reaktion 50. — Hydrizität 112. — Darstellung 261.

**Fluor, F<sup>I</sup>,**

einwertig 77.

**Fluor**, Vorkommen, Darstellung, Eigenschaften 51; chemische Energie 51. — Verbindung mit den Metallen:

**Fluoride und Fluorüre** 51.

**Fluorwasserstoff**, HF, Flußsäure; Darstellung aus Flußspat 144. — Anwendung zum Ätzen des Glases 144.

**Stickstoff N<sup>V</sup> (und N<sup>III</sup>),**

fünf- (und drei-)wertig.

**Stickstoff**, Abscheidung aus der Luft 9. — Eigenschaften 11. — Begleiter des Stickstoffs in der Atmosphäre: Argon, Metargon, Neon, Krypton 17.

**Oxydationsstufen des Stickstoffs** 236.

**Stickstoffoxydul**, N<sub>2</sub>O, 74. 236. — Darstellung, Eigenschaften (Lachgas) 243. — Unterhaltung der Verbrennung 243.

**Stickoxyd**, NO, 74. 236. — Darstellung 237. — Eigenschaften 242. — Oxydation an der Luft 242. — Explosives Gemenge mit CS<sub>2</sub>-Dampf 242.

**Stickstoffdioxyd** (Untersalpetersäure), NO<sub>2</sub>, 236. — Bildung durch Zersetzung von Bleinitrat 236. — Bildung aus NO an der Luft durch Aufnahme von O 237.

**Stickstofftrioxyd** oder Salpetrigsäure-Anhydrid, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, 74. 236.

**Salpetrige Säure**, HNO<sub>2</sub>, Bildung aus NO<sub>2</sub>, O und Wasser und Übergang in



Salpetersäure 242. — Hydrizität 112. — Nachweis 240.

**Stickstoffpentoxyd**, Salpetersäureanhydrid,  $N_2O_5$ , 74, 236. — Bildung, Aufbewahrung 105. — Verhalten zu Wasser 108.

**Salpetersäurehydrat**,  $HNO_3$ , Bildung aus  $N_2O_3$ , O und Wasser 242. — Zerfallen in der Wärme, Strukturformel  $O \gg N - O - N \ll O$  236. — (Radikal:  $-N \ll O$  237; Rest:  $-O - N \ll O$  108). —

Hydrizität 112. — Wässrige Salpetersäure (Scheidewasser), Prozentgehalt 108. — Oxydierende Eigenschaften: Salpetersäure als Oxydationsmittel für Metalle und organische Körper 238, und als Depolarisationsmittel in der BUNSEN'schen Kette 238; als Lösungsmittel für Metalle 238. 239. — Nachweis 240. — Wechselwirkung mit  $SO_2$ : Fabrikation der Schwefelsäure 243. —

**Nitroschwefelsäure**,  $SO_2(OH)NO_2$ , Bleikammerkristalle 243.

**Rote, rauchende Salpetersäure**,  $HNO_3 + xNO_2$ , 109.

**Königswasser** (Salpetersalzsäure) 240.

**Nitrate**, Vork. als *Mineralien* 171. — Zersetzung durch Erhitzen 134. — Salpeter, Bildung im Erdboden (Nitrifikation, Salpeterplantagen) 215. — Technische Gewinnung und Verwertung 215 bis 217. — Sauerstoffentwicklung und Oxydation durch schmelzenden Salpeter, Schiefspulver 240. 241. — Andere explosive Gemenge 241. 241.

**Ammoniak**,  $NH_3$ , Zusammensetzung, Formel, Natur 120. — Bildung und Vorkommen 121. 265. — Ammoniakgas, Kondensation, Siedepunkt ( $-37^\circ$ ) 121. — Darstellung von  $NH_3$  durch Zersetzung von  $NH_4Cl + Ca(OH)_2$  139. — Anwendung zur Darstellung der Solvaysoda 212. — Verbrennung von  $NH_3$  durch freien O 265; durch trockene Chromsäure 251. — Langsame Verbrennung erst zu salpetriger Säure, dann zu Salpetersäure (Nitrifikation) 266. — Wechselwirkung mit HCl-Gas (Salmiaknebel) 267.

**Ammoniakflüssigkeit** (Salmiakgeist), Eigenschaften, Reaktion 120. — Neutralisation durch Säuren 120. — Verdunstungskälte (Eismaschine) 121. — Spez. Gew. und Prozentgehalt 122. —

Benutzung als flüchtiges Alkali und als Medikament 122.

**Ammonium und Ammoniumsalze** 120. 121. — Metallische Natur 267.

**Phosphor,  $P^V$  (und  $P^{III}$ ),**  
fünf- (und drei-)wertig 7.

**Phosphor**, Modifikationen: a) weißer, Eigenschaften, Benutzung 29; Verbrennung in Sauerstoff 11, und unter Wasser 29. — Verbrennung unter Wasser durch  $Cl_2O_4$ . — Darstellung aus Knochenasche 218. — b) roter oder amorpher 29.

**Phosphortrioxyd**,  $P_2O_3$ , 74.

**Phosphorpentoxyd**, Phosphorsäureanhydrid,  $P_2O_5$ , Bildung 30. — Reduktion durch C 56. — Eigenschaften, Aufbewahrung 105.

**Phosphorsäurehydrate**, Bildung, Eigenschaften 109: Metaphosphorsäure  $HP_3$ , Pyrophosphorsäure  $H_4P_2O_7$ , Orthophosphorsäure  $H_3PO_4$  109. — Hydrizität 112. — Bedeutung der Orthophosphorsäure für das Wachstum der Pflanzen und Tiere 217.

**Phosphate**, Verhalten beim Erhitzen 135. — Vork. als *Mineralien* 171. 172. — Phosphate als Düngemittel: Guano 217, Fischguano 218, Knochenmehl, entleimtes Knochenmehl, präzipitiertes Knochenmehl 218, Knochenasche, Phosphorit 218, Thomasschlacke 62. 219.

**Phosphorpentasulfid**,  $P_2S_5$ , 74.

**Phosphorchlorür**,  $PCl_3$ , 74.

**Phosphorchlorid**,  $PCl_5$ , 74.

**Phosphorwasserstoff**,  $H_3P$ ,  $H_2P$  (oder  $H_4P_2$ ) und  $HP_2$  (oder  $H_2P_4$ ), Darstellung, Selbstentzündlichkeit 268.

**Arsen,  $As^V$  (und  $As^{III}$ ),**  
fünf- (und drei-)wertig 77.

**Arsen**: Geschichte, Eigenschaften 30. — *Mineralien* 30. 156. — Verflüchtigung (Arsenspiegel) 30; Verbrennung 30.

**Arsentrioxyd**, Arsenige Säure,  $As_2O_3$ , Bildung durch Verbrennung von As 31; Eigenschaften 31; Giftigkeit: Rattengift; Arsenikesser 31; Benutzung 31. — Reduktion durch C 55. — Umwandlung in  $As_2S_3$  durch S 82; durch  $H_2S$  85. — Vork. als *Arsenblüte* oder *Arsenit* 158.

**Arsenpentoxyd**,  $As_2O_5$ , 74.

**Arsenmonosulfid**,  $As_2S_3$ , 74.



**Arsendisulfid**,  $\text{As}_2\text{S}_2$ , Vork. als *Realgar* 164.

**Arsentrisulfid**,  $\text{As}_2\text{S}_3$ , 74. — Vork. als *Auripigment* 164.

**Arsenpentasulfid**,  $\text{As}_2\text{S}_5$ , 74.

**Arsenchlorür**,  $\text{AsCl}_3$ , 74.

**Arsenwasserstoff**,  $\text{AsH}_3$ : Darstellung, Zersetzung durch Erhitzen (Nachweis des Arsens im MARSH'schen Apparat) 276.

**Antimon**,  $\text{Sb}^{\text{V}}$  (und  $\text{Sb}^{\text{III}}$ ),  
fünf- (und drei-)wertig 77.

**Antimon**, Geschichte, Eigenschaften, *Mineralien* 32. 157. 158. — Legierung (Letternmetall) 32.

**Antimontrioxyd**, **Antimonige Säure**,  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ , 32. 74. — Reduktion durch C 56. — Vork. als *Weißspießglaserz* und *Antimonoeker* 158.

**Antimonpentoxyd**, **Antimonsäure**,  $\text{Sb}_2\text{O}_5$ , 74. — Vork. als *Stiblich* 158.

**Antimonsulfür**, **Antimontrisulfid**,  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ , 74. — Vork. als *Grauspießglaserz* 164.

**Antimonsulfid**,  $\text{Sb}_2\text{S}_5$ , 74.

**Antimonchlorür**,  $\text{SbCl}_3$ , 74.

**Antimonchlorid**,  $\text{SbCl}_5$ , 74.

**Kohlenstoff**,  $\text{C}^{\text{IV}}$ ,  
vierwertig 77.

**Kohlenstoff**: Vorkommen 21; Gewinnung (Kohlenmeiler) 22. — Verhalten in der Glühhitze 22. — Allotropische Modifikationen (organische Kohle, Graphit, Diamant) 23. — Absorptionsvermögen 23. — Anwendung zur Entfärbung und Desinfektion 23. — Plastische Kohle 23. — Verbrennung in Sauerstoff 24. — Anwendung als Reduktionsmittel 55. — Reduktion in der organischen Natur 65. — Vork. als *Diamant* 156, *Graphit* 156. — Kohlenstoffhaltige Mineralien 179 und Gesteine 195–196.

**Carbide** oder **Carburete** 62. — Eisen-carbid 63. — Calciumcarbid 63. — Andere Metall- und Metalloidecarbide 63.

**Kohlenoxyd**,  $\text{CO}$ : Darstellung, Eigenschaften, physiologische Wirkung, technische Anwendung 70. 71. 74. — Generatorgas 71. — Wassergas 72.

**Kohlensäure**, **Kohlendioxyd**, **Kohlensäureanhydrid**,  $\text{CO}_2$ , Bildung und Eigenschaften 24. — Verdichtung:

flüssige und feste 24. — Absorption durch Wasser (kohlen-saures Wasser) 24. — Vork. in der Natur: frei als Bestandteil der Atmosphäre, ausströmend aus dem Erdboden, als Bestandteil von Mineralquellen (Säuerlinge) 25; gebunden in den Karbonaten 168 bis 171. — Diffusion 25. — Geschichte 26. — Reduktion durch K und Na 57. — Verhalten zu Wasser 105. — Darstellung aus Karbonaten 141.

**Kohlensäurehydrat**, Unbeständigkeit 104. 110. —  $[\text{H}_2\text{CO}_3]$  Hydrizität (hypothetisch) 112.

**Karbonate**: Vork. als *Mineralien* 168 bis 171. — Zersetzung durch Hitze 134; durch Säuren 141. 142. — Gewinnung und technische Verwertung 209–215.

**Kohlenstoffsulfid**, **Schwefelkohlenstoff**,  $\text{CS}_2$ : Bildung, Eigenschaften, Verhalten 41; als Lösungsmittel 41. — Verdunstungskälte 41. 74. — Optisches Verhalten 41.

**Kohlenstoffchlorid**,  $\text{CCl}_4$ , 74.

**Kohlenwasserstoffe**, Hydrüre des Kohlenstoffs 270.

**Sumpfgas**, **Methan**, leichter **Kohlenwasserstoff**,  $\text{CH}_4$ , 270. — Darstellung, Eigenschaften, Vork. in Sumpfwässern und Kohlenbergwerken, Explosion (schlagende Wetter) 271.

**Ölbildendes Gas**, **Äthylen**, schwerer **Kohlenwasserstoff**,  $\text{C}_2\text{H}_4$ : Darstellung, Eigenschaften 271. 272. — Explosion mit Luft 272. — Bestandteil des Leucht-gases 273. — Gasfabrikation 274.

**Cyan**,  $\text{CN} = \text{Cy}$ : Bildung, chemische Natur (Radikal) 258. — Cyanide 258. 259.

**Cyanwasserstoff**, **Blausäure** 259.

**Rhodan**, **Schwefelcyan**,  $\text{CNS} = \text{Rh}$ , als Radikal 260. — Rhodanide 260.

**Rhodanwasserstoff**,  $\text{CNSH}$ , 260.

**Bor**,  $\text{B}^{\text{III}}$ ,  
driewertig 77.

**Bor**: Vork., Verbrennung 32.

**Bortrioxyd**, **Borsäureanhydrid**,  $\text{B}_2\text{O}_3$ , 32. 74. — Verhalten zu Wasser 105. — Flammenfärbung 33. — Verhalten beim Glühen 33.

**Borsäurehydrat**,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ , Löslichkeit 32. — Verwendung als Desinfektionsmittel 33. — Vork. als *Sassolin* 33. 158. Entwässerung 110. — Hydrizität 112.



**Borax**,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 10\text{H}_2\text{O}$ : Darstellung, Verwendung 219. — Vork. als *Mineral* 172.

**Borchlorid**,  $\text{BCl}_3$ , 74.

**Calciumborat**,  $\text{CaB}_4\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{O}$ , Vork. als *Borocalcit* 172.

**Magnesiumchloroborat**,  $\text{Mg}_7\text{Cl}_2\text{B}_{16}\text{O}_{30}$ , Vork. als *Boracit* 172.

### Silicium, $\text{Si}^{\text{IV}}$ ,

vierwertig 77.

**Silicium**: Eigenschaften, Verbrennung 33.

**Kieselsäureanhydrid**, Siliciumdioxid,  $\text{SiO}_2$ , 74. — Künstlich dargestellt 33. 141. — Vork. in zahlreichen *Mineralien* 33; *Quarz-* und *Opalfamilie* 158–161. — Verwendung 33. — Verhalten zu Wasser 105.

**Kieselsäurehydrate**, direkte und indirekte Bildung 110.

**Orthokieselsäure**,  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ , gelöste und kolloidale 110. — Hydrizität 112. — Darstellung in Lösung und als Gallerte 140. — Anhydrobildung 141.

**Metakieselsäure**,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ : Bildung 110. — Hydrizität 112.

**Dikieselsäure**,  $[\text{H}_2\text{SiO}_5]$ , hypothetisch, Hydrizität 111. 112.

**Trikieselsäure**,  $[\text{H}_4\text{Si}_3\text{O}_8]$ , hypothetisch, Hydrizität 111. 112.

**Polykieselsäuren** 111.

**Silikate**, Verhalten beim Erhitzen 135. — Vork. als *Mineralien* und *Gesteine* 173 bis 179 und 185–198. — Verwitterung, mechanische und chemische 199. — Technische Gewinnung und Verwertung 219: Thonwaren- und Glasfabrikation 219–231; Cement oder Hydraulischer Mörtel 231.

**Siliciumchlorid**,  $\text{SiCl}_4$ , 74.

**Siliciumcarbid**,  $\text{SiC}$ , Carborundum: Darstellung, Verwendung 63.

### Wasserstoff, $\text{H}^{\text{I}}$ ,

einwertig 77.

**Wasserstoff**: Darstellung, Eigenschaften 8. — Geschichte 8. — Kondensation, flüssiger H 8. — Anwendung als Reduktionsmittel 53. — Absolutes Gewicht eines Liters (Krith) 89. — Basischer Wasserstoff 113. — Austausch gegen Metall bei Reaktionen 116.

**Wasserrest**, Hydroxyl, OH, 101.

**Wasser**,  $\text{H}_2\text{O}$ ; Zusammensetzung 13. 17. 74. — Bildung 13. — Knallgas 13. 14. — Natürliche Wässer 15. — Bedeutung für die anorganische Natur und die lebenden Wesen 14. — Absorptionsfähigkeit für Gase 15. — Destilliertes Wasser 15. — Reduktion durch leichte Metalle 55. 56. — Reduktion von Wasserdampf durch glühendes Eisen 56. — Wassergas 72. — Umwandlung in HCl durch Chlor im Sonnenlicht 81.

**Wasserstoffsuperoxyd**,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , 74. — Darstellung 256. — Anwendung als Oxydationsmittel 256. — Anwendung zum Bleichen 256.

**Schwefelwasserstoff**,  $\text{H}_2\text{S}$ , s. S. 286.

**Wasserstoffverbindungen** oder **Hydriure** 258–276.

### Kalium, $\text{K}^{\text{I}}$ ,

einwertig 77.

**Kalium**: Eigenschaften, Vork. in *Mineralien* 18. 19. 166. 167.

**Kali**,  $\text{K}_2\text{O}$ , 19. — Hygroskopizität 19.

**Kalilauge**, Ätzkali 19. 102.

**Kaliumhydrat**, KOH, Bildung, Eigenschaften 102; Löslichkeit 103. — Reaktion mit wässriger Schwefelsäure 113. — Darstellung durch Zersetzung von  $\text{K}_2\text{CO}_3$  mittels  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  138. — Fällungsmittel für Metalloxyde, bez. Hydrate 135. 136.

**Kaliumsuperoxyd**,  $\text{K}_2\text{O}_2$ , 74.

**Kaliumsulfid**, Schwefelkalium,  $\text{K}_2\text{S}$ , Bildung, Eigenschaften 40. 74.

**Kaliumchlorid**, KCl, 74. — Direkte Darstellung durch Addition, Eigenschaften 47. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 47. — Vork. als *Sylvin* 166.

**Kaliummagnesiumchlorid**,  $\text{KMgCl}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$ , Vork. als *Carnallit* 166.

**Kaliumaluminiumchlorid**,  $\text{KAlCl}_4$ , 132.

**Kaliumchlorat**,  $\text{KClO}_3$ , Löslichkeit und Krystallisation 128. — Verhalten beim Erhitzen 245. — Explosion mit brennbaren Körpern (z. B. Kohle, Schwefel, Zucker etc.) 246. 247. — Anwendung in der Feuerwerkerei 246. — Medizinische Anwendung, Giftigkeit 246.

**Kaliumnitrat**, Salpeter,  $\text{KNO}_3$ , Gewinnung, Konversionssalpeter 216. — Salpeter als Oxydationsmittel (Explosive)



Gemenge: Schiefspulver, Schnellfluß, Knallpulver, Weißfeuer, Feuerlösch-dosen) 240. 241. 242. — Technische Verwendung 216.

**Kaliumkarbonat**, Pottasche,  $K_2CO_3$ , als Bestandteil der Pflanzenasche; Gewinnung aus Pflanzenasche, Schlempekohle, Wollschweiß, Chlorkalium 210. 211. — Düngewert 211.

**Kaliumnatriumkarbonat**,  $K_2Na_4(CO_3)_3 + 18H_2O$ , 132.

**Kaliumzinkkarbonat**,  $K_2Zn(CO_3)_2 + 2H_2O$ , 132.

**Kalialuminiumsulfat**,  $K_2Al_2(SO_4)_4 + 24H_2O$ , 132.

**Kaliumcalciummagnesiumsulfat**,  $K_2Ca_2Mg(SO_4)_4 + 2H_2O$ , 132; Vork. als *Polyhalit* 167.

**Kaliumsilikat**, Wasserglas von wechselnder Zusammensetzung: Darstellung, Benutzung 226.

**Kaliumchromat**,  $K_2CrO_4$ , 232, 251.

**Kaliumdichromat**,  $K_2Cr_2O_7$ , Benutzung zur Darstellung von Farben, zur Herstellung der Chromsäuremischung; in der Heliographie 232. 251.

### Natrium, $Na^I$ ,

einwertig 77.

**Natrium**: Metall 18. — Vork. in *Mineralien* 18. — Anwendung als Reduktionsmittel 56.

**Natron**,  $Na_2O$ , 19. 74.

**Natriumhydrat**,  $NaOH$ , Ätznatron 100. 102. — Natronlauge 102. — Reaktion mit wässriger Salzsäure 113. — Darstellung durch Zersetzung aus  $Na_2CO_3$  mittels  $Ca(OH)_2$  138.

**Natriumsuperoxyd**,  $Na_2O_2$ , 74.

**Natriumsulfid**, Schwefelnatrium,  $Na_2S$ , 40. 74.

**Natriumchlorid**, Chlornatrium, Kochsalz,  $NaCl$ , 74. — Eigenschaften 46. — Löslichkeit, Reaktion 47. — Indirekte Darstellung durch Wechselzersetzung 113. — Direkte Darstellung durch Addition 46. — Zersetzung durch  $H_2SO_4$ : Fabrikation von Glaubersalz, Soda und Salzsäure 143. 207. 211. — Vork.: *Steinsalz* 166. 201 (Stassfurt Steinsalzlager; Abraumsalze 202), *Steppensalz*, *Meersalz* (Salzgehalt der Meere 220; Salzärten 204), *Salsalz* (Gradierwerk 205, Sinkwerke 206) 201 bis 206. — Wert als Nahrungsmittel; Denaturiertes Salz 206.

**Natriumzinnjodür**,  $NaSnJ_3$ , 132.

**Natriumsulfat**, Glaubersalz,  $Na_2SO_4 + 10H_2O$ : Vork. (Karlsbad) 166. 207. — Übersättigte Lösung 129. — Fabrikmäßige Darstellung aus Kochsalz 143; zur Sodafabrikation 211. 212. — Medizinische Verwendung (Abführmittel) 207.

**Natronsalpeter**,  $NaNO_3$ , Vork. als *Natronsalpeter* oder *Chilesalpeter* 171. 216. — Umwandlung in Kalisalpeter 216. — Benutzung 216.

**Natriumorthophosphate**: a)  $Na_3PO_4 + 12H_2O$  130. — b)  $Na_2HPO_4 + 12H_2O$  130. — c)  $NaH_2PO_4 + H_2O$  130.

**Natriumpyrophosphat**,  $Na_4P_2O_7 + 10H_2O$  130.

**Natriumkarbonat**, Soda,  $Na_2CO_3 + 10H_2O$ , 130. — Krystallwassergehalt 129. — Natürliche Soda (*Trona*) 168. 169. 211. — Gewinnung aus Sodaasche (Barilla, Salicor, Kelp, Varec) 211. — Fabrikation aus Kochsalz: nach *LEBLANC* 211, *SOLVAY* 212 und durch Elektrolyse 213. — Vielfache Benutzung 213.

**Natriumdikarbonat**, doppelt kohlensaures Natron,  $NaHCO_3$ ; Darstellung aus Natriumkarbonat 214; aus Kochsalz (*SOLVAY*) 212.

**Natriumcalciumkarbonat**,  $Na_2Ca(CO_3)_2 + 5H_2O$ , Vork. als *Natrocaltit* 169.

**Natriumsilikat**, Wasserglas, von wechselnder Zusammensetzung, vielfache Benutzung 266.

**Natriumchromat**,  $Na_2CrO_4$ , 251.

**Natriumdichromat**,  $Na_2Cr_2O_7$ , 251.

### Ammonium, $[NH_4]^I$ ,

einwertig.

**Ammonium**,  $[NH_4]$ , hypothetisches Radikal 121.

**Ammoniumamalgam**,  $NH_4 + xHg$ , Darstellung 267.

**Ammoniumhydroxyd**, Ammon,  $NH_4(OH)$ , als Base 120.

**Ammoniumsalze**, analog den Alkalisalzen 121. — Darstellung aus dem Ammoniakwasser der Gasfabriken 206.

**Ammoniumchlorid**, Salmiak 121,  $NH_4Cl$ : Vork. als *Mineral* 166. — Darstellung 206. — Benutzung 206.

**Ammoniumsulfat**,  $(NH_4)_2SO_4$ , 121. 207.

**Ammoniumferrosulfat**,  $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 + 6H_2O$ , 132.

**Ammoniumkarbonat**, Darstellung aus



Knochen (Hirschhornsalz) 213, durch Sublimation eines Gemenges von Ammoniumsulfat und Kreide 214.

**Ammoniumnitrat**,  $(\text{NH}_4)_2\text{NO}_3$ , Darstellung 121. 216. — Zersetzung beim Erhitzen unter Bildung von  $\text{N}_2\text{O}$  243.

**Ammoniumchromat**,  $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$ , 251.

**Ammoniumdichromat**,  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , Zersetzung beim Erhitzen 252.

## Calcium, $\text{Ca}^{II}$ ,

zweiwertig 77.

**Calcium**: Metall, Vork. in *Mineralien* 19.

**Calciumoxyd**, Kalk 20. — Umwandlung in Calciumchlorid durch  $\text{Cl}$  81. — Verhalten zu Wasser (gelöschter Kalk) 100. — Darstellung durch Brennen von  $\text{CaCO}_3$  (gebrannter Kalk, Ätzkalk) 134. 214. —

**Calciumhydrat**,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , Darstellung aus Kalk (Kalklöschchen, gelöschter Kalk) 100. 102. — Zersetzung beim Erhitzen 102. — Absorption von  $\text{CO}_2$  (Austrocknen frischbeputzter Wände) 115. — Benutzung in der Architektur zur Herstellung von Mörtel und zu Cement 115. 116. 231; sowie zu vielen technisch-chemischen Prozessen, z. B.: Ätzalkalien 138, Soda 211, Salpeter 215. 216, Glas 227 etc.

**Calciumcarbid**, Darstellung, Verhalten zu Wasser, Benutzung zur Darstellung von Acetylen 63.

**Calciumsalze**, Fällung durch Basen; weißer Niederschlag 136.

**Calciumchlorid**,  $\text{CaCl}_2$ , 74 und  $\text{CaCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$  130. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 47. — Verwendung des calcinierten und kristallisierten Salzes 206.

**Calciumfluorid**,  $\text{CaF}_2$ . Vork. als *Fluspat* 166.

**Calciumsulfat**,  $\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ , Verwendung hauptsächlich zu Stuckaturarbeiten und in der Architektur 166. 167. 194. 207. — Vork. als *Gips*: Varietäten (Marienglas, Alabaster etc.) 207 und *Anhydrit*:  $\text{CaSO}_4$ . Vork. 166. 194. 207.

**Calciumkaliummagnesiumsulfat**,  $\text{Ca}_2\text{K}_2\text{Mg}(\text{SO}_4)_4$ , 132; Vork. als *Polyhalit* 167.

**Kalksalpeter**, natürlicher und Plan-tagensalpeter 215.

**Calciumkarbonat**,  $\text{CaCO}_3$ , Zersetzung durch Salzsäure 141. — Zersetzung durch Hitze (gebrannter Kalk) 134. — Vork. als *Mineralien*: *Kalkspat* (Varietäten) 169, *Arragonit* 170 und *Gesteine*: *Kalkstein* (Varietäten), *Marmor* 193. Löslichkeit in kohlensaurem Wasser 214. — Vielfache Verwendung 214.

**Calciumphosphate**, Monocalciumphosphat,  $\text{CaH}_4(\text{PO}_4)_2$ , im Superphosphat 219. — Tricalciumphosphat,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , in den Knochen und im *Phosphorit* 218. — Tetracalciumphosphat in der Thomasschlacke 219. — Vork. als *Mineralien*: *Apatit* (Varietäten) 171.

## Barium, $\text{Ba}^{II}$ ,

zweiwertig 77.

**Barium**: Metall, *Mineralien* 19.

**Baryt**,  $\text{BaO}$ , 20. 74.

**Bariumhydrat**,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , 102. — Löslichkeit 103. — Barytwasser 103.

**Bariumsuperoxyd**,  $\text{BaO}_2$ , 74. — Darstellung, Zersetzung durch Erhitzen und durch Säuren unter Sauerstoff-Entwicklung 255.

**Bariumsulfid**, Schwefelbarium,  $\text{BaS}$ , 74.

**Bariumsalze**, Fällung durch Basen: weißer Niederschlag 136.

**Bariumchlorid**: Chlorbarium,  $\text{BaCl}_2$ , 74. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 47. — Hydrat,  $\text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ , 130. — Zersetzung durch Schwefelsäure 141. — Bariumchlorid, ein Reagens zum Nachweis von Schwefelsäure 141.

**Bariumsulfat**,  $\text{BaSO}_4$ , Vork. als *Schwerspat* 167. — Blanc fixe oder Permanentweiß 207.

**Bariumkarbonat**,  $\text{BaCO}_3$ , Vork. als *Witherit* 170.

**Bariumnitrat**,  $\text{BaNO}_3$ , Zersetzung durch Natriumsulfat: weißer Niederschlag 145.

## Strontium, $\text{Sr}^{II}$ ,

zweiwertig 77.

**Strontium**: Metall, *Mineralien* 20.

**Strontian**,  $\text{SrO}$ , 20. 74.

**Strontiumhydrat**,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ , Bildung 102. — Löslichkeit, Strontianwasser 103.

**Strontiumsalze**, Fällung durch Basen: weißer Niederschlag 136.

**Strontiumchlorid**,  $\text{SrCl}_2$ , Farbe, Löslichkeit, Reaktion 47. 74.

**Strontiumsulfat**,  $\text{SrSO}_4$ , Vork. als *Cölestin* 168.



**Strontiumkarbonat**,  $\text{SrCO}_3$ , Vork. als *Strontianit* 170.

**Strontiumnitrat** zur Flammenfärbung 246.

### **Magnesium, $\text{Mg}^{\text{II}}$ ,** zweiwertig 77.

**Magnesium**: Metall, Magnesiumlicht, *Mineralien* 20. — Anwendung als Reduktionsmittel 57. — Verhalten zu Säuren 118.

**Magnesia**, Talkerde, Bittererde,  $\text{MgO}$ , 20. 74. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 34.

**Magnesiumhydrat**,  $\text{Mg(OH)}_2$ , 103.

**Magnesiumsulfid**,  $\text{MgS}$ , Bildung, Eigenschaften 39.

**Magnesiumsalze**, Fällung durch Basen: weißer Niederschlag 136.

**Magnesiumchlorid**,  $\text{MgCl}_2$ , direkte Darstellung durch Addition, Eigenschaften 45. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 47.

**Kaliummagnesiumchlorid**,  $\text{KMgCl}_3$ , Vork. als *Carnallit* 166.

**Magnesiumsulfat**, Bittersalz,  $\text{MgSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ , 74. 130. — Vork. als *Epsomit* 168 und *Kieserit*,  $\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ , 168. — Darstellung, Verwendung 208. — Bitterwässer 208.

**Magnesiumkarbonat**,  $\text{MgCO}_3$ , Vork. als *Magnesit* 170.

**Magnesiumcalciumkarbonat**, Vork. als *Dolomit* oder *Bitterspat* 170. 194.

**Magnesiumkaliumcalciumsulfat**,  $\text{K}_2\text{Ca}_2\text{Mg(SO}_4)_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ , Vork. als *Polyhalit* 167.

**Magnesiumasalpeter** 215.

**Magnesiumsilikat**, Vork. als *Talk*, *Speckstein*, *Meerschaum*, *Serpentin* 173.

**Magnesiumaluminat**,  $\text{MgAl}_2\text{O}_4$ , Vork. als *Spinell* 172.

### **Aluminium, $\text{Al}^{\text{III}}$ ,** dreiwertig 77.

**Aluminium**: Metall, *Mineralien* 20. — Legierungen (Aluminiumbronze) 21. — Anwendung als Reduktionsmittel 57. — Verhalten zu Säuren 118.

**Aluminiumoxyd**, Thonerde,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , Farbe, Löslichkeit, Reaktion 34. 75. — Vork. als *Mineral* (*Korund*, *Saphir*, *Rubin*, *Smirgel*) 162. — Hydrat:  $\text{Al}_2(\text{OH})_3$  103.

**Aluminiumsalze**, Fällung durch Basen: weißer Niederschlag 136.

**Aluminiumchlorid**,  $\text{AlCl}_3$ , direkte Darstellung durch Addition 45. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 47. — Formel und Wertigkeit 75. 81. — Darstellung durch Lösen von Al in wässriger  $\text{HCl}$  118.

**Kaliumaluminiumchlorid**,  $\text{KAICl}_4$ , 132.

**Aluminiumsulfat**,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 18\text{H}_2\text{O}$ , Darstellung, Verwendung 208.

**Kaliumaluminiumsulfat**, Alaun,  $\text{K}_2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_4 + 24\text{H}_2\text{O}$ , 132; Vork. als basisches Salz (*Alaunstein*) 168. — Darstellung, Verwendung 208. — Andere Alaune 208.

**Aluminiumphosphat**, basisches, Vork. als *Türkis* 172.

**Ultramarin** 177. 232.

**Aluminiumsilikat**, Thon, Bildung durch Verwitterung von Feldspat 199 und andern Silikaten 200. — Thonlager 219. 220. — Vork. als *Kaolin* 178. 219, als *Geschiebelehm* 190, als *Lehm* 191, als *Kaolinthon*, *Schieferthon*, *Thonschiefer* 192. — Plastizität und Erhärtungsfähigkeit im Feuer 220. — Einteilung der Thonarten in technischer Beziehung 221. — Ausgedehnte Benutzung in der keramischen Industrie 220.

**Aluminiumhaltige Silikate**, Vork. als zahlreiche *Mineralien* der *Andalusit*, *Cordierit*-, *Feldspat*-, *Leucit*- und *Glimmergruppe* 175–178, sowie als Bestandteile vieler *Gesteine* 183 ff.

**Thonwaren**, Einteilung 221. — Porzellanfabrikation 220.

**Aluminate**, Kaliumaluminat 138. — Vork. als *Mineralien* (*Spinell*, *Chrysoberyll*, *Zinkspinell*) 172.

### **Chrom, $\text{Cr}^{\text{III}}$ ,** dreiwertig 77.

**Chrom**, Oxydationsstufen 250. — Verhalten zu Säuren 119.

**Chromoxydul** 75. —  $[\text{CrO}]$  hypothetisch 250.

**Chromoxyd**,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , 75. 250.

**Chromohydrat**,  $\text{Cr(OH)}_2$ , 250.

**Chromihydrat**,  $\text{Cr(OH)}_3$ , 250.

**Chromsalze**, Fällung durch Basen: schmutzig grüner Niederschlag 136.

**Chromchlorid**: Farbe, Löslichkeit, Reaktion; Modifikationen 47.

**Chromsäure**,  $\text{CrO}_3$ , 75. 250. — Reduktion durch Alkoholdämpfe 251. —



Reduktion durch Ammoniak 251. — Reduktion durch  $H_2S$  in saurer und alkalischer Lösung 263.

**Chromsäurehydrat**,  $[H_2CrO_4]$ , hypothetisch 112. — Reduktion der Lösung durch brennbare Körper, durch Metalle (Zink) 252. — Chromsäuremischung (Kaliumdichromat, Schwefelsäure) als Depolarisationsmittel 252.

**Kaliumchromit** 138.

**Kaliumchromat**,  $K_2CrO_4$ , Zersetzung durch Salzsäure 139. — Wechselzerersetzung mit Bleinitrat: gelber Niederschlag 145. — Wechselzerersetzung mit Silbernitrat: roter Niederschlag 145.

**Kaliumdichromat**,  $K_2Cr_2O_7$ , mit Leimlösung, Anwendung in der Heliographie 232.

**Ammoniumdichromat**, Zersetzung beim Erhitzen 252.

### Eisen, $Fe^{III}$ , dreiwertig 77.

**Eisen**: Metall 3. — *Mineralien* 4. 157. — Roheisen 3. 58. — Gußeisen 3. 58. — Schweisseisen oder Schmiedeeisen 3. 58. — Stabeisen 3. 58. — Flußeisen 3. 58. — Stahl 3. 60. — Puddel-eisen 59. — Schweißstahl 3. — Frischstahl 60. — Flußstahl 3. 60. — Puddelstahl 60. — Gußstahl 3. 60. — Cementstahl 60. — Bessemerstahl 60. — Hochofenprozeß 58. — Stahldraht, Verbrennen in O 11. — Pyrophorisches Eisen 54. — Auflösen in HCl und  $H_2SO_4$ : Bildung von Ferrosalzen 117. 118. — Putzen mit verdünnter HCl und  $H_2SO_4$  119. — Verhalten zu konzentrierter Salpetersäure (passives Eisen) 238.

**Eisenoxydul**,  $FeO$ , 75.

**Ferrohydrat**,  $Fe(OH)_2$ , 103. — Weißer, grün bis braun werdender Niederschlag 136.

**Eisenoxyd**,  $Fe_2O_3$ , 75. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 34. — Hammer-schlag 7. — Reduktion durch H 53; durch C 55. — Umwandlung in  $FeCl_3$  durch HCl-Gas 84. — Reaktion mit wässriger HCl,  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$  116. — Darstellung aus Eisenvitriol (*Caput mortuum*) 134. — Mineralien: *Eisenglanz* 162, *Roteisenerz* (Varietäten) 163, *Roteisenstein* 185.

**Ferrihydrat**,  $Fe(OH)_3$ , 103. — Brauner Niederschlag 136. — Mineralien:

*Brauneisenerz* (Varietäten) 163, *Brauneisenstein* 194.

**Ferroferrit**, Eisenoxyduloxyd,  $FeO \cdot Fe_2O_3$ , Vork. als *Magneisenerz* 172.

**Eisensäure**,  $FeO_3$ , 75.

**Eisensulfid**, Bildung, Eigenschaften, Vork. als *Mineralien* 38, *Eisenkies*, *Markasit*, *Arsenkies* 164.

**Eisencarbid** 63.

**Ferro- und Ferrisalze**, Fällung durch Basen: weißer bezw. brauner Niederschlag 136. — Verhalten zu  $H_2S$  263.

**Ferrochlorid**, **Eisenchlorür**,  $FeCl_2$ , 75. — Bildung, Eigenschaften 45. 117. 118. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 47. — Darstellung durch Auflösen von Fe in wässriger HCl 117.

**Ferrichlorid**, **Eisenchlorid**,  $FeCl_3$ , 75. — Direkte Darstellung durch Addition von Eisen und Chlor 45. — Flüchtigkeit und Sublimation 45. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 47. — Hämostatische Wirkung der Lösung 45. — Formel und Wertigkeit 75. 81. — Zersetzung durch  $Na_2CO_3$ : hellbrauner Niederschlag von Ferrikarbonat 145.

**Ferrosulfat**, Eisenvitriol,  $FeSO_4 + 7H_2O$  130. — Darstellung durch Auflösen von Fe in verdünnter Schwefelsäure 117. — Verwitterung 208. 209. — Benutzung 209. — Vork. als *Mineral* 168.

**Ferrisulfat**,  $Fe(SO_4)_3$ , Zersetzung durch Hitze 133.

**Ammoniumferrosulfat**,  $Am_2Fe(SO_4)_2 + 6H_2O$ .

**Ferrikarbonat**, Bildung durch Wechselzerersetzung von  $FeCl_3$  und  $Na_2CO_3$  in Lösung 145.

**Ferrokarbonat**,  $FeCO_3$ , Vork. als *Eisenspat* 170. — *Spateisenstein* 194.

**Kaliumferrocyanid**, gelbes Blutlaugensalz,  $K_4FeCy_6$ , 259.

**Kaliumferricyanid**, rotes Blutlaugensalz,  $K_3FeCy_6$ , 260.

**Thomasschlacke** 62.

### Zink, $Zn^{II}$ , zweiwertig 77.

**Zink**: Metall, *Mineralien* 3. — Legierungen 5. — Putzen mit verdünnter HCl oder  $H_2SO_4$  119. — Auflösen in HCl und  $H_2SO_4$ : Bildung von Zinksalzen 117. — Verhalten zu konzentrierter Salpetersäure 238.

**Zinkoxyd**,  $\text{ZnO}$ , 75. — Bildung durch Verbrennen von Zink (*Lana philosophica*) 7. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 34. — Reduktion durch H 54; durch C 56. — Umwandlung in  $\text{ZnCl}_2$  durch HCl-Gas 84. — Umwandlung in  $\text{ZnS}$  durch S 82; durch  $\text{H}_2\text{S}$  85. — Auflösen in verdünnter HCl,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  und  $\text{HNO}_3$  116. — Zinkweiß, Anwendung statt Bleiweiß 215.

**Zinkhydrat**,  $\text{Zn(OH)}_2$ , 103.

**Zinksulfid**,  $\text{ZnS}$ , Bildung, Vork. als *Zinkblende* 39. 165. — Umwandlung in  $\text{ZnO}$  durch S 83.

**Zinksalze**, Fällung durch Basen: weißer Niederschlag 136. — Verhalten zu  $\text{H}_2\text{S}$  263.

**Zinkchlorid**,  $\text{ZnCl}_2$ , direkte Darstellung durch Addition, Eigenschaften 45. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 47. — Darstellung durch Auflösen von Zn in wässriger Salzsäure 117.

**Zinksulfat**, Zinkvitriol,  $\text{ZnSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ , 130. — Darstellung durch Auflösen von Zn in verdünnter Schwefelsäure 117. — Vork. als *Mineral* 168. — Verwendung 209.

**Zinkkarbonat**, Vork. als *Zinkspat* oder *edler Galmey*,  $\text{ZnCO}_3$ , 170, und *Zinkblüte*  $\text{Zn}_3(\text{OH})_4\text{CO}_3$ , 170.

**Kaliumzinkkarbonat**,  $\text{K}_2\text{Zn(CO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ , 132.

**Zinksilikat**,  $\text{Zn}_2\text{SiO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ , Vork. als *Galmey* oder *Kieselzinkernx* 179.

**Kaliumzinkat**,  $\text{K}_2\text{ZnO}_2$ , 138.

**Zinkaluminat**,  $\text{ZnAl}_2\text{O}_4$ , Vork. als *Zinkspinell* 172.

## Mangan, $\text{Mn}^{\text{III}}$ ,

dreiwertig 77.

**Mangan**, Oxydationsstufen 253.

**Manganoxydul**,  $\text{MnO}$ , 75. 253.

**Manganohydrat**,  $\text{Mn(OH)}_2$ , 103. 253.

**Manganoxyd**,  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ , 75.

**Manganoxyduloxyd**,  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ , 253.

**Manganihydrat**,  $\text{Mn(OH)}_3$ , 103. 253.

**Mangansuperoxyd**, Mangandioxyd,  $\text{MnO}_2$ , 75. — Vork. als *Pyrolusit* (*Braunstein*) 163. — Braunstein als Oxydationsmittel 253. — Anwendung zur Darstellung von Sauerstoff 253; von Chlor 254.

**Manganige Säure**, Mangandioxydhydrat,  $\text{H}_2\text{MnO}_3$ , 253.

**Mangansäure**,  $[\text{MnO}_3]$ , hypothetisch, 75.

**Mangansäurehydrat**,  $[\text{H}_2\text{MnO}_4]$ , hypothetisch 112.

**Übermangansäure**, Manganheptoxyd,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ , 75. 253. — Hydrat,  $\text{HMnO}_4$ , Hydrizität 112. 253. — Benutzung als Oxydationsmittel in wässriger (saurer, neutraler und alkalischer) Lösung 255.

**Mangansalze**, Fällung durch Basen: weißer, an der Luft braun werdender Niederschlag 136. — Verhalten zu  $\text{H}_2\text{S}$  263.

**Manganochlorid**: Manganchlorür,  $\text{MnCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ , 130. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 47.

**Manganichlorid**,  $\text{MnCl}_3$ , Formel und Wertigkeit 75. 81.

**Manganosulfat**,  $\text{MnSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ , 209.

**Manganokarbonat**,  $\text{MnCO}_3$ , *Manganspat* 170.

## Kobalt, $\text{Co}^{\text{III}}$ ,

dreiwertig 77.

**Kobaltoxydul**,  $\text{CoO}$ , 75.

**Kobaltoxyd**,  $\text{Co}_2\text{O}_3$ , 75. — Reduktion durch H 54; durch C 56.

**Kobaltsulfid und -arsenid**, Vork. als *Kobaltglanz*, *Speiskobalt* 165.

**Kobaltosalze**, Fällung durch Basen: blauer, später schmutzig blafsrot werdender Niederschlag 136. — Verhalten zu  $\text{H}_2\text{S}$  263.

**Kobaltchlorür**,  $\text{CoCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ , 130. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 47. — Farbenänderung bei der Abgabe des Krystallwassers durch gelindes Erwärmen 130.

**Kobaltchlorid**,  $\text{CCl}_3$ , Formel, Wertigkeit 75. 81.

**Kobaltnitrat**,  $\text{Co(NO}_3)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$  130.

## Nickel, $\text{Ni}^{\text{III}}$ ,

dreiwertig 77.

**Nickel**: Metall, *Mineralien* 4. — Neusilber und andere Legierungen 5.

**Nickeloxydul**,  $\text{NiO}$ , 75. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 34.

**Nickeloxyd**,  $\text{Ni}_2\text{O}_3$ , 75. — Reduktion durch H 54; durch C 56.

**Nickelsalze**, Fällung durch Basen: apfelgrüner Niederschlag 136. — Verhalten zu  $\text{H}_2\text{S}$  263.

**Nickelchlorür**,  $\text{NiCl}_2$ , Farbe, Löslichkeit, Reaktion 47.

**Nickelchlorid**, Formel, Wertigkeit 75. 81.



**Nickelsulfid**,  $\text{NiS}$ , Vork. als *Nickelkies* 165.

**Nickelarsenid**,  $\text{NiAs}_2$ , Vork. als *Rotnickelkies*,  $\text{NiAs}$ , und *Weißnickelkies* 165.

### **Blei, $\text{Pb}^{II}$ ,**

zweiwertig 77.

**Blei**: Metall (Bleifolie), *Mineralien* 3. 157. — Verhalten zu verdünnter  $\text{HCl}$  und  $\text{H}_2\text{SO}_4$  119; zu heißer konzentrierter  $\text{H}_2\text{SO}_4$  235; zu Salpetersäure 238. — Legierungen: Schnelllot 5.

**Bleisuboxyd**,  $\text{Pb}_2\text{O}$ , 75.

**Bleioxyd**, Bleiglätte,  $\text{PbO}$ , 75. — Bildung, Farbe, Löslichkeit, Reaktion 34. — Reduktion durch  $\text{H}$  54; durch  $\text{C}$  55. — Umwandlung in  $\text{PbS}$  durch  $\text{S}$  82; durch  $\text{H}_2\text{S}$  85. — Vork. als *Bleiglätte* oder *Massicot*,  $\text{PbO}$ , 164.

**Bleihydrat** 103.

**Bleioxyduloxyd**,  $\text{Pb}_3\text{O}_4$ , Vork. als *Mennige* 164.

**Bleisuperoxyd**,  $\text{PbO}_2$ , 75.

**Bleisulfid**, Bildung, Eigenschaften 38. — Umwandlung in  $\text{PbO}$  durch  $\text{O}$  (Rösten) 83. — Vork. als *Bleiglanz*,  $\text{PbS}$ , 38. 164.

**Bleisalze**, Fällung durch Basen: weißer Niederschlag 136. — Verhalten zu  $\text{H}_2\text{S}$  263. — Zersetzung der Lösung durch Zink (*Bleibaum*) 147.

**Bleichlorid**,  $\text{PbCl}_2$ , Bildung, Eigenschaften 45. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 47.

**Bleisulfat**,  $\text{PbSO}_4$ , Vork. als *Bleivitriol* 168.

**Bleinitrat**,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , Zersetzung durch Hitze 133. 236. — Zersetzung durch  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ : hochgelber Niederschlag 145.

**Bleikarbonat**, Bleiweiß,  $\text{PbCO}_3$ , Darstellung, Verwendung 215. — Vork. als *Cerussit* oder *Weißbleierz* 170.

**Bleichlorarsenat**,  $\text{Pb}_5\text{Cl}(\text{AsO}_4)_3$ , Vork. als *Grünbleierz* 172.

**Bleichlorophosphat**,  $\text{Pb}_5\text{Cl}(\text{PO}_4)_3$ , Vork. als *Bunbleierz* oder *Pyromorphit* 172.

**Bleichromat**,  $\text{PbCrO}_4$ , Darstellung 145. — Vork. als *Rotbleierz* 168.

**Kaliumplumbat**,  $\text{K}_2\text{PbO}_2$ , 138.

### **Quecksilber, $\text{Hg}^{II}$ ,**

zweiwertig 77.

**Quecksilber**: Metall, *Mineralien* 4. 157. — Legierungen (*Amalgame*) 5. —

Verhalten beim Erhitzen an der Luft: Rote Quecksilberasche 7. — Verhalten zu verdünnter  $\text{HCl}$  und  $\text{H}_2\text{SO}_4$  119; zu heißer, konzentrierter  $\text{H}_2\text{SO}_4$  235; zu Salpetersäure 238.

**Quecksilberoxydul**,  $\text{Hg}_2\text{O}$ , 75. — Darstellung durch Fällung einer Merkuroslösung mittels Kali: schwarzer Niederschlag 136.

**Quecksilberoxyd**,  $\text{HgO}$ , 75. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 34. — Zersetzung durch Erhitzen 10. — Umwandlung in  $\text{HgCl}_2$  durch  $\text{HCl}$ -Gas 84; durch Chlor 247. — Darstellung durch Fällung einer Merkurilösung mittels Kali: gelber Niederschlag 136. — Umwandlung in  $\text{HgS}$  durch  $\text{H}_2\text{S}$  85. — Reaktion mit wässriger  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  und  $\text{HNO}_3$  116.

**Quecksilbersulfid**,  $\text{HgS}$ , Bildung, Eigenschaften, Vork. als *Zinnober* 39. 165.

**Merkurosalze**, Fällung durch Kali: schwarzer Niederschlag 136.

**Quecksilberchlorür**, Kalomel,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ , direkte Darstellung durch Addition Eigenschaften, Verwendung 45. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 47. —

**Merkurisalze**, Fällung durch Basen: gelber Niederschlag 136. — Zersetzung durch Zink und Kupfer 147. — Fällung durch  $\text{H}_2\text{S}$  263.

**Quecksilberchlorid**, Sublimat,  $\text{HgCl}_2$ : Direkte Darstellung durch Addition 45. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 47. — Zersetzung durch  $\text{KJ}$ : ziegelroter Niederschlag 145.

**Quecksilberrhodanid**,  $\text{Hg}(\text{CNS})_2$ , Zersetzung beim Erhitzen (*Pharaonschlangen*) 260.

### **Silber, $\text{Ag}^I$ ,**

einwertig 77.

**Silber**: Metall, *Mineralien* 4. 157. — Legierungen 5. — Verhalten zu verdünnten Säuren 119. — Versilbern 149. — Verhalten zu heißer, konzentrierter  $\text{H}_2\text{SO}_4$  235; Affinage des Silbers durch Schwefelsäure, Trennung von Gold 236. — Verhalten zu Salpetersäure 238. — Trennung von Gold durch Salpetersäure (*Scheidewasser*), Quartation 238.

**Silberoxyd**,  $\text{Ag}_2\text{O}$ , 75. — Darstellung durch Fällung einer Silberlösung mittels Kali: brauner Niederschlag 136.

**Silbersulfid**,  $\text{Ag}_2\text{S}$ , 75. — Bildung, Eigen-

schaften 40. — Vork. als *Silberglanz* 165 (*Rotgiltigerze* und *Fahlerze* 165 und 166).

**Silbersalze**, Fällung durch Basen: brauner Niederschlag 136. — Zersetzung durch Cu und Hg 147. — Fällung durch  $H_2S$  263.

**Silberchlorid**,  $AgCl$ : Bildung, Eigenschaften, Vork. als *Hornsilber* 45. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 47. — Schwärzung (Reduktion) im Lichte (Photographie) 150.

**Silbernitrat**, Höllenstein,  $AgNO_3$ , Zersetzung durch  $HCl$ : Silbersalze, ein Reagens für Chlor 141. — Zersetzung durch  $NaCl$ : weißer Niederschlag, und durch  $K_2CrO_4$ : roter Niederschlag 145.

### Kupfer, $Cu^{II}$ , zweiwertig 77.

**Kupfer**: Metall, *Mineralien* 4. 157. — Legierungen: Messing, Tombak, Bronze etc. 5. — Überziehen an der Luft mit Patina 119. — Verhalten zu verdünnter  $HCl$  und  $H_2SO_4$  bei Abschlus der Luft 119; bei Zutritt der Luft 119. — Verhalten zu heißer, konzentrierter Schwefelsäure 235. — Auflösen in Salpetersäure, Cuprinitrat 237. — Putzen von Kupfer und Kupferlegierungen mit verdünnter  $HCl$  und  $H_2SO_4$  119.

**Kupferoxydul**,  $Cu_2O$ , 75. — Vork. als *Rotkupfererz* 163.

**Cuprohydrat**,  $Cu_2(OH)_2$ , 103.

**Kupferoxyd**,  $CuO$ , 75. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 34. — Reduktion durch H 53. 54; durch C 56. — Umwandlung in  $CuCl_2$  durch  $HCl$  84. — Auflösung in wässriger  $HCl$ ,  $H_2SO_4$  und  $HNO_3$  116.

**Cuprihydrat**,  $Cu(OH)_2$ , 103.

**Kupfersulfür**, Bildung, Eigenschaften 38. — Vork. als *Kupferglanz* 38. 165.

**Kupfereisensulfid**, Vork. als *Kupferkies* und *Buntkupfererz* 165.

**Kupfersalze**, Fällung durch Basen: blauer Niederschlag, durch Wasserverlust schwarz werdend 136. — Zersetzung (Fällung) durch Fe und Zn 147. — Fällung durch  $H_2S$  263.

**Kupferchlorür**,  $Cu_2Cl_2$ , Bildung, Eigenschaften 44. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 47.

**Kupferchlorid**,  $CuCl_2$ : Bildung, Eigenschaften 44.

**Kupfersulfat**, Kupfervitriol,  $CuSO_4 + 5H_2O$ , 130. — Verlust des Krystallwassers, der Form und Farbe beim gelinden Erwärmen 129. — Wiederaufnahme des Krystallwassers unter starker Erwärmung 129. — Zersetzung durch Hitze 132. — Zersetzung durch  $Na_2CO_3$ : hellblauer Niederschlag 145. — Zersetzung durch  $HCl$  139; durch  $NaCl$  146. — Vork. als *Kupfervitriol* 168. — Darstellung, Verwendung (Galvanoplastik, Bordeauxwasser) 209. — Adlervitriol 209.

**Kupferkarbonat**, Vork. als *Kupferlasur* und *Malachit* 171.

**Kupfersilikat**, Vork. als *Kieselmalachit* oder *Kupfergrün* 179.

### Wismut, $Bi^{III}$ , dreiwertig 77.

**Wismut**: Metall, *Mineralien* 4. 157. — Verhalten zu verdünnter  $HCl$  und  $H_2SO_4$  119; zu konzentrierter heißer  $H_2SO_4$  235. — Legierungen 5.

**Wismutoxyd**,  $Bi_2O_3$ , Farbe, Löslichkeit, Reaktion 34. 75.

**Wismutsäure**,  $BiO_3$ , 75.

**Wismuttrisulfid**,  $Bi_2S_3$ , Vork. als *Wismutglanz* 166.

**Wismutsilikat**,  $Bi_4(SiO_4)_3$ , Vork. als *Wismutblende* 179.

### Kadmium, $Cd^{II}$ , zweiwertig 77.

**Kadmium**: Metall, *Mineralien* 4. — Legierungen 5. — Verhalten beim Erhitzen an der Luft 7.

**Kadmiumoxyd**,  $CdO$ , 75.

**Kadmiumhydrat**,  $Cd(OH)_2$ , 103.

**Kadmiumsulfid**,  $CdS$ , Bildung, Eigenschaften 40. — Vork. als *Greenockit* 166.

**Kadmiumsalze**, Zersetzung durch Basen: weißer Niederschlag 136. — Zersetzung durch Zink (Kadmiumbaum) 147. — Fällung durch  $H_2S$  263.

**Kadmiumchlorid**,  $CdCl_2$ , Farbe, Löslichkeit, Reaktion 47.

### Zinn, $Sn^{IV}$ , vierwertig 77.

**Zinn**: Metall (Stanniol), *Mineralien* 3. — Legierungen: Schnelllot 5. — Verhalten beim Erhitzen 6. — Verhalten zu



verdünnter  $\text{HCl}$  und  $\text{H}_2\text{SO}_4$  119; zu heifser, konzentrierter  $\text{H}_2\text{SO}_4$  235. — Verhalten zu konzentrierter  $\text{HNO}_3$  238.

**Zinnoxidul**,  $\text{SnO}$ , 75.

**Zinnoxid**,  $\text{SnO}_2$ , 75. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 34. — Reduktion durch  $\text{H}$  54; durch  $\text{C}$  55. — Vork. als *Zinnstein* 164.

**Zinnsulfür**,  $\text{SnS}$ , Umwandlung in  $\text{SnO}$  durch  $\text{O}$  (Rösten) 83.

**Zinnsulfid**,  $\text{SnS}_2$ , Bildung, Eigenschaften 38. — Vork. im *Zinnkies* 38. 166.

**Stanno- und Stannisalze**, Fällung durch Basen: weißer Niederschlag 136. — Zersetzung durch Zink (*Zinnbaum*) 147. — Fällung durch  $\text{H}_2\text{S}$  263.

**Zinnchlorid**,  $\text{SnCl}_2$ , wasserfreies (*Spiritus fumans Libavii*) und gewässertes 44. 45. — Farbe, Löslichkeit, Reaktion 47.

**Natriumzinnjodür**,  $\text{NaSnJ}_3$ , 132.

**Kaliumstannit und -stannat** 138.

### **Gold, $\text{Au}^{\text{III}}$ ,**

dreiwertig 77.

**Gold**: Metall, *Mineralien* 4. 157. — Legierungen 5. — Verhalten beim Er-

hitzen an der Luft 7. — Vergolden 149. — Scheidung durch Affinage 236, durch Quartation 239. — Auflösung in Königswasser 240.

**Goldoxyd**,  $\text{Au}_2\text{O}_3$ , 75.

**Goldchlorid**,  $\text{AuCl}_3$ , Farbe, Löslichkeit 47. — Darstellung durch Auflösen von Gold in Königswasser 240.

### **Platin, $\text{Pt}^{\text{IV}}$ ,** vierwertig 77.

**Platin**: Metall, *Mineralien* 5. 158. — Legierungen 5. — Verhalten beim Erhitzen an der Luft 7. — Auflösung in Königswasser 240. — Verhalten zu  $\text{H}_2\text{S}$  262.

**Platinoxidul**,  $\text{PtO}$ , 75.

**Platinoxid**,  $\text{PtO}_2$ , 75.

**Platinchlorid**,  $\text{PtCl}_4$ , Farbe, Löslichkeit, Reaktion 47. — Darstellung durch Auflösen von  $\text{Pt}$  in Königswasser 240.

# Organische Chemie.

## Einleitung.

### 1. Natur der organischen Verbindungen.

1. Die organische Chemie ist die Chemie der Kohlenstoffverbindungen. Die Zahl der Kohlenstoffverbindungen oder organischen Verbindungen ist außerordentlich groß und durch fortdauernde neue Entdeckungen in stetem Wachsen begriffen.

Ehedem (vor 1828) waren außer dem Kohlenoxyd, der Kohlensäure und einigen andern nur solche Kohlenstoffverbindungen bekannt, welche durch die Lebensthätigkeit der Organismen innerhalb des Tier- und Pflanzenkörpers entstehen oder sich durch nachträgliche Zersetzung und Wechselwirkung derselben bilden. Deshalb galt es als feststehend, daß die organischen Verbindungen nicht wie die anorganischen aus den Elementen, oder aus einfacheren Substanzen auf synthetischem Wege dargestellt werden könnten, und demgemäß schien auch die Annahme nicht ungerechtfertigt, daß in den Organismen eine eigentümliche Kraft, die sogenannte Lebenskraft, vorhanden sei, unter deren Einfluß eben jene Verbindungen sich bildeten. Diese Ansicht mußte aber als eine irrthümliche angesehen werden, nachdem WÜHLER im Jahre 1828 den Harnstoff, der bis dahin nur als ein Produkt des tierischen Stoffwechsels bekannt war, auf künstlichem Wege dargestellt hatte. Dieser epochemachenden Entdeckung folgten bald zahlreiche andere derselben Art, durch deren Gesamtheit unzweifelhaft bewiesen worden ist, daß es zur Bildung der organischen Verbindungen keiner besonderen Kräfte bedarf.

Wenn man gleichwohl die organische Chemie als einen selbständigen Zweig der Chemie von der anorganischen unterscheidet, so sind dabei vor allen Dingen Zweckmäßigkeitsgründe maßgebend, weil die außerordentlich große Anzahl und die besonderen Eigenschaften der organischen Verbindungen eine abweichende Behandlung dieses Wissensgebietes wünschenswert und nötig machen.

Die Hauptbestandteile der organischen Verbindungen sind Kohlenstoff, Wasserstoff, Sauerstoff und Stickstoff. Doch bestehen keineswegs alle aus diesen vier Elementen. Man kann unterscheiden:

1. Binäre Verbindungen aus C und H, die sogenannten Kohlenwasserstoffe;
2. ternäre Verbindungen aus C, O und H, sehr verbreitet an Zahl und Menge im Pflanzenreich;
3. ternäre Verbindungen aus C, H und N, eine beschränkte Zahl, fast alle nur auf künstlichem Wege darstellbar;
4. quaternäre Verbindungen aus C, H, O und N, sehr verbreitet im Tierreich, weniger im Pflanzenreich.



Ein anderer wichtiger Unterschied aber ist noch zu machen zwischen organischen Verbindungen (im weiteren Sinne) und organisierten Verbindungen. Unter letzteren versteht man solche organische Verbindungen, welche innerhalb der lebenden Organismen eine bestimmte Form oder Struktur annehmen können, indem sie sich zu den (mikroskopischen) Elementargebilden des Pflanzen- und Tierreichs, die man Zellen nennt, gestalten.

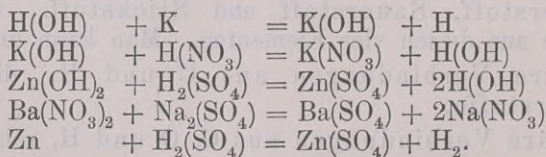
Die künstliche Darstellung organisierter Verbindungen ist bis jetzt noch nicht gelungen, und ebensowenig kennt man die Ursache ihrer Bildung innerhalb der Organismen. Gleichwohl ist man nicht geneigt, letztere auf andere als physikalische oder chemische Kräfte zurückzuführen.

## 2. Klassifikation der organischen Verbindungen.

Die organischen Verbindungen werden nach ihrer Zusammensetzung und nach ihrem Verhalten klassifiziert. Die „Zusammensetzung“ ergibt sich aus der Analyse, und unter „Verhalten“ versteht man die Art und Weise, wie sie sich gegenseitig zersetzen oder miteinander verbinden, wie sie sich unter dem Einfluß verschiedener Reagenzien (z. B. Oxydationsmittel, Reduktionsmittel etc.) oder anderer Kräfte (z. B. Wärme, Licht, Elektrizität) zerlegen (spalten) oder in andere Verbindungen überführen lassen.

In letzterer Hinsicht zeigt sich im allgemeinen, daß bei den Umsetzungen der organischen Körper gewisse Gruppen von Atomen in dem Molekül, in welchem sie enthalten sind, unter sich einen festeren Zusammenhalt haben, als mit den übrigen Atomen, so daß sie bei der Zersetzung des Moleküls nicht auseinanderfallen, sondern als Ganzes wieder in neue Verbindungen eintreten können.

Ein derartiges Verhalten wurde schon bei den anorganischen Verbindungen höherer Ordnung — Säurehydraten, Hydrobasen und Salzen — beobachtet, deren Moleküle bei den meisten Reaktionen, denen sie unterliegen können, nicht völlig in ihre Elementarbestandteile, sondern nur in der Art zerfallen, daß gewisse Atomgruppen ihren Zusammenhang bewahren, um wiederum einen Bestandteil der neu entstehenden Verbindungen zu bilden; z. B.



Hier sind es die in Klammern geschlossenen Atomgruppen (OH), (NO<sub>3</sub>) und (SO<sub>4</sub>), welche beim Zerfall des Moleküls unangegriffen bleiben und als Ganzes in die neu sich bildenden Moleküle eintreten. Sie werden dementsprechend Reste genannt: und zwar (OH) der Wasserrest, (NO<sub>3</sub>) der Salpetersäurerest, (SO<sub>4</sub>) der Schwefelsäurerest.

Bei tiefer greifenden Reaktionen können solche Reste weiter in noch einfachere Gruppen zerfallen, die man dann Radikale nennt, z. B. ( $\text{SO}_2$ ) das Radikal der Schwefelsäure, ( $\text{NO}_2$ ), das Radikal der Salpetersäure etc.

Nur bei ganz destruktiven Reaktionen, z. B. bei Einwirkung starker elektrischer Ströme oder sehr hoher Hitzegrade, kann völliger oder teilweiser Zerfall der anorganischen Moleküle höherer Ordnung bis zu den Elementen eintreten, z. B. bei der Explosion des Schießpulvers, wo ein großer Teil des Kaliumnitrats  $\text{K}(\text{NO}_3)$  so weit zerfällt, daß freier Stickstoff abgeschieden wird.

Durchaus analogen Vorgängen begegnen wir nun auch in der organischen Chemie: auch hier spielen die Reste und Radikale<sup>1</sup> eine bedeutende Rolle, nur mit dem Unterschied, daß hier ihre Zahl eine bei weitem größere und die Art ihres Zerfalls (Abbaues), sowie ihrer Bildung (Aufbaues) eine ungleich mannigfaltigere ist. Es wird sich zeigen, daß man zu einem Verständnis der organischen Reaktionen gar nicht gelangen kann, ohne dem inneren Bau (Struktur) der Moleküle, wie man ihn sich nach dem Verhalten derselben denkt, durch die Schreibweise der Formeln einen sichtbaren Ausdruck zu geben. Die Formeln der organischen Chemie sind dementsprechend Strukturformeln (S. 79), tragen aber als solche einen durchaus hypothetischen Charakter. Sie setzen sich zusammen aus Radikalen und Resten, deren Existenz innerhalb des Moleküls man ebenso wie in der anorganischen Chemie nur daraus erschließt, daß sie sich unzersetzt aus einer Verbindung in die andere übertragen lassen.

Da für die Klassifikation der organischen Verbindungen gewisse Radikale und Reste von besonderer Bedeutung sind, so mögen die wichtigsten derselben hier zusammengestellt werden:

(OH) oder Hydroxyl, der Wasserrest, einwertig:  $-\text{O}-\text{H}$

( $\text{NH}_2$ ) oder Amid, der Ammoniakrest, einwertig:  $-\text{N} \begin{smallmatrix} \text{H} \\ \diagup \\ \text{H} \end{smallmatrix}$

( $\text{NO}_2$ ) oder Nitroxyl, das Salpetersäureradikal, einwertig:  $-\text{N} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \diagup \\ \text{O} \end{smallmatrix}$

(CO.OH) oder Carboxyl, einwertig:  $-\text{C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \diagup \\ \text{O}-\text{H} \end{smallmatrix}$

( $\text{CH}_3$ ) oder Methyl, einwertig:  $-\text{C} \begin{smallmatrix} \text{H} \\ \diagup \\ \text{H} \\ \diagdown \\ \text{H} \end{smallmatrix}$

Zahlreiche andere von weniger allgemeiner Wichtigkeit werden bei der Besprechung der einzelnen Körperklassen zu erwähnen sein.

<sup>1</sup>) Die Ausdrücke Rest und Radikal werden in der Regel nicht streng unterschieden und oft miteinander verwechselt oder als gleichbedeutend angesehen. Einige Chemiker verstehen unter Resten nur solche Atomgruppen, welche keinen Kohlenstoff enthalten, z. B. (OH), (NO) etc., und nennen nur die kohlenstoffhaltigen Atomgruppen Radikale. Diese Unterscheidung hat indes nur untergeordneten Wert — eine passendere wird sich bei der Besprechung der Alkohole und Säuren (S. 310 u. 315) ergeben.



Die obigen Atomgruppen sind, wie sich aus den Strukturformeln ergibt, einwertig (es giebt auch zwei- und mehrwertige organische Radikale und Reste, die hier übergangen werden mögen); eine jede derselben kann also ein Atom H vertreten, wodurch dann, wenn dies geschieht, aus einfacheren Verbindungen zusammengesetztere entstehen (Aufbau). Umgekehrt können sie auch aus einer zusammengesetzteren Verbindung austreten und einem Atom H Platz machen, wodurch sich eine einfachere Verbindung bildet (Abbau).

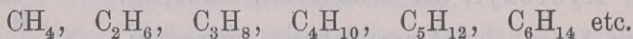
Verbindungen, welche auf die eine oder andere Weise aus einer anderen entstehen, werden Derivate oder Abkömmlinge der letzteren genannt.

### 3. Isomerie.

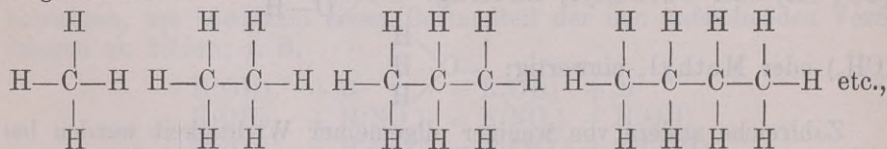
Es kommt sehr häufig vor, daß organische Verbindungen bei gleicher atomistischer Zusammensetzung doch verschiedene Eigenschaften besitzen. Man sucht dies durch die Annahme zu erklären, daß die Atome innerhalb der Moleküle dieser verschiedenen Körper in verschiedener Weise angeordnet sind, und nennt derartige Körper isomere<sup>1</sup>. Näheres wird sich bei den einzelnen Verbindungen ergeben.

### 4. Homologie, homologe Reihen.

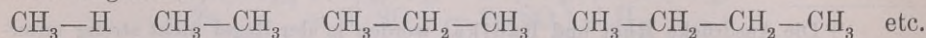
Es giebt in der organischen Chemie zahlreiche Gruppen von Verbindungen, welche bei ähnlichem chemischen und physikalischen Verhalten sich in ihrer Zusammensetzung durch einen Mehr- oder Mindergehalt der Gruppe  $\text{CH}_2$  (oder allgemein von  $n\text{CH}_2$ ) unterscheiden. So existiert z. B. eine Reihe von Kohlenwasserstoffen, die sich in dieser Weise vom Methan,  $\text{CH}_4$ , ableiten:



Derartige Gruppen werden homologe<sup>2</sup> Reihen genannt (die einzelnen Glieder sind untereinander homolog). Da der Kohlenstoff vierwertig ist, so lassen sich die obigen Formeln im Sinne der Strukturchemie folgendermaßen schreiben:



oder abgekürzt:



Hiernach unterscheidet sich jedes höhere Glied von dem vorangehenden niedern dadurch, daß in letzterm an Stelle von 1 H das Radikal

<sup>1</sup>) griech. ἴσος (*isos*), gleich, und μέρος (*méros*), Teil, also gleiche Teile enthaltend. — <sup>2</sup>) griech. ὁμοῖος (*homoios*), ähnlich.

Methyl,  $\text{CH}_3$ , eingetreten ist. Die höhern Glieder einer homologen Reihe lassen sich deshalb auch als Methyl derivative der niedern auffassen, und zwar in der Weise, daß das Kohlenstoffatom des den Wasserstoff substituierenden Methyls in unmittelbare Verbindung mit einem Kohlenstoffatom des niedern Gliedes tritt. So entstehen förmliche immer länger werdende „Ketten“ von direkt miteinander verbundenen Kohlenstoffatomen, welche den Kohlenstoffkern der betreffenden Verbindung bilden.

Nicht bloß die Kohlenwasserstoffe, sondern auch die ternären und quaternären organischen Verbindungen können homologe Reihen bilden, wobei ganz dasselbe Gesetz gilt.

Der prozentische Gehalt an C nimmt in den höhern Gliedern der Methanreihe, ebenso in den Gliedern der ternären und quaternären Reihen stetig zu, und der Gehalt an H (bezw. N oder O) stetig ab. In der Äthylenreihe ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{C}_3\text{H}_6$ ,  $\text{C}_4\text{H}_8$ ,  $\text{C}_5\text{H}_{10}$ ,  $\text{C}_6\text{H}_{12}$  etc.) ist, wie sich leicht übersehen läßt, der prozentische C- und H-Gehalt in allen Gliedern gleich, und endlich giebt es Reihen von Kohlenwasserstoffen (die sogen. aromatischen, z. B.  $\text{C}_6\text{H}_6$ ,  $\text{C}_7\text{H}_8$ ,  $\text{C}_8\text{H}_{10}$ ,  $\text{C}_9\text{H}_{12}$  etc. s. u.), bei denen die höhern Glieder kohlenstoffärmer und wasserstoffreicher werden als die niedern. — Die Glieder der homologen Reihen zeigen ihrer Zusammensetzung entsprechend gewisse regelmäßige Veränderungen in ihren physikalischen Eigenschaften: die Dampfdichte nimmt stetig zu; oft sind die niedern Glieder flüssig (auch gasförmig), die höhern fest; und in sehr vielen Fällen beobachtet man ein regelmäßiges Steigen des Siede-, bezw. Schmelzpunktes.

## 5. Fettkörper und aromatische Körper.

Alle organischen Verbindungen werden in zwei Hauptklassen eingeteilt, die man durch die obigen Namen unterscheidet. Fettkörper nannte man ursprünglich nur die natürlichen Fette und deren unmittelbare Bestandteile; später reihte man ihnen analog und homolog zusammengesetzte Körper an und dehnte den Namen schließlic auf alle Derivate derselben aus. Ihnen gegenüber stehen die aromatischen Körper, welche nicht unmittelbar von ihnen derivieren. Eine strenge Definition dieser beiden Körperklassen kann jetzt nur im Sinne der Strukturchemie gegeben werden, und zwar in der Weise, daß man die Fettkörper als Abkömmlinge von Kohlenwasserstoffen mit offener Kohlenstoffkette, die aromatischen Körper dagegen als Abkömmlinge des einen geschlossenen Kohlenstoffring enthaltenden Benzols,  $\text{C}_6\text{H}_6$ , auffaßt. Diese Einteilung beruht zwar auf durchaus hypothetischer Grundlage, findet aber in den Thatsachen, soweit sich dieselben bei dem gegenwärtigen Standpunkt der Wissenschaft übersehen lassen, ihre Bestätigung und ist für die Orientierung auf dem weiten Gebiete der organischen Chemie zu einer Notwendigkeit geworden.

Näheres über die eigentliche Bedeutung der obigen Definition wird sich bald ergeben.



# Erster Abschnitt.

## Fettkörper.

### I. Kohlenwasserstoffe.

Verbindungen, welche nur aus Kohlenstoff und Wasserstoff bestehen.

*Tabelle der wichtigsten Kohlenwasserstoffe der Fettreihe.*

Methanreihe oder Paraffinreihe $C_nH_{2n+2}$		Siede- punkt	Spez. Gew.	Äthylenreihe $C_nH_{2n}$		Siede- punkt	Spez. Gew.
Methan	$CH_4$	Gas	0,559	—	—	—	—
Athan	$C_2H_6$	Gas	1,036	Äthylen	$C_2H_4$	Gas	0,978
Propan	$C_3H_8$	Gas	—	Propylen	$C_3H_6$	Gas	1,498
Butan	$C_4H_{10}$	Gas	2,046	Butylen	$C_4H_8$	Gas	—
Pentan	$C_5H_{12}$	37°	0,628	Amylen	$C_5H_{10}$	37°	0,681
Hexan	$C_6H_{14}$	70°	0,668	Hexylen	$C_6H_{12}$	69°	0,699
Heptan	$C_7H_{16}$	98°	0,699	Heptylen	$C_7H_{14}$	95°	0,714
Oktan	$C_8H_{18}$	125°	0,703	Oktylen	$C_8H_{16}$	104°	0,722
Nonan	$C_9H_{20}$	136°	0,741	Nonylen	$C_9H_{18}$	140°	0,760
Dekan	$C_{10}H_{22}$	160°	0,770	Decylen	$C_{10}H_{20}$	160°	0,790
etc.	etc.	....	....	etc.	etc.	....	....
Paraffin { zwisch. $C_{20}H_{42}$ und $C_{30}H_{62}$		360° bis 370°	} 0,870		Ceroten $C_{27}H_{54}$ Melen $C_{30}H_{60}$	— —	— —

2. Die Glieder dieser beiden Reihen sind homolog, d. h. sie unterscheiden sich voneinander durch ein Plus von  $CH_2$ . Dementsprechend steigt ihr Siedepunkt, Schmelzpunkt und spezifisches Gewicht. Die ersten Glieder sind gasförmig, die mittlern flüssig, die höhern fest. Sie bilden sich bei der Zersetzung organischer, namentlich vegetabilischer Substanzen unter den verschiedenartigsten Bedingungen (Vermoderung, unvollkommene Verbrennung, trockene Destillation, Einwirkung verschiedenartiger Reagenzien) und treten meist gemischt auf. Alle, mit Ausnahme des Methans, brennen mit mehr oder weniger stark leuchtender, rufsender Flamme.

In der Natur kommen die meisten Glieder der Methan- und Äthylenreihe im Petroleum, und einige der höheren Glieder auch in gewissen fossilen Harzen (Erdharz, Ozokerit etc.) vor.

**Petroleum<sup>1</sup>, Erdöl, Steinöl, Bergöl oder Naphta.** Das meiste Petroleum kommt aus Nordamerika, und zwar hauptsächlich aus Pennsylvanien, geringere Mengen aus Westvirginien, Kentucky, Tennessee, sowie aus Kanada. Europa hat Erdölquellen im Kausasus, welche in neuester Zeit sehr ergiebig geworden sind und große Quantitäten Petroleum liefern. Ferner in der Krim, in Galizien, in Dalmatien und Kroatien, in Rumänien, bei Tegernsee in Bayern, im Elsaß bei Hagenau, Pechelbronn und Schwabweiler, und neuerlich auch in Hannover bei Ölheim. Die Zusammensetzung dieser verschiedenen Erdölsorten ist nicht völlig übereinstimmend. Das amerikanische, welches den Hauptkonsum deckt, ist im rohen Zustand (Rohpetroleum) ein Gemenge fast aller Kohlenwasserstoffe der Methan- und Äthylenreihe.

Die gasförmigen niedern Glieder (bis  $C_4$ ) entweichen bei der Gewinnung des Rohpetroleums aus den Bohrlöchern. Die Gasquellen in Pennsylvanien liefern so viel Gas, dass dasselbe zur Beleuchtung und Heizung ganzer Städte (Pittsburg), zur Speisung von Hochöfen (anstatt der Kohlen), als Material zur Feuerung in verschiedenen Fabriken (z. B. Glasfabriken), und endlich wegen seines hohen Druckes (5–8 Atm.) auch zum Betriebe von Maschinen benutzt werden kann. An einem Bohrloche daselbst hatte sich das Gas entzündet und bildete (1876) eine 40 Fuß hohe Feuersäule, die aus der Ferne wie ein brennender Turm erschien und den Erdboden in einem Umkreise von 40 Fuß völlig verbrannt hat, weiterhin aber eine üppige, fast tropische Vegetation erzeugte. Ihr Getöse klang noch in einer Entfernung einer deutschen Meile wie das Gerassel eines Eisenbahnzuges, wenn er über eine Brücke fährt. — Auf der Halbinsel Abscheron brennen schon seit langer Zeit verschiedene Erdöle und Erdgasquellen (Ewige Feuer, Feueranbeter). In neuerer Zeit wird hier das Öl durch großartige Anlagen kunstgerecht gewonnen.

Das flüssige Erdöl, wie man es nach der Abscheidung des mit aus dem Brunnen gepumpten Wassers erhält, bildet im rohen Zustande eine dunkelgefärbte, undurchsichtige Masse, welche namentlich aus den Kohlenwasserstoffen vom Pentan und Amylen an aufwärts besteht. Wenn es zur Beleuchtung benutzt werden soll, so muß es zuvor rektifiziert werden; dabei wird es durch fraktionierte Destillation der Hauptsache nach in folgende Anteile zerlegt:

1. Die leichter flüchtigen Kohlenwasserstoffe, welche namentlich aus Pentan, Hexan und Heptan bestehen. Sie bilden farblose, leicht entzündliche Öle, welche durch Destillation in Fraktionen von steigendem Siedepunkt getrennt werden: a) Petroleumäther, Siedep. 50–60°, hauptsächlich aus Pentan und Hexan bestehend; b) Benzin oder Petroleumbenzin, Siedep. 70–90°, hauptsächlich aus Hexan und Heptan bestehend, und c) Ligroin, Siedep. 90–120°, aus Heptan und Oktan bestehend.

Der Petroleumäther dient in der Medizin zu Hauteinreibungen bei rheumatischen Leiden. — Das Ligroin kann zur Beleuchtung dienen, doch nur in besonders konstruierten Lampen (Ligroinlampen), in denen die Flüssigkeit durch eine poröse Substanz (Schwamm) völlig aufgesaugt ist; oder es kann in der Weise benutzt werden, daß man Luft hindurchleitet, welche sich mit den Dämpfen sättigt, die dann wie Leuchtgas verbrennen, und sowohl zur Beleuchtung als auch zum Betriebe von Gaskraftmaschinen dienen.

<sup>1</sup>) lat. *petra*, Stein, und *oleum*, Öl.



Das Benzin endlich findet ganz ausgedehnte Verwendung, besonders wegen seines Lösungsvermögens für verschiedene in Wasser unlösliche Substanzen, z. B. Fett, fettigen Schmutz, eingetrockneten Schweiß etc. (Chemische Wäche), Öle aus pflanzlichen und tierischen Substanzen (Extraktion von Fetten, z. B. Knochenfett) etc. Da es sehr flüchtig ist und seine Dämpfe sich leicht entzünden, so ist äußerste Vorsicht beim Gebrauch von Benzin nötig; man arbeite damit nie in der Nähe von freibrennenden Flammen. — In der „chemischen Wäsche“ hat nicht selten Selbstentzündung des Benzins stattgefunden und zur Entstehung großer Brände Veranlassung gegeben. Neuere Untersuchungen haben gezeigt, daß das Benzin durch Reibung mit den darin bewegten Wollstoffen elektrisch angeregt und durch die hierbei bewirkte Funkenbildung entzündet wird. Dies wird vermieden durch Zusatz von etwas Antibenzinpyrin, einer Lösung einer Magnesiaseife in Benzin und einem Mineralöl.

2. Das eigentliche Brennöl, welches aus den höher siedenden, flüssigen Kohlenwasserstoffen von Oktan und Oktylen an aufwärts besteht und im Handel vorzugsweise Petroleum genannt wird. Das Brennöl muß möglichst frei von den leichter flüchtigen, unter 1. genannten Kohlenwasserstoffen sein, da es sonst leicht Explosionen veranlassen kann. Es wird auf seine Feuersicherheit geprüft, indem man es langsam auf eine bestimmte Temperatur (21°) erwärmt und dann die Oberfläche mit einer Flamme berührt. Hierbei darf es sich nicht entzünden. Schlecht gereinigtes Petroleum entwickelt in den Ölgefäßen der Lampen brennbare Dämpfe, welche sich mit der für das verbrauchte Öl eindringenden Luft mischen und dann am Brenner entzünden können, wodurch das Gefäß zertrümmert wird. Als Hauptvorsichtsmaßregel beim Gebrauch von Petroleumlampen gilt, nur solche Dochte in den Brenner einzuziehen, welche die ringförmige Öffnung desselben vollkommen ausfüllen und namentlich an der Stelle, wo die Dochtränder sich zusammenschließen, keinen Zwischenraum lassen.

3. Die höher siedenden Anteile, aus denen man durch fortgesetztes Fraktionieren (s. S. 311) verschiedene nutzbare Substanzen gewinnt, namentlich Paraffinöl, zum Schmieren und als Zusatz zu Schleifmitteln für Metallwaren, und Vaseline, eine farblose, geruchlose, chemisch sehr indifferente Substanz, welche die Konsistenz eines weichen Fettes besitzt und in der Medizin als Salbe, wie auch zum Schmieren feinerer Apparate benutzt wird.

4. Die teerartigen Rückstände bilden eine schwarze, schmierige Masse und werden zur Gasfabrikation verwertet.

**Solaröl**<sup>1</sup> nennt man das aus dem Braunkohlen- und Torfteer durch Destillation gewonnene Öl, dessen spez. Gew. 0,825—0,835 und Siedepunkt 180—207° beträgt, und das hauptsächlich aus Kohlenwasserstoffen der Methanreihe besteht. Es dient zur Beleuchtung und kann in Petroleumlampen gebrannt werden.

**Photogen**<sup>2</sup> ist ein leichteres und niedriger siedendes Kohlenwasserstoffgemenge aus dem Braunkohlenteer vom spez. Gew. 0,800 und Siedepunkt 132°. Benutzung ebenfalls zur Beleuchtung.

**Paraffin**<sup>3</sup> ist ein Gemenge der höchsten Kohlenwasserstoffe der Methanreihe und wird aus den letzten Destillationsprodukten des Braunkohlen- und Torfteers gewonnen. Es bildet eine farblose, wachsähnliche Masse; schmilzt je nach der Abstammung bei 40—50° (weiches Paraffin) oder 50—70° (hartes Paraffin) und wird zur Fabrikation von Kerzen benutzt.

<sup>1</sup>) lat. *sol*, die Sonne. — <sup>2</sup>) griech. *φῶς* (*phōs*), Licht, und *γεννᾶν* (*gennan*), erzeugen. — <sup>3</sup>) lat. *parum*, wenig, und *affinis*, verwandt, weil es wenig Verwandtschaft zu andern Stoffen zeigt.

3. **Struktur der Kohlenwasserstoffe.** Da die Kohlenwasserstoffe homologe Reihen bilden, so leiten sich die Formeln der höhern Glieder aus denen der niedern durch successive Substitution von  $\text{CH}_3$  für H in den letztern ab.

## Methanreihe.

Methan	$\text{CH}_3\text{—H}$ (Methylwasserstoff)
Äthan	$\text{CH}_3\text{—CH}_3$
Propan	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
Butan	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
Pentan	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
Hexan	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
Heptan	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
Oktan	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
	etc.            etc.            etc.

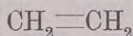
## Äthylenreihe.

(Das erste Glied  $\text{CH}_2$  fehlt.)

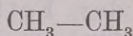
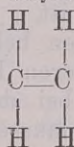
Äthylen	$\text{CH}_2\text{=CH}_2$
Propylen	$\text{CH}_2\text{=CH—CH}_3$
Butylen	$\text{CH}_2\text{=CH—CH}_2\text{—CH}_3$
Amylen	$\text{CH}_2\text{=CH—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
Hexylen	$\text{CH}_2\text{=CH—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
Heptylen	$\text{CH}_2\text{=CH—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
Oktylen	$\text{CH}_2\text{=CH—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
	etc.            etc.            etc.

Die Glieder der Methanreihe enthalten so viel Wasserstoffatome, als die vorhandenen Kohlenstoffatome überhaupt binden können, sie heißen deshalb gesättigte oder Grenz-Kohlenwasserstoffe.

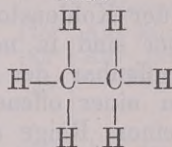
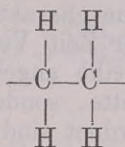
Die Glieder der Äthylenreihe dagegen enthalten 2 H-Atome weniger, als die entsprechenden der Methanreihe, deshalb faßt man ihre Struktur in der Weise auf, daß 2 C-Atome untereinander mit 2 Valenzen verbunden sind (doppelte Bindung). Durch Lösung der doppelten Bindung zu einer einfachen können 2 Valenzen frei werden und 2 H-Atome eintreten:



Äthylen.

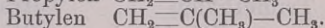
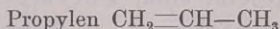
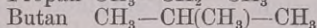
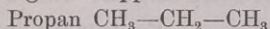


Äthan.



Die Glieder der Äthylenreihe sind deshalb zu den ungesättigten Verbindungen zu rechnen.

Die Substitutionen der homologisierenden Methylgruppe  $\text{CH}_3$  in den höheren Gliedern (von Propan und Propylen an) brauchen nicht notwendig in den endständigen  $\text{CH}_3$ -Gruppen zu geschehen, sondern können sich auch in einer der mittelständigen Gruppen vollziehen, z. B.

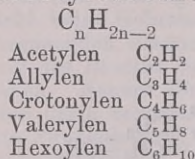


Hierdurch entstehen isomere höhere Kohlenwasserstoffe, deren Zahl um so größer sein wird, je größer die Zahl der Kohlenstoffatome in der Kette des niedern Gliedes ist. Kohlenwasserstoffe von der in der obigen Übersicht gegebenen Struktur werden normale genannt. Die übrigen Isomeren unterscheidet man als anormale, symmetrische, asymmetrische, benachbarte, primäre, sekundäre, tertiäre etc., Ausdrücke, auf deren Bedeutung näher einzugehen hier nicht am Platze ist.

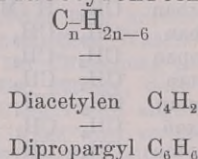


Außer den Kohlenwasserstoffen der Methan- und Äthylenreihe giebt es andere mit noch geringerem Wasserstoffgehalt, von denen nur die folgenden beiden Reihen Erwähnung finden mögen:

## Acetylenreihe

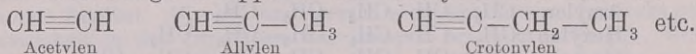


## Diacetylenreihe

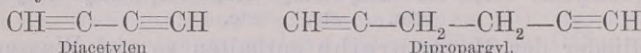


Über Acetylen s. Calciumcarbid, S. 63.

Sie sind von den Grenzkohlenwasserstoffen noch weiter entfernt und noch weniger gesättigt, als die der Äthylenreihe; man hat sich deshalb genötigt gesehen, in ihrem Molekül das Vorhandensein von dreifach gebundenen Kohlenstoffatomen anzunehmen,  $\text{—C}\equiv\text{C—}$ , und zwar kommt diese zweiwertige Gruppe in der Acetylenreihe einmal:



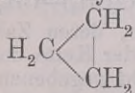
in der Diacetylenreihe zweimal vor:



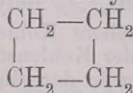
Das Charakteristische aller Kohlenwasserstoffe der Fettreihe besteht darin, daß die einzelnen Kohlenstoffatome derselben zu einer zusammenhängenden Kette verbunden sind, welche an beiden Enden offen ist, so daß man endständige und mittelständige C-Atome unterscheiden kann. Da alle Verbindungen der Fettreihe als Derivate (Abkömmlinge) der Kohlenwasserstoffe anzusehen sind, so gilt die offene Kohlenstoffkette überhaupt als eine wesentliche und charakteristische Eigenschaft der Fettkörper (S. 303), während, wie sich später zeigen wird, für die aromatischen Körper eine ringförmige Gruppierung der Kohlenstoffatome charakteristisch ist.

Nun aber sind in neuester Zeit Verbindungen bekannt geworden, welche zwar offenbar der Fettreihe angehören, deren Kohlenstoffatome aber nicht zu einer offenen Kette, sondern wie bei den aromatischen Körpern zu einem Ringe angeordnet sind. Diese müssen als Abkömmlinge von Kohlenwasserstoffen aufgefaßt werden, welche aus drei oder mehreren  $\text{CH}_2$ -Gruppen bestehen. Eine Verbindung  $\text{CH}_2$  würde, wenn sie im freien Zustande existierte, das erste (unbekannte) Glied der Äthylenreihe, also Methylen, zu nennen sein. Deshalb nennt man die oben erwähnten Kohlenwasserstoffe, insofern sie aus mehreren Methylenen zusammengesetzt sind, Polymethylenverbindungen, und zwar

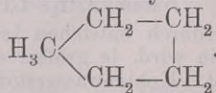
## Trimethylen



## Tetramethylen



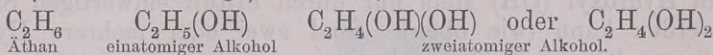
## Pentamethylen



Diese Kohlenwasserstoffe bilden den Übergang von der fetten zur aromatischen Reihe.

## II. Alkohole.

4. Mit diesem Namen bezeichnet man eine Reihe von Körpern, welche man als Hydroxylderivate der Kohlenwasserstoffe auffassen kann, d. h. als Kohlenwasserstoffe, in denen ein oder mehrere Atome H durch eine entsprechende Zahl von Hydroxylgruppen ersetzt sind. Hiernach unterscheidet man einatomige (oder einsäurige) und mehratomige (oder mehrsäurige) Alkohole, z. B:



Die Alkohole bilden, wie die Kohlenwasserstoffe, homologe Reihen, deren Glieder sich durch steigenden Kohlenstoffgehalt und Siedepunkt unterscheiden. Sie werden meistens aus Pflanzensubstanzen gewonnen, können aber auch auf künstlichem Wege dargestellt werden.

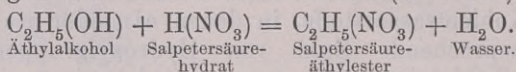
Tabelle der wichtigsten Alkohole der Fettreihe.

Namen	Formel	Siedepunkt	Vorkommen und Darstellung
Einatomige oder einsäurige			
Methylalkohol oder Holzgeist, dünnflüssig . . .	$\text{CH}_4\text{O} = \text{CH}_3(\text{OH})$	66°	Aus Holzteer.
Äthylalkohol oder Weingeist, dünnflüssig . . .	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O} = \text{C}_2\text{H}_5(\text{OH})$	78°	Aus Zucker.
Propylalkohol, dünnflüssig . . .	$\text{C}_3\text{H}_8\text{O} = \text{C}_3\text{H}_7(\text{OH})$	97°	Aus Weinfuselöl.
Butylalkohol, dünnflüssig . . .	$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O} = \text{C}_4\text{H}_9(\text{OH})$	116°	Aus Zucker.
Amylalkohol oder Fuselöl, ölig . . . . .	$\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O} = \text{C}_5\text{H}_{11}(\text{OH})$	132°	Aus Kartoffelfuselöl
Hexylalkohol, ölig . . .	$\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O} = \text{C}_6\text{H}_{13}(\text{OH})$	153°	Aus den Samen von <i>Heracleum giganteum</i>
Heptylalkohol, ölig . . .	$\text{C}_7\text{H}_{16}\text{O} = \text{C}_7\text{H}_{15}(\text{OH})$	175°	Aus Ricinusöl.
Oktylalkohol, ölig . . .	$\text{C}_8\text{H}_{18}\text{O} = \text{C}_8\text{H}_{17}(\text{OH})$	192°	Aus den Samen von <i>Heracleum giganteum</i>
etc. etc. . . . .	. . . . .	. . . . .	. . . . .
Cetylalkohol oder Äthal, fest . . . . .	$\text{C}_{16}\text{H}_{34}\text{O} = \text{C}_{16}\text{H}_{33}(\text{OH})$	344°	Aus dem Walrat.
Myricylalkohol, fest . . .	$\text{C}_{30}\text{H}_{62}\text{O} = \text{C}_{30}\text{H}_{61}(\text{OH})$	—	Aus dem Bienenwachs.
Mehratomige oder mehrsäurige.			
Glykol, flüssig (zweiatomig)	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2 = \text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$	197°	Aus Äthylen.
Glycerin, flüssig (dreiatomig)	$\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3 = \text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$	200°	Aus Fetten.
Erythrit, fest (vieratomig) .	$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}_4 = \text{C}_4\text{H}_6(\text{OH})_4$	—	Aus gewissen Flechten.
Quercit <sup>1)</sup> , fest (fünfatomig) .	$\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}_5 = \text{C}_5\text{H}_7(\text{OH})_5$	—	Aus den Eicheln.
Mannit, (fest sechsatomig) .	$\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_6 = \text{C}_6\text{H}_8(\text{OH})_6$	—	Aus der Manna.

<sup>1)</sup> Soll nach KANONNIKOW zu den hydrierten Phenolen gehören (gleich dem Inosit). Wahre 5-wertige Alkohole: Arabit, Xylit etc. sind von E. FISCHER dargestellt worden.



Die Alkohole zeigen in ihrem Verhalten eine gewisse Analogie mit den Metallbasen oder den Hydroxyden der Mineralchemie. Wie diese tauschen sie ihr Hydroxyl (OH) gegen Säurerest und Halogene aus und bilden damit Verbindungen, die man mit den Salzen vergleichen kann und zusammengesetzte Äther oder Ester (s. S. 321) nennt, z. B.:



Dieser Austausch erfolgt nach den Wertigkeitsverhältnissen der Säurereste, indem ein Hydroxyl (OH) stets nur durch einen einwertigen Säurerest ersetzt werden kann (wie oben). Sind zwei oder mehrere Hydroxyle vorhanden, so können dafür auch zwei oder mehrere einwertige Säurereste eintreten, z. B. beim Glykol zwei, beim Glycerin drei etc. Hierauf beruht die Unterscheidung der Alkohole in einsäurige, zweisäurige, dreisäurige etc. Da bei dieser Wechselsersetzung, sowie auch noch bei zahlreichen andern Reaktionen der Alkohole, die mit dem Hydroxyl verbundenen Atomgruppen in den verschiedenen Alkoholen ihren Zusammenhang bewahren, so werden sie Radikale, und zwar Alkoholradikale, oder auch Alkyle, genannt. Die Radikale der einsäurigen Alkohole sind demnach

*Radikale der einsäurigen Fettalkohole:*

Methyl	$\text{CH}_3$	Butyl	$\text{C}_4\text{H}_9$	Heptyl	$\text{C}_7\text{H}_{15}$
Äthyl	$\text{C}_2\text{H}_5$	Amyl	$\text{C}_5\text{H}_{11}$	Oktyl	$\text{C}_8\text{H}_{17}$
Propyl	$\text{C}_3\text{H}_7$	Hexyl	$\text{C}_6\text{H}_{13}$	Cetyl	$\text{C}_{16}\text{H}_{33}$

Die Alkoholradikale verhalten sich den Metallen analog, können aber nicht isoliert werden (analog dem gleichfalls nicht isolierbaren Ammonium).

**5. Methylalkohol oder Holzgeist**,  $\text{CH}_3(\text{OH})$ , bildet einen Bestandteil des Holzeßigs, welcher bei der trockenen Destillation des Holzes zugleich mit dem Holzteer gewonnen wird. Dieser wird mit Kalk destilliert und das Destillat (Holzgeist) durch Rektifikation gereinigt. — Farblose, leicht bewegliche, eigentümlich riechende Flüssigkeit; Siedepunkt  $66^\circ$ ; spez. Gew. 0,814; in jedem Verhältnis mit Wasser mischbar. Der rohe Holzgeist dient zum Denaturieren des Äthylalkohols, zur Firnisbereitung (Auflösung von Harz) und als Brennmaterial.

**Äthylalkohol oder Weingeist**, auch schlechtweg Alkohol genannt,  $\text{C}_2\text{H}_5(\text{OH})$ ; farblose, leicht bewegliche, angenehm riechende Flüssigkeit; Siedepunkt  $78^\circ$ , spez. Gew. 0,794; in jedem Verhältnis mit Wasser mischbar, wird selbst bei  $-100^\circ$  noch nicht fest; brennt mit bläulicher, wenig leuchtender Flamme. Der Äthylalkohol bildet sich bei der Gärung wässriger Zuckerlösungen und wird daraus durch fraktionierte Destillation (Fraktionieren) gewonnen (s. Gärung). Da sein Siedepunkt etwa  $22^\circ$  niedriger liegt als der des Wassers, so sind bei guter Kühlung die ersten Anteile des Destillats sehr reich an Alkohol und arm an Wasser; später gehen Gemische über, welche immer ärmer an Alkohol und reicher an Wasser werden, und die letzten Anteile bestehen nur aus Wasser.

**Versuch.** Man mische 1 Volum Alkohol mit 2 Volumen Wasser, bringe das Gemenge in eine tubulierte Retorte mit eingesenktem Thermometer und destilliere unter Benutzung eines Kühlapparates (Fig. 245) langsam. Die Destillation beginnt etwas über  $78^{\circ}$  und setzt sich dann bei stetig steigender Siedetemperatur fort. Das Destillat fange man in einzelnen Fraktionen in kleinen Kölbchen auf.

Die ersten Fraktionen riechen stark nach Alkohol und lassen sich leicht entzünden, die späteren nicht mehr.

Zur Bestimmung der Stärke des Alkohols dient das Alkoholometer, dessen Anwendung darauf beruht, daß ein in einer Flüssigkeit schwimmender Körper um so tiefer einsinkt, je geringer das spezifische Gewicht

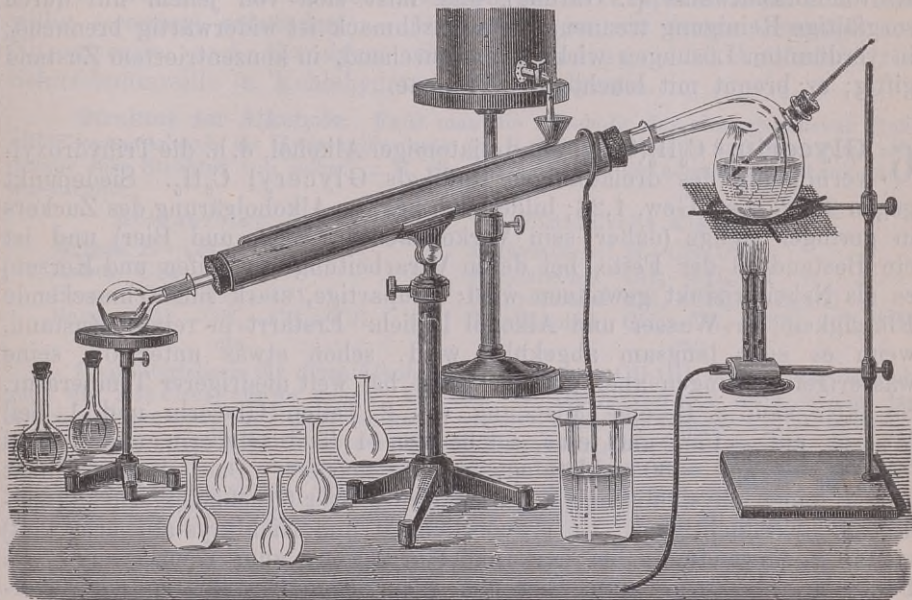


Fig. 245. Fraktionierte Destillation von flüssigem Alkohol.

der Flüssigkeit ist. Früher war das von TRALLES konstruierte Alkoholometer in Gebrauch, dessen 100teilige Skala den Prozentgehalt nach Volumen angibt; dafür ist jetzt das Gewichtsalkoholometer eingeführt, dessen Grade Gewichtsprozenten entsprechen. Jeder Grad entspricht zugleich einem bestimmten spezifischen Gewicht; z. B. nach der Skala von TRALLES:

1°	20°	30°	40°	50°	60°	70°	80°	90°	100° Tr.
0,998	0,976	0,966	0,952	0,935	0,914	0,891	0,865	0,835	0,794 spez. Gew.

Der Alkohol wird teils als Brennmaterial (Brennspiritus), teils als Lösungsmittel für ätherische Öle (Essenzen) und Harze (Firnisse, Lacke) benutzt; auch dient er in der Pharmazie zur Extraktion verschiedener Drogen (Tinkturen). Er bildet ferner einen wesentlichen Bestandteil der sogenannten geistigen Getränke. In verdünntem Zustand wirkt er berauschend, in konzentriertem Zustand als Gift (s. Nahrungs-



mittel). Alkohol von 100 % heisst absoluter Alkohol. Er läßt sich nicht durch fraktionierte Destillation, sondern nur unter Anwendung von wasserentziehenden Mitteln (gebrannter Kalk, Chlorcalcium etc.) von den letzten wässerigen Anteilen befreien. — Denaturierter Alkohol ist mit 5 % Holzgeist und 0,5 % Pyridin versetzt.

**Amylalkohol**<sup>1</sup> oder **Fuselöl**,  $C_5H_{11}(OH)$ , Siedepunkt 132°, spez. Gew. 0,830. Ölige Flüssigkeit von unangenehmem, zum Husten reizendem Geruch. In Wasser schwerer löslich als der Äthylalkohol, bildet sich namentlich neben Äthylalkohol in geringer Menge bei der Darstellung des Kartoffelbranntweins (s. Gärung), und läßt sich von jenem nur durch sorgfältige Reinigung trennen. Sein Geschmack ist widerwärtig brennend; in verdünnten Lösungen wirkt er berauschend, in konzentriertem Zustand giftig; er brennt mit leuchtender Flamme.

**6. Glycerin**,<sup>2</sup>  $C_3H_5(OH)_3$ , ein dreiatomiger Alkohol, d. h. die Trihydroxylverbindung des dreiatomigen Radikals Glyceryl  $C_3H_5$ . Siedepunkt gegen 200°, spez. Gew. 1,26; bildet sich bei der Alkoholgärung des Zuckers in geringer Menge (daher sein Vorkommen in Wein und Bier) und ist ein Bestandteil der Fette, bei deren Verarbeitung (zu Seifen und Kerzen) es als Nebenprodukt gewonnen wird; sirupartige, stark süß schmeckende Flüssigkeit; in Wasser und Alkohol löslich. Erstarrt in reinem Zustand, wenn es sehr langsam abgekühlt wird, schon etwas unter 0°, seine wässerigen Lösungen aber gefrieren erst bei weit niedrigerer Temperatur. So läßt sich z. B. eine Mischung von 2 Teilen Glycerin und 1 Teil Wasser auf  $-17^\circ$ , und eine solche von 1 Teil Glycerin und 1 Teil Wasser bis auf  $-30^\circ$  abkühlen, ehe sie gefriert. Das Glycerin findet wegen seiner physikalischen Eigenschaften (süßer Geschmack, Dickflüssigkeit, Schwerflüchtigkeit, Unveränderlichkeit und Nichtkrystallisierbarkeit) vielfältig Anwendung: bei der Likörfabrikation, zum Konservieren von Früchten, als Zusatz zum Bier und Wein, zum Extrahieren leicht veränderlicher Farb- und Riechstoffe, als Sperrflüssigkeit für Gasuhren, in der Medizin als Heilmittel gegen Hautkrankheiten, sowie als Zusatz zu Seifen, Pomaden und Salben. Mit Leimlösung bei gelinder Wärme zusammengeschmolzen, bildet es nach dem Erstarren eine weiche, elastische Masse, welche zur Herstellung von Buchdruckerwalzen und als Hektographenmasse dient.

**Nitroglycerin**,  $C_3H_5(NO_3)_3$ . Setzt man Glycerin allmählich und in kleinen Mengen zu einem Gemisch aus gleichen Volumen konzentrierter Schwefel- und Salpetersäure, so löst es sich darin auf und bildet eine dickliche, schwere, in Wasser untersinkende Flüssigkeit. Durch nachträglichen Auswaschen mit Wasser und Trocknen erhält man ein farbloses Öl von obiger Zusammensetzung, welches gewöhnlich Nitroglycerin genannt wird; es besitzt einen süßlichen Geschmack und wirkt, innerlich

<sup>1</sup>) lat. *amylum*, die Stärke, weil er sich (neben Äthylalkohol) bei der Gärung der (verzuckerten) Stärke bildet (s. Gärung). — <sup>2</sup>) griech. *γλυκός* (*glykós*) süß.

genommen, giftig. Bei strenger Kälte ( $-15$  bis  $20^{\circ}$ ) erstarrt es krystalinisch. Es ist ein höchst explosiver Körper und wird deshalb als Sprengmittel (NOBEL'sches Sprengöl) benutzt. Die Heftigkeit der Explosion erklärt sich leicht, wenn man erwägt, daß in jedem Molekül 9 O-Atome enthalten sind, welche mehr als ausreichend sind, um den C vollständig zu Kohlensäure und den H vollständig zu Wasser zu oxydieren, wobei der ganze Stickstoff frei wird. Das hierbei entwickelte Gasvolum beträgt etwa das 1000fache des Nitroglycerins (beim Schießpulver nur das 300fache). Die Explosion kann durch Schlag und rasches Erhitzen bewirkt werden; ein schlecht ausgewaschenes Präparat kann sich freiwillig (spontan) entzünden. — Dynamit<sup>1</sup> ist ein festes Gemenge aus Nitroglycerin und Kieselgur; Sprenggelatine eine Auflösung von Schießbaumwolle (s. Kohlehydrate) in Nitroglycerin.

**Struktur der Alkohole.** Faßt man die Alkohole, der oben gegebenen Definition entsprechend, als Hydroxylderivate der Kohlenwasserstoffe auf, so ergibt sich daraus ihre Struktur von selbst, z. B. für die Alkohole der normalen Methankohlenwasserstoffe.

**Methanreihe:**

Methan	$\text{H}-\text{CH}_3$
Äthan	$\text{CH}_3-\text{CH}_3$
Propan	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
Butan	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
	etc.

**Einsäurige Alkohole:**

Methylalkohol	$\text{H}-\text{CH}_2.\text{OH}$
Äthylalkohol	$\text{CH}_3-\text{CH}_2.\text{OH}$
Propylalkohol	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2.\text{OH}$
Butylalkohol	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2.\text{OH}$
	etc.

Charakteristisch für diese Alkohole ist die Gruppe  $\text{CH}_2\text{OH}$ , welche man deshalb auch die Alkoholgruppe nennt. Da aber die Hydroxylgruppe auch in eine der mittelständigen Gruppen  $\text{CH}_2$  treten kann, wodurch dann eine Gruppe  $\text{CH.OH}$  entsteht, so ist hierdurch die Möglichkeit der Bildung isomerer Alkohole gegeben, deren in der That auch eine reichliche Anzahl existiert. Daß sich auch von den nicht normalen Kohlenwasserstoffen Alkohole ableiten lassen, wodurch sich die Zahl der Isomeren noch mehr vergrößert, mag hier nur erwähnt sein.

### III. Säuren.

7. Der Charakter der organischen Säuren wird durch das Vorhandensein einer oder mehrerer Carboxylgruppen ( $\text{CO.OH}$ ) (S. 301) bedingt. Die Zahl derselben ist außerordentlich groß. Sie bilden zahlreiche homologe Reihen. Hier können nur einige der wichtigeren aufgeführt werden.

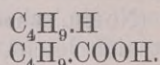
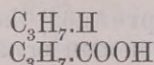
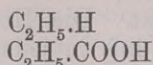
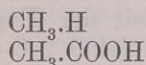
#### 1. Eigentliche Fettsäuren.

Alle eigentlichen Fettsäuren haben eine der allgemeinen Formel  $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$  entsprechende Zusammensetzung. Sie bilden eine Reihe mit zahlreichen homologen Gliedern von  $\text{C}_1$  bis  $\text{C}_{30}$ , von denen die meisten

<sup>1</sup>) griech. *δύναμις* (*dynamis*), die Kraft, wegen der Heftigkeit seiner explosiven Wirkung.



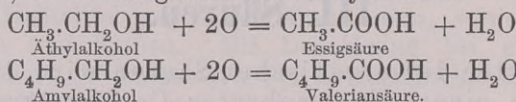
bekannt sind. Sie sind als Carboxylderivate der Grenzkohlenwasserstoffe zu betrachten:



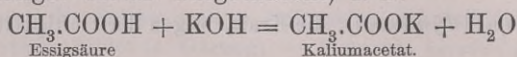
*Reihe der eigentlichen Fettsäuren.*

Namen der Säure	Formel $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$	Siede- punkt	Vorkommen und Darstellung
<b>Ameisensäure</b> , dünn- flüssig . . . .	$\text{CH}_2\text{O}_2 = \text{HCO}_2\text{H}$	99°	In den Ameisen.
<b>Essigsäure</b> , dünn- flüssig . . . .	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 = \text{CH}_3(\text{CO}_2\text{H})$	118°	Aus Äthylalkohol.
<b>Propionsäure</b> , dünn- flüssig . . . .	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2 = \text{C}_2\text{H}_5(\text{CO}_2\text{H})$	141°	Im Schweiß, im Holzessig.
<b>Buttersäure</b> , dünn- flüssig . . . .	$\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2 = \text{C}_3\text{H}_7(\text{CO}_2\text{H})$	162°	In der Butter, im Schweiß.
<b>Valeriansäure</b> , ölig	$\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2 = \text{C}_4\text{H}_9(\text{CO}_2\text{H})$	174°	In der Baldrianwurzel.
<b>Capronsäure</b> , „	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2 = \text{C}_5\text{H}_{11}(\text{CO}_2\text{H})$	200°	In der Butter, im Schweiß.
<b>Önanthsäure</b> , „	$\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2 = \text{C}_6\text{H}_{13}(\text{CO}_2\text{H})$	223°	Im Weinfuselöl.
<b>Caprylsäure</b> , „	$\text{C}_8\text{H}_{16}\text{O}_2 = \text{C}_7\text{H}_{15}(\text{CO}_2\text{H})$	236°	In der Butter, im Schweiß.
<b>Pelargonsäure</b> „	$\text{C}_9\text{H}_{18}\text{O}_2 = \text{C}_8\text{H}_{17}(\text{CO}_2\text{H})$	251°	I. Öl v. <i>Pelargonium roseum</i> .
<b>Caprinsäure</b> , fest etc.	$\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}_2 = \text{C}_9\text{H}_{19}(\text{CO}_2\text{H})$ etc.	270°	In der Butter, im Schweiß.
		<b>Schmelz- punkt</b>	
<b>Palmitinsäure</b> , fest	$\text{C}_{16}\text{H}_{32}\text{O}_2 = \text{C}_{15}\text{H}_{31}(\text{CO}_2\text{H})$	62°	In den Fetten.
<b>Stearinsäure</b> , „	$\text{C}_{18}\text{H}_{36}\text{O}_2 = \text{C}_{17}\text{H}_{35}(\text{CO}_2\text{H})$	70°	In den Fetten.
<b>Cerotinsäure</b> , „	$\text{C}_{27}\text{H}_{54}\text{O}_2 = \text{C}_{26}\text{H}_{53}(\text{CO}_2\text{H})$	78°	Im Bienenwachs.
<b>Melissinsäure</b> , „	$\text{C}_{30}\text{H}_{60}\text{O}_2 = \text{C}_{29}\text{H}_{59}(\text{CO}_2\text{H})$	90°	Aus Myricylalkohol.

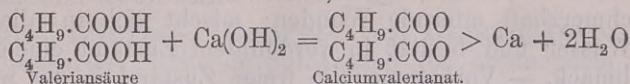
Die eigentlichen Fettsäuren bilden einen Bestandteil der natürlichen Fette (s. S. 337). Sie entstehen aber auch der Mehrzahl nach durch Oxydation der entsprechenden einsäurigen Alkohole mit gleichem Kohlenstoffgehalt, z. B. Essigsäure aus Äthylalkohol:



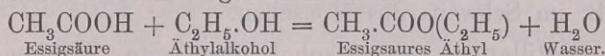
Bei dieser Oxydation werden also in der Alkoholgruppe  $\text{CH}_2\text{OH}$  zwei Atome H durch ein Atom O vertreten, so daß diese in die Carboxylgruppe  $\text{COOH}$  übergeht. Die beiden ersten Glieder der Fettsäurereihe, Ameisensäure und Essigsäure, können den stärkeren Mineralsäuren an die Seite gestellt werden: sie röten Lackmus, schmecken scharf sauer, treiben Kohlensäure aus Karbonaten aus und neutralisieren starke Basen vollständig. Bei den höhern Gliedern tritt die saure Reaktion mehr und mehr zurück, doch bilden auch sie mit Basen wohlcharakterisierte Salze. Hierbei wird der Wasserstoff des Carboxyls gegen ein einwertiges Metall ausgetauscht, z. B.



Die Fettsäuren sind also monohydrisch oder einbasisch, und zur Neutralisation der Hydroxyde mehrwertiger Metalle sind deshalb mehrere Moleküle der Fettsäuren erforderlich, z. B.

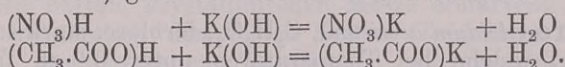


Auch den Alkoholen gegenüber verhalten sich die Fettsäuren den Mineralsäuren analog, indem sie wie diese ihren Wasserstoff gegen Alkoholradikale austauschen und neutrale Verbindungen geben, welche den anorganischen Salzen vergleichbar sind.



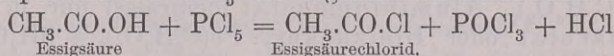
Die hierbei entstehenden Verbindungen gehören den zusammengesetzten Äthern (Estern) an (s. S. 321).

Bei allen diesen Reaktionen tritt, wie man sieht, stets nur der Wasserstoff des Carboxyls aus und wird entweder durch ein Metall oder ein Alkyl ersetzt, ganz wie bei den Mineralsäuren:



Die mit dem Wasserstoff verbundene Gruppe behält also ihren vollen Zusammenhang und wird bei den organischen Säuren ebenso wie bei den Mineralsäuren der Säurerest genannt.

Die Säuren können aber unter gewissen Umständen noch eine etwas weiter gehende Zersetzung erleiden, indem sie nicht blofs H, sondern (OH) abgeben und mit dem nun verbleibenden Rest andere Verbindungen eingehen, insbesondere mit einem Halogen oder auch mit der Amidgruppe  $\text{NH}_2$ . So entstehen z. B. durch Behandlung vieler organischer Säuren mit Phosphorpentachlorid  $\text{PCl}_5$  die sogenannten Säurechloride



Solche Säurereste, welche sich durch ein Minus von OH von den Säuren unterscheiden, werden Säureradikale genannt und haben, wie die Alkoholradikale, besondere Namen erhalten.

*Radikal der:*

Ameisensäure

Essigsäure

Propionsäure

Buttersäure

Valeriansäure

Capronsäure

Önanthsäure

Caprylsäure

Pelargonsäure

Caprinsäure

etc.

*Namen:*

Formyl

Acetyl

Propionyl

Butyryl

Valeryl

Capronyl

Önanthyl

Caprylyl

Pelargonyl

Caprinyl

etc.

*Formel:*

$\text{CHO}$

$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}$

$\text{C}_3\text{H}_5\text{O}$

$\text{C}_4\text{H}_7\text{O}$

$\text{C}_5\text{H}_9\text{O}$

$\text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}$

$\text{C}_7\text{H}_{13}\text{O}$

$\text{C}_8\text{H}_{15}\text{O}$

$\text{C}_9\text{H}_{17}\text{O}$

$\text{C}_{10}\text{H}_{19}\text{O}$

etc.



**Ameisensäure** (*Acidum formicicum*),  $\text{CH}_2\text{O}_2$ , farblose, an der Luft schwach rauchende Flüssigkeit von stark saurem Geruch, erstarrt bei  $-1^\circ$ , siedet bei  $99^\circ$ , wirkt, auf die Haut gebracht, stark ätzend und veranlaßt schmerzhaft eiternde Wunden; mischt sich in allen Verhältnissen mit Wasser und besitzt in verdünntem Zustand einen angenehm sauren Geschmack. — Vorkommen im freien Zustand in der roten Waldameise (*Formica rufa*), welche sie als Verteidigungsmittel von sich spritzt, ferner in der Prozessionsraupe (*Bombyx processionea*), im Saft der Brennnesselhaare, in den Fichtennadeln und in verschiedenen andern Pflanzen und Pflanzenteilen, sowie (im gebundenen Zustande) in manchen tierischen Sekreten, z. B. im Schweiß des Menschen.

Durch Destillation von Alkohol über rote Waldameisen erhält man den Ameisenspiritus, welcher erfrischend riecht und wegen seines (geringen) Gehaltes an Ameisensäure zu Hauteinreibungen benutzt wird. Die Ameisensäure bildet mit den Metallbasen eine Reihe wohlcharakterisierter Salze.

**8. Essigsäure** (*Acidum aceticum*),  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ , farblose, stark sauer riechende Flüssigkeit, welche bei Temperaturen unter  $0^\circ$  zu farblosen Krystallen erstarrt, die erst bei  $+17^\circ$  wieder schmelzen (Eisessig); siedet bei  $118^\circ$ , mischt sich in allen Verhältnissen mit Wasser und schmeckt in verdünnter Lösung angenehm sauer. — Vorkommen im freien Zustand in einigen Pflanzensäften und im gebundenen in einigen Organen und Sekreten des tierischen Organismus (Milz, Muskeln, Schweiß). Als Essig (s. Gärung) dient sie zur Zubereitung und Aufbewahrung der Nahrungsmittel.

Mit Basen bildet die Essigsäure eine Reihe wohlcharakterisierter Salze (Acetate), z. B. Natriumacetat,  $\text{Na}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2) + 3\text{H}_2\text{O}$ , Calciumacetat,  $\text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ , Aluminiumacetat (neutrales) nur in Lösung bekannt, Bleiacetat oder Bleizucker,  $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ , Kupferacetat,  $\text{Cu}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

Das Natriumacetat wird in einigen Ländern zum Füllen von Wärmflaschen, besonders für die Erwärmung von Eisenbahnwagen, benutzt. Das Salz krystallisiert mit 3 Molekülen Wasser und schmilzt bei  $59^\circ$ . Hierbei werden pro Kilogramm des Salzes ungefähr 94 Cal. Wärme latent, welche beim Erstarren wieder abgegeben werden. Erwärmt man ein mit dem krystallisierten Salz gefülltes, gut verschlossenes Metallgefäß bis  $80^\circ$ , so giebt dasselbe beim Erkalten zwischen  $80^\circ$  und  $59^\circ$  zuerst die überschüssige freie Wärme ab und erhält sich dann auf dieser Temperatur so lange, bis die ganze Masse des Salzes krystallisiert ist; erst dann tritt weitere Abkühlung ein. Aus diesem Grunde bleiben derartige Wärmflaschen viel länger warm, als wenn sie mit Wasser von der gleichen Temperatur gefüllt wären.

Das Aluminiumacetat, welches durch Wechselzersetzung der Lösungen von Bleiacetat und Aluminiumsulfat gewonnen wird, dient wie letzteres als Beizmittel in der Färberei (s. Farbstoffe) und in der Medizin als zusammenziehendes oder adstringierendes Mittel.

Der Bleizucker wird im großen durch Auflösen gemahlener Bleiglätte in Essig und Krystallisieren der Lösung dargestellt. Er dient als Ausgangspunkt zur Darstellung verschiedener Bleisalze (z. B. Chromgelb) und andererseits zur Gewinnung von Acetaten (z. B. Aluminiumacetat, s. o.).

Das Kupferacetat bildet als basisches Salz ( $2\text{Cu}[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2]_2 + \text{CuO}$ ), den Grünsap, welcher durch Einwirkung von Essig auf Kupferplatten unter Zutritt von Luft dargestellt wird und durch Anrühren mit einer siedenden Lösung von arseniger Säure das Schweinfurter Grün liefert.

**Butter-, Capron-,<sup>1</sup> Capryl-<sup>1</sup> und Caprinsäure<sup>1</sup>** sind widerwärtig (schweifsartig) riechende Substanzen von brennendem, kratzendem (ranzigem) Geschmack. Die ersten drei sind bei gewöhnlicher Temperatur flüssig, die letzte fest. Sie bilden einen Bestandteil des Butterfettes, dem sie beim Ranzigwerden den bekannten, widerwärtigen Geruch und Geschmack verleihen (s. Fette).

**Palmitinsäure** (*Acidum palmiticum*),  $\text{C}_{16}\text{H}_{32}\text{O}_2$ , als Bestandteil der Fette im Tier- und Pflanzenreiche allgemein verbreitet, besonders im Palmöl; schuppig krystallinisch, bei  $62^\circ$  schmelzend, und nach dem Abkühlen zu einer weissen, ziemlich harten Masse erstarrend, in Wasser unlöslich. Benutzung bei der Fabrikation der Seife.

**Stearinsäure<sup>2</sup>** (*Acidum stearinicum*),  $\text{C}_{18}\text{H}_{36}\text{O}_2$ , grofsblättrige, krystallinische Masse, bei  $70^\circ$  schmelzend, und beim Abkühlen zu einer weissen, ziemlich harten, krystallinischen Masse erstarrend. Vorkommen in fast allen, namentlich den festen Fetten (Talgarten) des Tier- und Pflanzenreichs. Benutzung zur Fabrikation von Stearinkerzen, welche gröfstenteils aus Stearinsäure und Palmitinsäure bestehen.

## 2. Säuren anderer Reihen.

9. Aufser den eigentlichen Fettsäuren giebt es in der Fettreihe noch eine außerordentlich grofse Zahl anderer homologer Säurereihen, von denen hier nur die folgenden Glieder aufzuzählen sind.

**Ölsäure oder Oleinsäure** (*Acidum oleinicum*),  $\text{C}_{18}\text{H}_{34}\text{O}_2 = \text{C}_{17}\text{H}_{33} \cdot \text{COOH}$ . Einbasisch; farbloses Öl, welches bei niedriger Temperatur erstarrt und erst bei  $14^\circ$  wieder schmilzt. Geruchlos und geschmacklos. Sie bildet neben Palmitin- und Stearinsäure einen Hauptbestandteil der meisten, namentlich der halbfesten und flüssigen Fette oder Öle. Sie gehört einer Reihe  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}\text{O}_2$  an, deren Glieder sich von den entsprechenden Gliedern der Fettsäurereihe durch ein Minus von  $\text{H}_2$  unterscheiden.

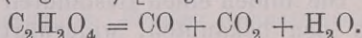
**Milchsäure** (*Acidum lacticum*),  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 = \text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})\text{COOH}$ . Einbasisch. Dickflüssiges, in Wasser und Alkohol lösliches Öl von saurem Geschmack. Bildet sich durch Gärung verschiedener Zuckerarten, z. B. beim Sauerwerden der Milch aus dem Milchzucker, bei der Gärung des Sauerkrautes etc. (Gärungsmilchsäure), und ist auch in der Fleischflüssigkeit enthalten (Fleischmilchsäure). Sie gehört einer Reihe  $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_3$  an, deren Glieder sich von den entsprechenden Gliedern der Fettsäurereihe

<sup>1</sup>) lat. *caper*, der Bock, wegen des Bocksgeruchs dieser Säuren. — <sup>2</sup>) griech. *στάειρ* (*stéar*), Talg, Fett.

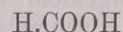


durch ein Plus von O unterscheiden und deshalb Oxysäuren genannt werden. Die Milchsäure ist Oxypropionsäure.

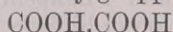
**Oxalsäure** oder **Kleesäure** (*Acidum oxalicum*),  $C_2H_2O_4 = COOH.COOH$ . Zweibasisch. Krystallisiert mit 2 Mol. Wasser  $C_2H_2O_4 + 2H_2O$  in farblosen, nadelförmigen Prismen von scharf saurem Geschmack (giftig), welche sich beim Erhitzen mit Schwefelsäure in Kohlenoxyd, Kohlensäure und Wasser zerlegen (Fig. 246) [T. § 114].



Sie gehört einer Reihe  $C_nH_{2n-2}O_4$  an, deren Glieder zu den entsprechenden Gliedern der Fettsäuren in der Beziehung stehen, daß ein Atom H in den letztern durch eine Carboxylgruppe ersetzt ist.



Ameisensäure.



Oxalsäure.

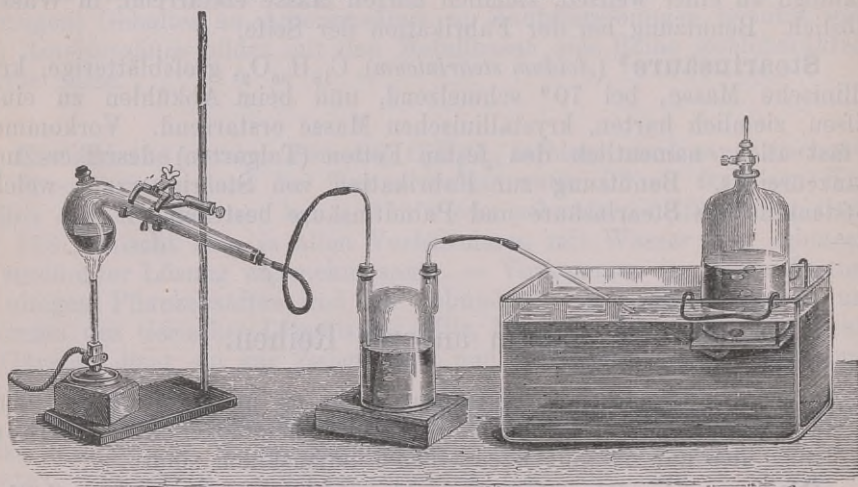


Fig. 246.

Zersetzung der Oxalsäure.

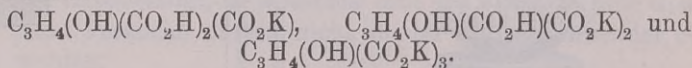
Vorkommen in der Natur, sehr verbreitet: als saures Kaliumsalz oder Kleesalz,  $COOH.COOK$ , (Kaliumdioxalat) in den Oxalisarten; als Calciumsalz,  $(COO)_2Ca$ , in vielen Pflanzen und im Harn (Harnsteine); als Ammoniumsalz im Guano. Wird im großen durch Oxydation von Zucker mit Salpetersäure oder von Sägespänen mittels Ätzkali dargestellt.

**Bernsteinsäure** (*Acidum succinicum*),  $C_4H_6O_4 = C_2H_2(COOH)_2$ . Zweibasisch. Wasserhelle Krystalle. Bei  $180^\circ$  schmelzend, bei  $235^\circ$  flüchtig. — Vorkommen im Bernstein, in den Weintrauben und im Wein, im tierischen Organismus und auch im Harn. Darstellung durch trockene Destillation des Bernsteins. Sie gehört derselben Reihe  $C_nH_{2n-2}O_4$  an, wie die Oxalsäure.

**10. Weinsäure** (*Acidum tartaricum*),  $C_4H_6O_6 = C_2H_2(OH)_2(COOH)_2$ . Zweibasisch. Krystallisiert in wasserhellen Prismen von stark

saurem Geschmack. Sehr verbreitet im Pflanzenreich, vorzugsweise im Saft der Trauben; bildet mit Metallbasen eine große Reihe wohlcharakterisierter Salze, und zwar, da sie zweibasisch ist, mit einwertigen Metallen saure und neutrale Salze. Sie gehört einer Reihe  $C_nH_{2n-2}O_6$  an, deren Glieder noch sauerstoffreicher sind, als die entsprechenden der Oxalsäurereihe. Das saure Kaliumsalz,  $C_4H_5KO_6$ , oder Weinstein (*Tartarus*) setzt sich im unreinen Zustand in grauen oder schmutzig-roten Krusten an der Wandung der Fässer ab, in denen der Wein aufbewahrt wird. Da sie zu den stärkern Säuren gehört und Kohlensäure aus den Carbonaten auszutreiben vermag, benutzt man sie zur Bereitung von Brausepulver (ein Gemenge von fein verriebener Weinsäure mit Natriumdikarbonat).

**Zitronensäure** (*Acidum citricum*),  $C_6H_8O_7 = C_3H_4(OH)(COOH)_3$ . Dreibasisch. Farblose, durchsichtige, rhombische Prismen mit 1 Molekül Krystallwasser, angenehm sauer schmeckend. Vorkommen im Saft der Zitronen, der Preiselbeeren, der Johannisbeeren und Stachelbeeren und in andern süßlich-sauer schmeckenden Früchten. Sie gehört zur Reihe  $C_nH_{2n-4}O_7$ . Bildet mit einwertigen Metallen, z. B. mit Kalium, drei Salze von der Formel:



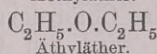
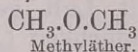
## IV. Äther.

11. Man unterscheidet eigentliche und zusammengesetzte Äther, und jene zerfallen wiederum in einfache und gemischte.

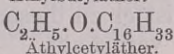
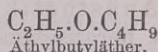
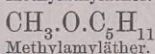
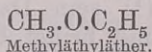
### 1. Eigentliche Äther.

Eigentliche Äther sind Alkohole, in denen der Wasserstoff des Hydroxyls durch ein Alkoholradikal vertreten ist. Ist dies dasselbe, welches der betreffende Alkohol bereits enthält, so entstehen einfache Äther; ist es ein anderes: gemischte Äther.

*Einfache Äther:*



*Gemischte Äther:*

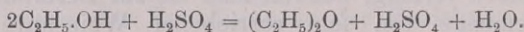


**Äthyläther** (auch Schwefeläther oder schlechtweg Äther genannt, *Aether sulfuricus*),  $C_4H_{10}O = (C_2H_5)_2O$ : angenehm und erfrischend riechende Flüssigkeit. Siedepunkt 35°. Spez. Gew. 0,718. In Wasser wenig löslich, mit Alkohol in jedem Verhältnis mischbar. Verdampft schon bei gewöhn-



licher Temperatur, wobei eine starke Temperaturniedrigung eintritt. In hohem Grade feuergefährlich. (Man arbeite nie mit Äther in der Nähe einer Flamme.) Sein Dampf, mit Luft gemischt, explodiert beim Anzünden. Ausgezeichnetes Lösungsmittel für viele organische und unorganische Stoffe: Harze, Fette, ätherische Öle, Schwefel, Phosphor, Brom, Jod und zahlreiche Salze, mit Alkohol gemischt auch für Schießbaumwolle (Kollodium, siehe Kohlehydrate).

Der Äther wird durch Destillation eines Gemisches von 3 Teilen konzentrierter Schwefelsäure und 5 Teilen 90prozentigem Alkohol unter beständigem Nachfließen neuer Mengen Alkohol gewonnen.



Die Schwefelsäure wirkt hiernach nur wasserentziehend, doch bildet sich in der That zuvor eine Verbindung zwischen Schwefelsäure und Alkohol (Äthylschwefelsäure s. S. 321 u. 322), welche sich dann sogleich wieder zersetzt. Da die Schwefel-



Fig. 247.  
Entzündung von Äther.

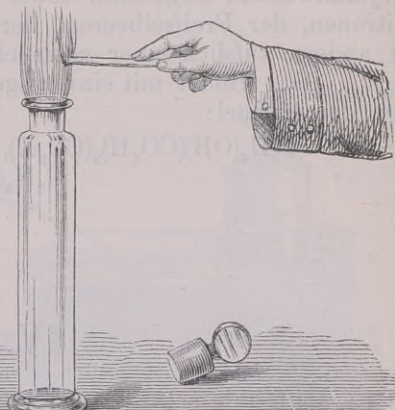


Fig. 248.  
Explosion von Ätherdampf.

säure hierbei nicht verbraucht wird, so kann man damit beliebig große Mengen Alkohol in Äther umwandeln. Weil Schwefelsäure zu seiner Darstellung dient, wird er (sehr unpassend!) Schwefeläther genannt.

Benutzung als Lösungsmittel für die obengenannten Substanzen, namentlich zur Extraktion von Fetten und zur Beseitigung von Fettflecken. Ferner zur Darstellung des Kollodiums und (früher) in der Medizin als Anästhetikum<sup>1</sup>: sein Dampf, mit Luft gemischt, eingeatmet, wirkt berauschend und bringt Unempfindlichkeit (Anästhesie) hervor, doch ist er zu diesem Zweck jetzt durch das Chloroform und andere Anästhetika verdrängt. — In der Pharmazie wird ein Gemisch von Alkohol und Äther HOFMANN'sche Tropfen oder HOFMANN'scher Geist genannt und galt ehemals als ein beliebtes Arzneimittel.

<sup>1</sup>) griech. ἀναισθησία (*anaesthesia*), Gefühllosigkeit.

**12. Versuche mit Äther.** a) Man giesse in eine flache eiserne Schale etwas Äther und nähere der Oberfläche desselben einen brennenden Span, wobei sich der Äther, schon ehe die Flamme mit ihm in Berührung kommt, entzündet (Fig. 247).

b) Man erstickte die Flamme durch Auflegen eines Pappdeckels, setze die Schale schwimmend auf heißes Wasser und halte einen brennenden Span darüber. Die Entzündung erfolgt jetzt schon aus größerer Ferne.

c) In einen mit einem Stöpsel zu verschließenden Fufscylinder bringe man einige Tropfen Äther und schwenke denselben einige Male um. Dann tauche man in die Mündung des Cylinders eine Flamme, worauf eine lebhafte Explosion erfolgt (Fig. 248).

d) Man bringe in einer Schale Wasser zum Sieden, verlösche die Flamme der Lampe und tauche ein kleines, Äther enthaltendes Kölbchen mit eingesenktem Thermometer hinein. Der Äther fängt zu sieden an, wobei das Thermometer auf 35° stehen bleibt. Der siedende Äther, rasch über die Hand gegossen, bringt starke Abkühlung hervor.

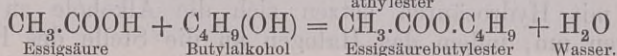
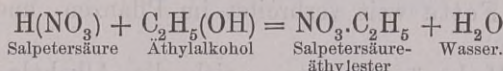
e) Man stopfe in ein Büettenrohr einige Bausche Filtrierpapier, das man zuvor mit Olivenöl begossen hat, lasse Äther hindurchfließen, fange ihn in einem großen Uhrglas auf und lasse ihn darin freiwillig verdunsten. Nach dem Verdunsten bleibt das Olivenöl auf dem Glase zurück.

f) Man mache einen Fettfleck mitten auf einem Quartblatt Papier, lege dasselbe auf eine dicke Unterlage von Filtrierpapier, begiesse es ganz (bis über den Rand) mit Äther und decke rasch ein Blatt Filtrierpapier darüber. Ist der Fettfleck noch nicht vollständig verschwunden, so wiederhole man das Verfahren noch einmal.

Alle diese Versuche dürfen nicht in der Nähe brennender Flammen ausgeführt werden.

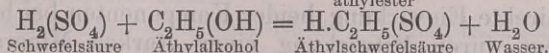
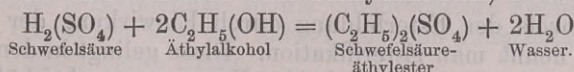
## 2. Zusammengesetzte Äther oder Ester.

**13.** Diese sind Verbindungen von Säureresten mit Alkoholradikalen; sie entstehen, wie bereits S. 310 gesagt wurde, durch Einwirkung von anorganischen oder organischen Säuren auf Alkohole. Das Alkoholradikal tritt dann an die Stelle des basischen Wasserstoffs der Säure.



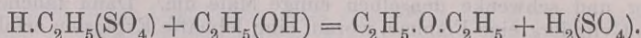
Es tauscht sich also hier der Säurerest,  $\text{CH}_3.\text{COO}$ , gegen das Hydroxyl des Alkohols aus, gerade so, wie bei der Bildung der Salze in der Mineralchemie der Säurerest gegen das Hydroxyl des basischen Hydrates.

Bei zweibasischen Säuren, welche zwei basische Wasserstoffatome enthalten, können beide oder auch nur eins durch Alkoholradikale vertreten werden. Im ersten Falle entstehen neutrale Ester, im zweiten Falle saure Ester oder Alkylsäuren, z. B.



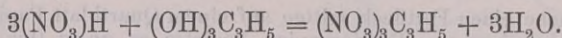


Bei der Einwirkung von Schwefelsäure auf Äthylalkohol entsteht zunächst nur der saure Ester oder die Äthylschwefelsäure und nur geringe Mengen des neutralen Esters. Die Äthylschwefelsäure zersetzt sich, wenn sie mit mehr Alkohol in Berührung kommt und auf  $140^{\circ}$  erhitzt wird, in der Weise, daß sie den Säurerest der Schwefelsäure ( $\text{SO}_4$ ) gegen Äthyl austauscht und Äthyläther bildet, wobei Schwefelsäure regeneriert wird:

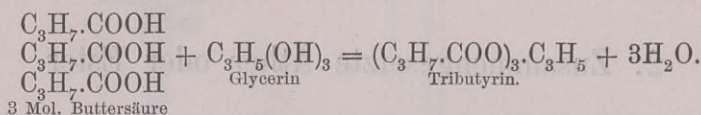


Dies ist der wahre Vorgang bei der Darstellung des Äthyläthers aus Alkohol und Schwefelsäure (s. S. 320).

Wenn umgekehrt mehrsaurige Alkohole mit einbasischen Säuren in Reaktion treten, so sind mehrere Moleküle von letzteren nötig, um den Alkohol völlig zu sättigen und in einen neutralen Ester zu verwandeln. So braucht z. B. das dreisaurige Glycerin drei Moleküle Salpetersäure, um sich vollständig zu esterifizieren:



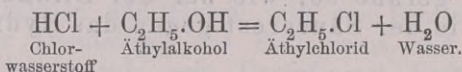
Die drei Salpetersäurereste  $(\text{NO}_3)_3$  treten an die Stelle der drei Hydroxyle im Glycerin und bilden den neutralen Salpetersäure-Glycerinester (Nitroglycerin; s. S. 312). Ebenso verhält sich das Glycerin gegen einbasische organische Säuren:



Hier giebt das Glycerin seine drei Hydroxyle ab, und das übrigbleibende dreiwertige Radikal Glyceryl,  $\text{C}_3\text{H}_5$ , verbindet sich mit den drei einatomigen Resten der Fettsäure (Buttersäure).

Das Glycerin bildet mit allen Fettsäuren neutrale Ester, welche als natürliche Fette weit verbreitet im Pflanzen- und Tierreich vorkommen (s. Fette).

Auch mit Hydrosäuren setzen sich die Alkohole zu esterartigen Verbindungen um, indem das Halogen an die Stelle des Hydroxyls im Alkohol tritt. Die hierbei entstehenden Produkte heißen Alkylchloride, Alkylbromide und Alkyljodide, z. B.:



### 3. Esterifikation (Ätherifikation).

14. Der Prozeß der Esterbildung durch Einwirkung der Alkohole auf Säuren nennt man Esterifikation. Diese gelingt in den allermeisten Fällen durch direkte Einwirkung beider Komponenten bei höherer Temperatur, wird aber durch Mitwirkung einer starken Mineralsäure, z. B.

Schwefelsäure oder Salzsäure, wesentlich erleichtert. Die letzteren wirken selbstverständlich direkt esterifizierend.

**Versuch.** Man erhitze in einer offenen Kochflasche ein Gemenge von Äthylalkohol und Salzsäure gelinde. Die Flüssigkeit kommt bald ins Sieden, wobei sich der angenehme und erfrischende Geruch des Äthylchlorids entwickelt. (Vorsicht, damit die austretenden schweren Dämpfe nicht mit der Flamme in Berührung kommen!) — Das Äthylchlorid brennt mit grün gesäumter Flamme.

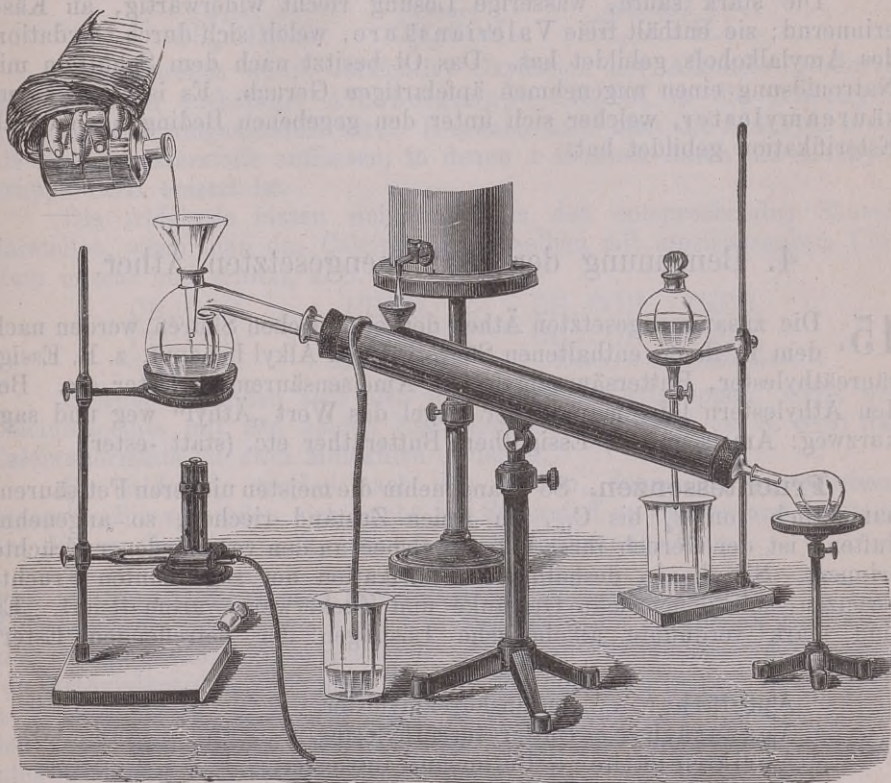


Fig. 249.

Fig. 250.

Oxydation und Esterifikation von Amylalkohol.

**Versuch.** Man mische 3 Teile konzentrierte Schwefelsäure mit 1 Teil 90 prozentigem Alkohol und setze allmählich 2 Teile zuvor entwässertes Natriumacetat hinzu; dann destilliere man das Gemenge aus einer Retorte im Wasserbad unter Anwendung eines Kühlrohrs. Das Destillat besteht aus Essigsäureäthylester.

Der folgende Versuch zeigt zugleich die Umwandlung eines einsäurigen Alkohols (Amylalkohol) in die entsprechende Fettsäure (Valeriansäure) durch Oxydation und die darauf folgende Esterifikation des Alkohols mit der entstandenen Säure.

**Versuch.** Man bringe  $5\frac{1}{2}$  Teile gepulvertes Kaliumdichromat und 5 Teile Wasser in eine geräumige tubulierte Retorte mit vorgelegtem Kühlrohr, giesse ganz allmählich



und vorsichtig bei nicht brennender Lampe (!) eine Mischung von 1 Teil Amylalkohol und 5 Teilen konzentrierter Schwefelsäure hinzu (Fig. 249) und verschleife rasch. Die Flüssigkeit kommt von selbst zum Sieden, und eine wasserhelle Flüssigkeit destilliert über. Zuletzt wird gelinde erwärmt, bis im Kühlrohr keine öligen Tropfen mehr sichtbar sind. Dann bringe man das Destillat in einen Scheidetrichter (Fig. 250) und trenne die untere, stark sauer reagierende wässerige Schicht von dem aufschwimmenden Öl. Letzteres schüttele man im Scheidetrichter selbst mit einer verdünnten Lösung von kohlensaurem Natrium und trenne es in gleicher Weise.

Die stark saure, wässerige Lösung riecht widerwärtig, an Käse erinnernd; sie enthält freie Valeriansäure, welche sich durch Oxydation des Amylalkohols gebildet hat. Das Öl besitzt nach dem Schütteln mit Natronlösung einen angenehmen äpfelartigen Geruch. Es ist Valeriansäureamylester, welcher sich unter den gegebenen Bedingungen durch Esterifikation gebildet hat.

#### 4. Benennung der zusammengesetzten Äther.

**15.** Die zusammengesetzten Äther der organischen Säuren werden nach dem in ihnen enthaltenen Säurerest und Alkyl benannt, z. B. Essigsäureäthylester, Buttersäureamylester, Ameisensäuremethylester etc. Bei den Äthylestern läßt man in der Regel das Wort „Äthyl“ weg und sagt kurzweg: Ameisenäther, Essigäther, Butteräther etc. (statt -ester).

**Fruchtessenzen.** So unangenehm die meisten niederen Fettsäuren, namentlich von  $C_4$  bis  $C_{10}$ , im freien Zustand riechen, so angenehm duftend ist der Geruch ihrer Ester, welcher an den verschiedener Früchte erinnert. Sie dienen deshalb zur Fabrikation der sogenannten Fruchtessenzen, mit denen man Getränke und Zuckerwaren aromatisiert. Es sind stark verdünnte alkoholische Lösungen der betreffenden Ester, und zwar:

Apfeläther = Valeriansäureamylester,  
 Ananasäther = Buttersäureäthylester,  
 Aprikosenäther = Buttersäureamylester,  
 Birnenäther = Essigsäure- und Buttersäureäthylester.

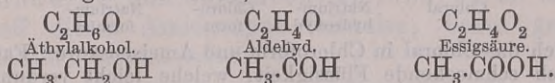
Onanthsäureäthylester besitzt den Geruch der Blume des Rheinweins.

Kognakessenz ist ein Gemisch von Essigäther und Salpeteräther.

Rumessenz ein Gemisch von Ameisensäureäthylester und andern Estern, gefärbt mit gebranntem Zucker.

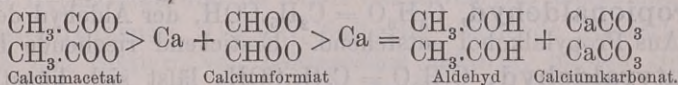
## V. Aldehyde.

16. Die Aldehyde<sup>1</sup> stehen in der Mitte zwischen den primären Alkoholen und den Säuren. Sie enthalten 2 Atome H weniger als jene und 1 Atom O weniger als diese; z. B.



Sie entstehen durch vorsichtige Oxydation der Alkohole, wodurch die in diesen enthaltene Alkoholgruppe  $\text{CH}_2\cdot\text{OH}$  in die Aldehydgruppe  $\text{COH}$  umgewandelt wird. Hiernach kann man die Aldehyde auch als Kohlenwasserstoffe auffassen, in denen 1 H-Atom durch die Aldehydgruppe  $\text{COH}$  ersetzt ist.

Die Aldehyde lassen sich auch aus den entsprechenden Säuren darstellen, wenn man das Calciumsalz derselben mit Ameisensäurem Calcium mischt und erhitzt, z. B.



Hierbei verbinden sich also die beiden Methylgruppen,  $\text{CH}_3$ , des Calciumacetats mit den beiden Radikalen  $\text{COH}$  (Formyl, s. S. 315) des Calciumformiats zu zwei Molekülen Aldehyd.

Die Aldehyde werden nach den Säuren, denen sie entsprechen, genannt. Sie verbinden sich leicht mit Sauerstoff zu Säuren und besitzen aus diesem Grunde stark reduzierende Eigenschaften.

17. **Formaldehyd** oder **Ameisensäurealdehyd**,  $\text{CH}_2\text{O} = \text{H}\cdot\text{COH}$ , entsteht, wenn man einen mit Methylalkohol beladenen Luftstrom über eine glühende Platinspirale leitet, oder bei unvollkommener Verbrennung von Methylalkohol in geeigneten Lampen (Formaldehydlampen). Gasförmig, in Wasser löslich, in starker Kälte flüssig; Siedep.  $-21^\circ$ , findet neuerlich unter dem Namen Formalin in Lösung oder in Gasform als Desinfektionsmittel ausgedehnte Verwendung.

**Acetaldehyd** oder **Essigsäurealdehyd**,  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O} = \text{CH}_3\cdot\text{COH}$ , entsteht durch Oxydation von Äthylalkohol mittels eines Gemenges von Schwefelsäure und Braunstein; farblose, bei  $21^\circ$  siedende, erstickend riechende Flüssigkeit. — Folgende Derivate des Acetaldehyds sind von Bedeutung:

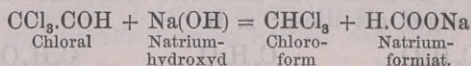
**Trichloraldehyd** oder **Chloral**,  $\text{CCl}_3\cdot\text{COH}$ , ist Acetaldehyd, in welchem die drei Wasserstoffatome der Methylgruppe durch Chlor ersetzt sind. Das Chloral entsteht zwar durch direkte Einwirkung von Chlor auf Aldehyd, wird aber leichter und in vorteilhafterer Weise durch Einwirkung von Chlor auf absoluten Alkohol erhalten. Farblose, durchdringend riechende Flüssigkeit, welche sich mit Wasser zu einem festen krystallinischen Hydrat, Chloralhydrat,  $\text{CCl}_3\cdot\text{COH} + \text{H}_2\text{O}$ , verbindet. Dieses

<sup>1</sup>) abgekürzt von Al(kohol)dehyd(rogenatus), weil sie weniger Wasserstoff als die Alkohole enthalten.



bewirkt, in Dosen von 1,5–5 g innerlich eingenommen, Schlaf und ist deshalb zu einem wichtigen, vielfach benutzten schlafbringenden Arzneimittel (Hypnotikum<sup>1</sup>) geworden.

**Chloroform**,  $\text{CHCl}_3$  (Trichlormethan), kann als ein Abkömmling des Chlorals betrachtet werden, aus dem es durch Einwirkung alkalischer Basen (Natriumhydrat, Calciumhydrat) entsteht:



Hierbei spaltet sich das Chloral in Chloroform und Ameisensäure. Farblose, angenehm riechende, süßlich schmeckende Flüssigkeit, welche leicht verdunstet, und deren Dampf, wenn er, mit Luft gemischt, eingeatmet wird, Schmerzlosigkeit (Anästhesie) bewirkt. Aus diesem Grunde ist es zu einem wichtigen Arzneimittel (Anästhetikum) geworden, welches namentlich bei schweren chirurgischen Operationen Anwendung findet. Hierbei pflegt man das Einatmen bis zur Bewußtlosigkeit des Patienten fortzusetzen.

**Jodoform**,  $\text{CHI}_3$  (Trijodmethan), entsteht durch Einwirkung von Jod und Kalilauge auf Äthylalkohol und viele andere Substanzen, welche eine Methylgruppe enthalten (mit Ausnahme des Methylalkohols). Gelber, krystallinischer Körper von charakteristischem, sehr durchdringendem Geruch. Anwendung in der Medizin.

**Propionaldehyd**,  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O} = \text{C}_2\text{H}_5\text{.COH}$ , der Aldehyd der Propionsäure. Aus Propylalkohol entstehend. Erstickend riechende Flüssigkeit.

**Butyraldehyd**,  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O} = \text{C}_3\text{H}_7\text{.COH}$ , läßt sich künstlich durch Destillation von buttersaurem und ameisensaurem Calcium darstellen und entsteht auch bei der Oxydation von Eiweißkörpern.

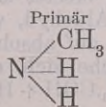
**Valeraldehyd**,  $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O} = \text{C}_4\text{H}_9\text{.COH}$ , der Aldehyd der Valeriansäure.

**Önanthaldehyd** oder **Önanthol**,  $\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O} = \text{C}_6\text{H}_{13}\text{.COH}$ , wird erhalten durch trockene Destillation des Ricinusöls.

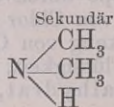
Eine allgemeine und charakteristische Eigenschaft der Aldehyde ist ihr Verhalten zu einer ammoniakalischen Lösung von Silbernitrat, welche dadurch rasch unter Bildung eines Silberspiegels reduziert wird.

## VI. Amine oder Alkoholbasen.

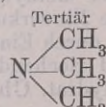
18. So nennt man eine Reihe von Verbindungen, welche man als Derivate des Ammoniaks betrachten kann, in denen ein, zwei oder alle drei Wasserstoffatome des Ammoniaks durch eine entsprechende Zahl einwertiger Alkoholradikale ersetzt sind. Hiernach unterscheidet man primäre, sekundäre und tertiäre Amine, z. B.



Methylamin.



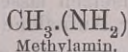
Dimethylamin.



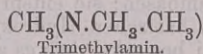
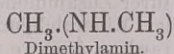
Trimethylamin.

<sup>1</sup>) griech. ὕπνος (*hypnos*), Schlaf.

Die primären Amine lassen sich auch als Verbindungen einer organischen Gruppe (eines Radikals) mit dem Ammoniakrest  $\text{NH}_2$  (Amid, Amidgruppe) auffassen, z. B.



Bei den sekundären und tertiären Aminen würde dann auch noch der Wasserstoff dieser Amidgruppe teilweise, bezw. ganz durch ein organisches Radikal ersetzt sein:



Die Amine verhalten sich dem Ammoniak ganz ähnlich; sie besitzen basische Eigenschaften, haben einen an Ammoniak erinnernden Geruch und verbinden sich mit Säurehydraten zu Salzen.

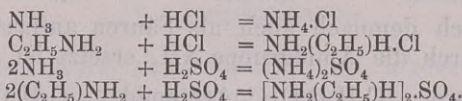
**Methylamin**,  $\text{CH}_3 \cdot \text{NH}_2$ , ein stark ammoniakalisch riechendes Gas, leicht entzündlich, bildet einen Bestandteil des rohen Holzgeistes; findet sich in der Heringslake und im Kraut von *Mercurialis annua* und *perennis*.

**Trimethylamin**,  $(\text{CH}_3)_3 \cdot \text{N}$ , fischartig riechende Flüssigkeit, stark basisch, in den Blättern von *Chenopodium vulvaria*, in den Blüten von *Crataegus Oxyacantha* und in der Heringslake.

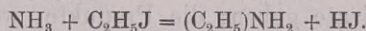
**Äthylamin**,  $\text{C}_2\text{H}_5 \cdot \text{NH}_2$ , Diäthylamin  $(\text{C}_2\text{H}_5)_2 \cdot \text{NH}$ , Triäthylamin,  $(\text{C}_2\text{H}_5)_3 \cdot \text{N}$ . Alle drei ammoniakalisch riechende Flüssigkeiten.

Auch die übrigen Alkoholradikale bilden Verbindungen ähnlicher Art (Propyl-, Butyl-, Amylamin etc.).

**19.** Die Salze der Alkoholbasen entstehen durch direkte Vereinigung derselben mit den Hydrosäuren oder Säurehydraten, gerade so wie die Salze des Ammoniaks.

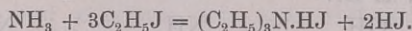


Die Alkoholbasen lassen sich auf sehr verschiedenartige Weise darstellen. Eine der anschaulichsten Bildungsweisen besteht in der Einwirkung von Ammoniak auf ein Alkylchlorid, -bromid oder -jodid, z. B.

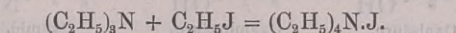


Die hierbei entstehende Hydrosäure (HJ) bleibt mit dem Amin verbunden, letzteres läßt sich aber leicht durch Einwirkung einer starken Base, z. B. Kaliumhydrat, abscheiden.

Wenn man mehr als ein Molekül von dem Alkyljodid auf Ammoniak einwirken läßt, so bilden sich die entsprechenden sekundären und tertiären Amine, z. B.

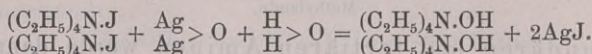


Läßt man auf das in dieser Weise entstandene tertiäre Amin noch weitere neue Mengen desselben Alkyljodids einwirken, so erhält man eine Verbindung, welche das Alkoholradikal viermal an N gebunden enthält und als Ammonium zu betrachten ist, in dem alle vier Wasserstoffatome durch ein Alkyl vertreten sind:





Solche Verbindungen werden Ammoniumverbindungen genannt, z. B. die obige: Teträthylammoniumjodid; sie gleichen durchaus den Ammoniumsalzen. Von den Aminen unterscheiden sie sich in ihrem Verhalten dadurch, daß sie sich durch stärkere Basen (Kali) nicht zersetzen lassen, wohl aber durch feuchtes Silberoxyd, wodurch sie das Halogen unter Aufnahme von Hydroxyl abgeben:



Durch diese Reaktion entstehen die sogenannten Ammoniumhydroxyde; in dem obigen Falle das Teträthylammoniumhydroxyd. Verbindungen dieser Art heißen Ammoniumbasen; sie entsprechen in ihrer Zusammensetzung und in ihrem Verhalten genau den basischen Hydroxyden in der Mineralchemie.

Schließlich sei bemerkt, daß es auch gemischte Amine und Ammoniumbasen giebt, d. h. solche, in denen die H-Atome des Ammoniaks, bezw. Ammoniums durch verschiedene Alkyle ersetzt sind, z. B. Methyläthylamylamin,  $(\text{CH}_3)(\text{C}_2\text{H}_5)(\text{C}_5\text{H}_{11})\text{N}$ ; Methyltriäthylammoniumhydroxyd,  $(\text{CH}_3)(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{N.OH}$  etc.

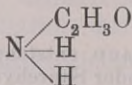
## VII. Amide (Säureamide) und Amidosäuren.

### 1. Amide.

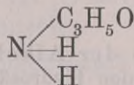
20. Amide sind Ammoniakderivate, in denen der Wasserstoff des Ammoniaks teilweise durch Säureradikale ersetzt ist:



Ammoniak.



Acetamid.



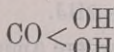
Propionamid.

Sie lassen sich demnach auch als Säuren auffassen, in denen die Hydroxylgruppe durch die Amidgruppe  $\text{NH}_2$  ersetzt ist, z. B.:

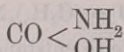
Essigsäure  $\text{C}_2\text{H}_3\text{O.OH}$ ; Acetamid  $\text{C}_2\text{H}_3\text{O.NH}_2$ .

Propionsäure  $\text{C}_3\text{H}_5\text{O.OH}$ ; Propionamid  $\text{C}_3\text{H}_5\text{O.NH}_2$ .

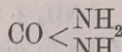
Zweibasische Säuren, welche zwei Hydroxylgruppen enthalten, können zwei Amidderivate geben; die Produkte, welche entstehen, wenn nur die eine OH-Gruppe durch  $\text{NH}_2$  ersetzt (amidiert) ist, werden Aminsäuren genannt; sie tragen noch den Charakter einbasischer Säuren. Diejenigen Produkte dagegen, welche durch Amidierung beider OH-Gruppen gebildet werden, sind die eigentlichen Amide der zweibasischen Säuren, z. B.:



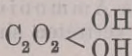
Kohlensäure.



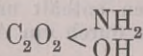
Carbaminsäure.



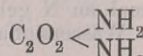
Carbamid.



Oxalsäure.



Oxaminsäure.

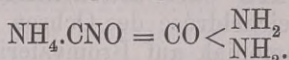


Oxamid.

Die Amide können auf sehr verschiedene Art dargestellt werden. — Einige von ihnen kommen in der Natur vor.

Acetamid	$C_2H_3O.NH_2$	} Alle krystallinisch, leicht schmelzbar, unzersetzt flüchtig und sublimierbar.
Propionamid	$C_3H_5O.NH_2$	
Butyramid	$C_4H_7O.NH_2$	
Valeramid	$C_5H_9O.NH_2$	

**Carbamid** oder **Harnstoff**,  $CO(NH_2)_2$ , das Amid der Kohlensäure, ist ein Produkt des tierischen Stoffwechsels und findet sich namentlich im Harn der Säugetiere, der fleischfressenden Vögel und einiger Reptilien. Auf künstlichem Wege wurde er zuerst 1828 von WÖHLER durch Verdunsten einer wässrigen Lösung von cyansaurem Ammonium dargestellt, wobei eine einfache Atomumlagerung stattfindet:



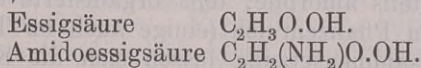
Am leichtesten erhält man den Harnstoff, wenn man eine gemischte wässrige Lösung von Kaliumcyanat und Ammoniumsulfat (in äquivalenten Mengen) konzentriert und die Lösung erkalten läßt. Es scheidet sich daraus zuerst das schwer lösliche Kaliumsulfat ab, welches man abfiltriert. Die Lösung wird weiter eingedampft und aus dem Rückstand durch Alkohol der Harnstoff ausgezogen.

Der Harnstoff bildet lange, rhombische Prismen oder Nadeln von kühlendem Geschmack. Er zerfällt leicht in Kohlensäure und Ammoniak.

Vom Harnstoff sind außerordentlich viel Derivate bekannt, welche dadurch entstehen, daß die vier Amidwasserstoffe, alle oder einzeln, durch Radikale der verschiedensten Art ersetzt werden können, z. B. Methylharnstoff, Äthylharnstoff, Diäthylharnstoff, Teträthylharnstoff, Acetylharnstoff etc. etc. Die hierdurch entstehenden Verbindungen werden zusammengesetzte Harnstoffe genannt.

## 2. Amidosäuren.<sup>1</sup>

**21.** Wenn in den Säuren nicht das Hydroxyl, sondern ein dem Radikal angehöriges Wasserstoffatom durch  $NH_2$  ersetzt wird, so entstehen die sogenannten Amidosäuren, welche mit den Aminosäuren nicht zu verwechseln sind, z. B.:



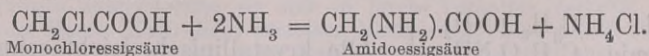
Auch hier kann überall, wie in den Aminen und den Amiden, der Wasserstoff des Amids noch weiter durch Alkohol- oder durch Säureradikale vertreten werden.

Von den Amidosäuren kommen mehrere im tierischen Organismus fertig gebildet vor und scheinen hier eine wichtige physiologische Rolle zu spielen. Auch treten sie unter den Zersetzungsprodukten der Eiweißkörper auf, an deren Aufbau sie wahrscheinlich beteiligt sind. Ihre Bildung außerhalb des Organismus kann auf verschiedene Weise ge-

<sup>1</sup>) auch Aminosäuren genannt.



schehen, z. B. durch Einwirkung von Ammoniak auf die Chlorsubstitutionsprodukte der Fettsäuren:



Monochloressigsäure

Amidoessigsäure

**Amidoessigsäure** oder **Glykokoll** (Leimsüßs),  $\text{CH}_2(\text{NH}_2).\text{CO}_2\text{H}$ , entsteht bei der Zersetzung verschiedener tierischer Substanzen, z. B. durch Kochen von Leim mit Alkalien oder Säuren.

**Amidopropionsäure** oder **Alanin**,  $\text{CH}_3.\text{CH}(\text{NH}_2).\text{CO}_2\text{H}$ , entsteht durch Einwirkung von Ammoniak auf Chlorpropionsäure.

**Amidobuttersäure** oder **Propalanin**,  $\text{CH}_3.\text{CH}_2.\text{CH}(\text{NH}_2).\text{CO}_2\text{H}$ , entsteht aus Brombuttersäure wie die vorhergehende.

**Amidovaleriansäure** oder **Butalanin**,  $\text{C}_3\text{H}_7.\text{CH}(\text{NH}_2).\text{CO}_2\text{H}$ , findet sich in der Bauchspeicheldrüse des Ochsen und läßt sich künstlich durch Einwirkung von Ammoniak auf Bromvaleriansäure darstellen.

**Amidocaprionsäure** oder **Leucin**,  $\text{C}_5\text{H}_{10}(\text{NH}_2).\text{COOH}$ , kommt in verschiedenen Säften des tierischen Organismus, namentlich in denen der Bauchspeicheldrüse, vor und findet sich stets unter den Zersetzungsprodukten der Eiweißkörper bei der Fäulnis (s. u.).

Alle hier genannten Amidosäuren, welche man auch mit dem allgemeinen Namen Alanine bezeichnet, sind krystallinische Körper, meistens von süßlichem Geschmack, in Wasser leicht löslich, von neutraler Reaktion; beim Kochen mit Alkalien werden sie nicht verändert.

## VIII. Kohlehydrate.

**22.** Unter diesem Namen faßt man eine größere Zahl ternärer, aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff bestehender Verbindungen zusammen, welche nach der Formel  $\text{C}_x(\text{H}_2\text{O})_n$  zusammengesetzt sind, in denen also Wasserstoff und Sauerstoff in demselben Verhältnis enthalten sind, in welchem sie Wasser bilden (daher der Name). Es sind feste, teils krystallisierte, teils amorphe, teils organisierte Substanzen, welche sich hauptsächlich im Pflanzenreich (einige auch im Tierreich) finden.

Nach ihrer Zusammensetzung lassen sich die Kohlehydrate in die Gruppen der Zuckerarten, der Cellulose und Stärke einteilen.

Die Kohlehydrate, besonders die der Zuckerarten und der Stärkegruppe, haben als Nahrungsmittel eine hohe Bedeutung und bilden die Grundlage großartiger Industrien.

Von den Zuckerarten waren früher nur natürlich vorkommende bekannt, und zwar nur solche, bei denen das  $x$  in der oben angegebenen allgemeinen Formel für die Kohlehydrate mindestens 6 betrug. In neuerer Zeit aber sind, hauptsächlich durch die Untersuchungen von EMIL FISCHER, zahlreiche andere Zucker bekannt geworden, wodurch der Begriff „Zucker“ auch auf solche Kohlehydrate ausgedehnt worden ist, welche weniger

und auch mehr als 6 Atome O im Molekül enthalten, und die infolgedessen durch Namen, wie Triose, Tetrose, Pentose, Hexose, Oktose, Nonose etc. unterschieden worden sind. — Außerdem teilt man die Zuckerarten ein in Monosaccharide oder einfache Zucker, welche 3—9 C enthalten, und Disaccharide mit 12 At. C. Zu den ersteren gehört die Gruppe des Traubenzuckers, zu den letzteren die des Rohrzuckers.

## 1. Gruppe des Traubenzuckers.

1. **Traubenzucker** oder **Glucose**<sup>1</sup>,  $C_6H_{12}O_6 + H_2O$ . Sehr verbreitet im Pflanzenreich, besonders (neben Fruchtzucker) in den süßen Früchten (Trauben, Kirschen, Pflaumen, Feigen etc.), im Honig, weniger verbreitet im Tierreich, hier besonders in der Leber und in kleiner Menge auch im Harn (bei der Zuckerruhr, *Diabetes mellitus*, kann der Gehalt des Harns an Glucose auf 9—10% steigen). Feste krystallinische Masse, in Wasser und verdünntem Alkohol leicht löslich, von süßlichem Geschmack.

Die Lösung lenkt die Ebene des polarisierten Lichts nach rechts ab (deshalb auch Dextrose<sup>2</sup> genannt); wirkt reduzierend auf alkalische Kupfer- und Silberlösungen und zerfällt unter Mitwirkung von Hefe (s. Fermente und Gärung) leicht in Kohlensäure und Alkohol.

Der Traubenzucker läßt sich auf künstlichem Wege sowohl aus Rohrzucker, als auch aus Kohlehydraten der Cellulosegruppe, besonders Stärkemehl, durch Erhitzen mit verdünnter Schwefelsäure darstellen. Die größte Menge des im Handel vorkommenden Traubenzuckers wird aus Stärkemehl gewonnen (Stärkezucker, Kartoffelzucker). Er bildet kompakte, süßlich schmeckende Massen (Blockzucker), kommt auch als trockenes weißes Pulver, sowie in Hutform und endlich in Sirup (Stärkesirup) vor. Er findet Benutzung bei der Weinbereitung, als Zusatz zur Bierwürze (Ersatzmittel für Malz) und zur Verfälschung des Kolonialzuckersirups und des Honigs.

2. **Fruchtzucker** oder **Lävulose**<sup>3</sup>,  $C_6H_{12}O_6$ , neben Rohrzucker und Traubenzucker in den süßen Früchten vorkommend; farblose, gummiartige, zerfließliche, schwer krystallisierbare Masse. Dreht die Polarisations-ebene stark nach links (daher der Name) und verhält sich im übrigen dem Traubenzucker ähnlich.

3. **Galaktose**<sup>4</sup>,  $C_6H_{12}O_6$ , entsteht durch Kochen von Milchzucker mit verdünnter Schwefelsäure. Krystallinisch, leicht löslich in heißem Wasser, unlöslich in Alkohol und Äther. Rechtsdrehend.

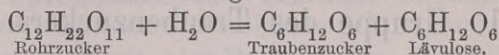
## 2. Gruppe des Rohrzuckers.

23. 1. **Rohrzucker** oder **Saccharose**<sup>5</sup>,  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , sehr verbreitet im Pflanzenreich, besonders im Saft des Zuckerrohrs und der Zuckerrübe, ferner des Zuckerahorns, der Zuckerhirse, sowie neben Trauben-

<sup>1</sup>) eigentl. Glykose von griech. γλυκός (*glykys*), süß. — <sup>2</sup>) lat. *dexter*, rechts. — <sup>3</sup>) lat. *laevus*, links. — <sup>4</sup>) griech. γάλα (*gála*), Milch. — <sup>5</sup>) lat. *saccharum*, Zucker.



zucker in den meisten süßen Früchten. Bildet weisse, derbe, körnig krystallinische Massen (Hutzucker), oder grössere durchsichtige Krystalle (Kandiszucker) von stark süßem Geschmack. Er ist sehr leicht löslich in Wasser, weniger leicht in Alkohol. Seine Lösung dreht die Polarisations-ebene nach rechts. Er ist für sich nicht gärungsfähig und reduziert alkalische Kupferlösung nicht, geht aber leicht (durch Einwirkung von Fermenten oder durch Erhitzen mit Säuren) in sogenannten Invertzucker<sup>1</sup> über, welcher ein Gemenge von Dextrose und Lävulose ist:



Die Lösung ist dann gärungsfähig und wirkt reduzierend auf die Kupferlösung ein.

Rohrzucker, mit Wasser übergossen und gelinde erwärmt, schmilzt und bildet einen dicken, sehr süßen Sirup (Zuckersirup), welcher bei gewöhnlicher Temperatur nicht wieder erstarrt. Erhitzt man den Sirup aber einige Zeit zum Kochen, so wird er dicker und zäher, färbt sich zuerst schwach gelb und erstarrt, wenn er in diesem Zustande ausgegossen und abgekühlt wird, zu einer gelben, durchsichtigen Masse, Gerstenzucker, welche nach einiger Zeit im Innern krystallinisch und dadurch undurchsichtig wird. Bei noch stärkerem Erhitzen bräunt sich der Sirup unter Entwicklung eines eigentümlichen Geruchs und bildet nach dem Abkühlen eine braune, zähe, in Wasser leicht lösliche Masse (Karamel), welche zum Färben von Nahrungsmitteln (Bratensaucen) und Getränken dient und unter dem Namen Zuckercouleur in den Handel kommt [T. I. S. 190—193].

**24. Zuckerfabrikation.** Wegen der vielfachen Benutzung des Zuckers als Nahrungsmittel ist die Zuckerfabrikation zu einem hoch entwickelten Zweig der chemischen Industrie geworden. Die Darstellung aus Zuckerrohr (Amerika, Ostindien) hat für die meisten Länder Europas nur eine untergeordnete Bedeutung. In Deutschland wird der ganze Bedarf an Zucker durch die Rübenzuckerfabrikation gedeckt. Das Verfahren besteht aus folgenden Operationen:

1. Gewinnung des Saftes durch Extraktion der zerschnittenen Rüben mit warmem Wasser (Diffusion).

2. Reinigung (Scheidung) des Saftes durch Zusatz von Kalkmilch: der Kalk bildet mit den im Zucker enthaltenen fremden Bestandteilen (eiweißartige und schleimige Substanzen) einen unlöslichen Schlamm (Scheideschlamm). Durch Einleiten von Kohlensäure (Saturation) wird der überschüssige Kalk in Calciumkarbonat verwandelt und dadurch unlöslich gemacht.

3. Abpressen des Kalkschlammes durch Filterpressen.

4. Entfärbung des Saftes durch schweflige Säure (früher durch Knochenkohle).

5. Eindampfen des entfärbten und filtrierten Saftes. Dies geschieht nicht über freiem Feuer und an offener Luft, da der Saft sich sonst durch Bildung von Karamel wieder bräunen würde. Man bedient sich deshalb großer kupferner Behälter, welche durch Dampf geheizt werden, und in denen man durch Ableitung und Kondensierung der Dämpfe mittels kalten Wassers ein Vakuum erzeugt (Vakuumapparate). Hat der Saft hierdurch eine angemessene Konzentration erreicht, so wird er in große Kästen abgelassen, in denen der Zucker beim Erkalten zu einer derben Masse auskrystallisiert. Diese wird zermahlen, mit etwas Wasser zu einem Brei angerührt und in Zentrifugalmaschinen geschleudert, wodurch der nicht krystallisierte Zucker (Melasse) von den Krystallen getrennt wird. Letztere sind schwach gelblich gefärbt und heißen Rohzucker. Sie schmecken, weil ihnen noch ein Teil der salzhaltigen Bestandteile des Rübensaftes anhaftet, etwas salzig und müssen weiter gereinigt werden durch die

<sup>1</sup>) lat. *invertēre*, umkehren, umwandeln.



6. Raffinerie in besonderen Fabriken. Abermaliges Auflösen in Wasser und Filtrieren der heißen Lösung durch Knochenkohle (wodurch die färbenden Substanzen entzogen werden), Eindampfen in Vakuumapparaten und Eingießen in kegelförmige Blechformen, worin der konzentrierte Saft zu einer weißen, krystallinischen Masse (Hutzucker) erstarrt. Um die Reinigung zu vollenden, wird die in den Formen erstarrte Masse mit reinem Zuckersirup nachträglich extrahiert (gedeckt). Die Formen haben zu diesem Zweck an ihren untern spitzen Enden eine Öffnung, welche in ein gemeinschaftliches, mit einer Luftpumpe in Verbindung stehendes Rohr münden. Der reine Zuckersirup, den man oben aufgießt, läuft rasch durch die Masse, läßt den krystallisierten Zucker ungelöst, beseitigt aber alle nicht krystallisierbaren Bestandteile. Schließlich werden die Formen entleert und die kegelförmigen Zuckerhüte (Brote) bei 30–40° getrocknet.

Der reine Hutzucker heißt Raffinade, der bei der Fabrikation abfallende, nicht krystallisierende Zucker Melasse. Da die Melasse wegen ihres unangenehmen salzigen Geschmacks nicht zum Genuß verwendet werden kann, so wird sie entweder zur Fabrikation von Spirit (s. Gärung) und Pottasche verwendet, oder (neuerlich) durch ein eigenes Verfahren auf Zucker verarbeitet (Entzuckerung der Melasse).

Es sei ausdrücklich bemerkt, daß der raffinierte Rübenzucker mit dem raffinierten Zucker aus Zuckerrohr (Kolonialzucker oder indischer Zucker) vollkommen identisch ist; beide sind Saccharose. Der Kolonial-Rohzucker unterscheidet sich aber von dem Rüben-Rohzucker dadurch, daß ersterer des salzigen Geschmacks entbehrt und deshalb auch ungereinigt genossen werden kann; dasselbe gilt von der Melasse des indischen Zuckers.

2. **Maltose**,  $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O$ , entsteht neben Dextrin (s. u.) durch Einwirkung von Diastase (eines in der gekeimten Gerste enthaltenen Ferments; s. ungeformte Fermente) auf Stärkemehl bei 60°. Bildet im reinen Zustande eine weiße harte, aus nadelförmigen Krystallen bestehende Masse; dreht in verdünnter Lösung die Polarisationssebene nach rechts, und zwar viel stärker als Rohrzucker und Traubenzucker, reduziert die alkalische Kupferlösung und gärt mit Hefe wie Glucose.

3. **Milchzucker** oder **Laktose**<sup>1</sup>,  $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O$ , ist in der Milch enthalten, der er den süßlichen Geschmack verleiht. Er wird bei der Käsebereitung als Nebenprodukt gewonnen, indem man die nach der Abscheidung des Käses zurückbleibende Flüssigkeit (die Molken) zur Sirupdicke eindampft, woraus dann der Milchzucker beim Erkalten krystallisiert. Durch nochmaliges Reinigen wird er in Form kleiner, weißer, harter Krystalle gewonnen. Er schmeckt schwach süßlich und geht leicht in Milchsäure über (Sauerwerden der Milch), dreht die Polarisationssebene nach rechts und reduziert alkalische Kupferlösung.

### 3. Gruppe der Cellulose.

25. 1. **Cellulose**<sup>2</sup>, **Zellstoff** oder **Holzfaser**,  $C_6H_{10}O_5$ , ein organisirtes Kohlehydrat, aus welchem der Hauptsache nach die Membranen der Pflanzenzellen bestehen. In Wasser, Alkohol, verdünnten

<sup>1</sup>) lat. *lac*, Milch. — <sup>2</sup>) lat. *cellula*, kleines Kämmerchen (Pflanzenzelle).



Säuren und Alkalien unlöslich, löslich in einer ammoniakalischen Lösung von Kupferoxyd. Die Cellulose bildet den Körper der in der Textilindustrie verwendeten Pflanzenfasern (Baumwolle, Flachs, Hanf, Jute, Nessel etc.) und des aus diesen bereiteten Papiers. Von starker Salpetersäure wird sie in eigentümlicher Weise verändert und bildet dann die

**Salpetersäurecellulose** oder **Nitrocellulose**. Zu ihrer Darstellung wird Baumwolle in ein Gemenge aus mehr oder weniger konzentrierter Salpetersäure und Schwefelsäure eine gewisse Zeit lang eingetaucht, und dann mit Wasser sorgfältig wieder ausgewaschen. Die Faser wird hierbei chemisch angegriffen, indem je nach der Konzentration der Säuren und der Dauer der Einwirkung ein oder mehrere  $\text{NO}_3$ -Gruppen aus der Salpetersäure (Salpetersäurereste) in das Molekül der Cellulose für eine entsprechende Anzahl OH-Gruppen (Wasserreste) eintreten, ein Vorgang, welcher der Esterifikation entspricht, wonach also die Nitrocellulosen als esterartige Verbindungen, d. h. als Salpetersäureester der Cellulose anzusehen sind. Das säurereichste Produkt ist der Dreifachsalpetersäureester,  $\text{C}_6\text{H}_7(\text{NO}_3)_3\text{O}_2$ , oder Schiefsbaumwolle oder Pyroxylin<sup>1</sup>, welches entsteht, wenn man höchst konzentrierte Salpetersäure und Schwefelsäure anwendet und die Baumwolle in dem Gemenge 24 Stunden verweilen läßt. Die Faser behält hierbei ihre Struktur nahezu unverändert bei, ist aber zu einer sehr explosiven Substanz geworden, was sich leicht daraus erklärt, daß durch den Eintritt der  $\text{NO}_3$ -Gruppen große Mengen Sauerstoff in das Molekül gekommen sind, welche bei höherer Temperatur ohne Zutritt von atmosphärischem Sauerstoff eine sehr vollkommene und rasche Verbrennung bewirken. In der That würden die elf Atome Sauerstoff mehr als ausreichend sein, um allen Kohlenstoff zu Kohlenoxyd, und den Wasserstoff zu Wasser zu verbrennen, wobei dann aller Stickstoff frei werden würde. Es treten aber unter den Verbrennungsprodukten stets salpetrige Dämpfe, ( $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ), auf, welche sich durch Farbe und Geruch bemerklich machen und blaues Lackmus röten. (Man bringe in einem trockenen Probiergläschen einen kleinen Bausch Schiefsbaumwolle durch Erhitzen zur Explosion, und tauche dann einen Streifen blaues Lackmuspapier ein.) — Ein weniger stark nitriertes Produkt, welches man durch Eintauchen in anders zusammengesetzte Salpeter-Schwefelsäuregemische erhält, ist der Zweifachsalpetersäureester,  $\text{C}_6\text{H}_5(\text{NO}_3)_2\text{O}_3$ ; er explodiert weniger leicht und löst sich in Alkoholäther zu einer dicken Flüssigkeit (Kolloidum<sup>2</sup>) auf, welche in der Photographie zum Präparieren der Platten Benutzung findet.

**Pergamentpapier**. Durch kurzes Eintauchen in ziemlich konzentrierte Schwefelsäure wird die Cellulose in der Art verändert, daß sie stark aufquillt und nach dem Auswaschen und Trocknen eine feste, zusammenhängende Masse bildet. Behandelt man Papier in dieser Weise, so entsteht das Pergamentpapier, welches als Ersatz für tierische Blase dient und mit dieser die Eigenschaft, in Wasser aufzuquellen und zu erweichen, teilt.

**Celluloid** ist eine Auflösung von Schiefsbaumwolle (Kolloidumwolle) in Kampfer. Erstere wird unter Wasser fein gemahlen, abgepreßt, dann mit ihrem halben Gewicht gepulvertem Kampfer gemischt und unter starkem Druck auf  $300^\circ$  erhitzt. Nach dem Erkalten resultiert eine ziemlich harte, sehr elastische Masse, welche in der Wärme erweicht und in jede beliebige Form gebracht werden kann.

**26. 2. Stärke, Stärkemehl, Amylum<sup>3</sup>,  $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$**  (nach andern  $\text{C}_{36}\text{H}_{62}\text{O}_{31} = 6\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$ ). Ein organisirtes Kohlehydrat; bildet im reinen Zustand ein zartes, weißes, geschmackloses und geruchloses Pulver, ist in kaltem Wasser, Alkohol und Äther unlöslich, quillt aber in heißem Wasser zu einer kleisterartigen, durchscheinenden Masse

<sup>1</sup>) griech. *πῦρ* (*pyr*), Feuer, und *ξύλον* (*xylon*), Holz. — <sup>2</sup>) griech. *κόλλα* (*kólla*), Leim. — <sup>3</sup>) griech. *ἄμυλον* (*ámylon*), ungemahlen, also ein Mehl, welches ohne Mahlen erhalten wird.



auf, die sich im verdünnten Zustand klar filtrieren läßt, und somit als eine Art Lösung betrachtet werden kann. Die Stärke wird durch Jodlösung blau gefärbt; beim Kochen mit verdünnten Säuren (sowie durch Einwirkung von Diastase, z. B. bei der Bereitung der Bierwürze aus Gerste und bei der Bildung der süßen Maische aus Kartoffelbrei [s. im Abschnitt Zymotechnik S. 404]) verwandelt sie sich zuerst in Dextrin und dann in Zucker (Stärkezucker).



Fig. 251.  
Kartoffelstärke.

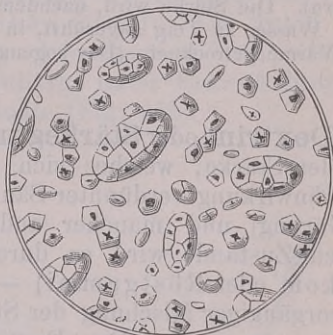


Fig. 252.  
Reisstärke.



Fig. 253.  
Roggenstärke.

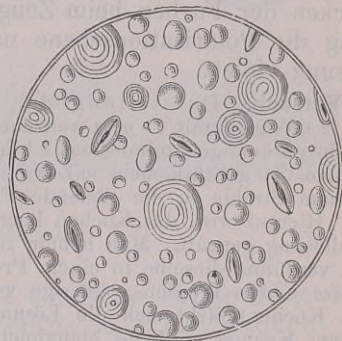


Fig. 254.  
Weizenstärke.

**Stärkefabrikation.** Technisch wird die Stärke vorwiegend nur aus Kartoffeln, Weizen und Reis gewonnen. Die Kartoffeln werden zerrieben und der Brei auf Sieben mit Wasser ausgewaschen, wobei die Stärkekörner mit dem Wasser durch das Sieb gehen und sich am Boden absetzen. — Aus Weizen läßt sie sich weniger leicht gewinnen, weil der in den Weizenkörnern enthaltene Kleber (s. Eiweißkörper) mit Wasser eine zähe Masse bildet, welche die Stärke einschließt. Es ist deshalb längeres Kneten des Weizenmehlteigs unter Zufluß von Wasser nötig, um die Stärke daraus allmählich abzuscheiden.

Die Stärke bildet nicht nur als Bestandteil des Getreidemehls und der Kartoffeln ein wichtiges Nahrungsmittel, sondern findet auch in der Technik eine vielfache Verwendung. Sie dient zur Herstellung von Dextrin und Stärkezucker, zum Appretieren von Lein- und Baumwoll-



waren, zum Steifen der Wäsche, zur Bereitung von Buchbinderkleister (1 Tl. Stärke, mit wenig kaltem Wasser angerührt, und 8 Tle. siedendes Wasser), und bildet in der Gerste das Rohmaterial für die Bereitung des Bieres, im Roggen und in der Kartoffel für die Darstellung von Alkohol (Kornbranntwein, Kartoffelbranntwein).

Andere Stärkemehlsorten sind: Arrow-root aus der Pfeilwurz (*Maranta arundinacea*), die Tapioka aus den Knollen von *Manihot utilissima*, und namentlich der Sago aus dem Mark verschiedener Palmenarten (*Sagus Rumpfii* W., *Sagus farinifera*). Die Stärke wird, nachdem sie aus dem Mark der Palmstämme extrahiert ist, mit Wasser zu Teig angerührt, in rundliche Körnchen geformt und diese bei gelinder Wärme getrocknet. (Der sogenannte deutsche Sago wird aus Kartoffelstärke bereitet.)

**27. Dextrin<sup>1</sup> oder Stärkegummi,  $C_6H_{10}O_5$ ,** ein Umwandlungsprodukt der Stärke, welches sich daraus durch gelindes Erwärmen oder durch Einwirkung verdünnter Säuren, Speichel, Diastase (s. Eiweißkörper und Gärung) und mancher andern tierischen Substanzen bildet. Im unreinen Zustande wird es durch Erhitzen der Stärke auf 180—200° (Leiokom oder Röstgummi) — leichter und bei niedrigerer Temperatur nach vorgängiger Mischung der Stärke mit etwas sehr verdünnter Salpetersäure — gewonnen. Das Dextrin ist eine hellgelbe pulverige Masse, welche sich in Wasser leicht löst und damit eine dickliche, stark klebende Flüssigkeit bildet. Es dient als Ersatz für arabisches Gummi und zum Verdicken der Farben beim Zeugdruck. Das Dextrin dreht in verdünnter Lösung die Polarisationssebene nach rechts (daher der Name) und färbt Jodlösung violett.

**Versuch.** Darstellung des Traubenzuckers aus Stärkemehl. Man mische 2 l Wasser mit 15 cm konzentrierter Schwefelsäure, und bringe die Lösung in einer sehr geräumigen, mindestens 4 l fassenden Porzellanschale zum Sieden. Inzwischen rühre man 500 g Stärkemehl mit Wasser zu einem dünnen Brei und gieße denselben in dünnem Strahle in die siedende Flüssigkeit unter fortwährendem Umrühren derselben. Hierauf wird das Kochen längere Zeit fortgesetzt und die Lösung wiederholt mit Jodlösung geprüft. Man nehme zu diesem Zwecke etwa 2 cm mit einem Löffel heraus, verdünne dieselbe in einem Probierglase mit der 8—10 fachen Menge Wasser und setze einige Tropfen wässrige verdünnte Jodlösung hinzu. Im Anfange (nach kurzem Kochen) färbt sich die Lösung rein blau (Stärke), aber schon nach viertelstündigem Kochen wird sie blauviolett (beginnende Dextrinbildung), dann rotviolett (Dextrin) und zuletzt braun (unveränderte Farbe des Jods). Nun ist die Zuckerbildung vollendet. Die saure Lösung wird durch gepulverte Kreide unter Kochen neutralisiert (starkes Aufschäumen!), dann vom Gips abfiltriert und eingedampft. Während des Eindampfens scheidet sich noch Gips aus, den man, solange die Lösung noch dünnflüssig ist, durch Filtrieren derselben trennt. Das Endprodukt ist eine bräunlich gefärbte, sirupdicke, süß schmeckende Lösung von Traubenzucker, aus welcher sich nach langem Aufbewahren Krystalle des letzteren abscheiden.

Zur Gruppe der Cellulose gehören ferner das Arabin (im arabischen Gummi, *Gummi arabicum*) aus der Rinde verschiedener Akazienarten, das Cerasin im Kirschgummi, das Bassorin oder Traganthin in Traganth und verschiedenen Astragalusarten, das Glykogen oder die tierische Stärke (in der Leber), und der Pflanzenschleim in den Quittenkernen, den Leinsamen, der Althäawurzel etc.

<sup>1</sup>) lat. *dexter*, rechts.

## IX. Fette.

**28.** Sehr verbreitet im Pflanzen- und Tierreich. Im reinen Zustand fast geruchlos und nur wenig gefärbt. Leichter als Wasser, unlöslich in Wasser; die meisten löslich in Äther, Schwefelkohlenstoff, Benzin und heißem Alkohol. Man unterscheidet feste Fette oder Talgarten, halbfeste Fette oder Schmalz und flüssige Fette oder Öle (fette Öle zum Unterschied von den ätherischen Ölen!). Die festen Fette werden schon bei gelinder Wärme flüssig. Alle zersetzen sich in höherer Temperatur (sind nicht unzersetzt flüchtig) unter Entwicklung gasförmiger oder flüchtiger brennbarer Produkte (Fig. 255).

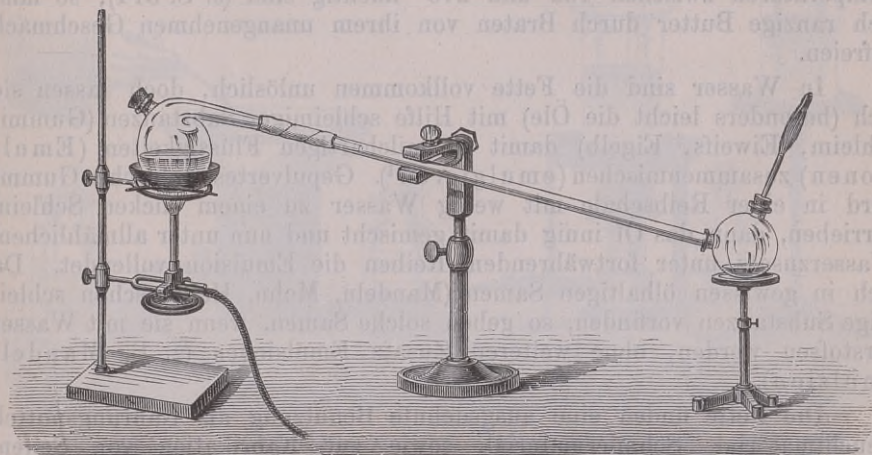


Fig. 255.

Trockene Destillation der Fette.

Ihrer chemischen Natur nach sind die Fette der größten Mehrzahl nach neutrale Äther des Glycerins mit Fettsäuren, also, da das Glycerin ein dreiatomiger Alkohol ist, Triglyceride von der Formel  $C_3H_5(O.A)_3$ , wo A das Radikal einer Fettsäure bedeutet, z. B.  $C_3H_5(O.C_4H_7O)_3$  = Buttersäureglycerinäther oder Tributtersäureglycerid.

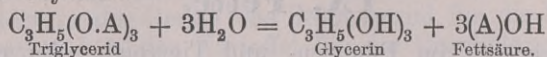
Eine abgekürzte Benennung dieser Glyceride wird durch Anhängung der Silbe *-in* an den Stamm des Fettsäurenamens gebildet, z. B. Butyrin, Capronin, Stearin, Palmitin, Olein.

Die natürlichen Fette sind stets Gemenge mehrerer Glyceride dieser Art, doch finden sich in den meisten derselben Stearin, Palmitin und Olein. Je reicher ein Fett an Stearin ist, desto härter, je reicher an Olein, desto weicher und dünnflüssiger ist es. Im Pflanzenreich finden sich übrigens einige Fette, welche zugleich freie Fettsäuren enthalten.

Beim Aufbewahren an der Luft zersetzen sich die Fette



mehr oder weniger leicht unter Aufnahme von Wasserdampf in freie Fettsäuren und Glycerin:



Hierdurch nehmen diejenigen, welche Butter-, Capron-, Capryl-, Caprinsäure enthalten (Kuhbutter), den bekannten widerwärtigen (ranzigen) Geruch und Geschmack an, welcher diesen Säuren zukommt (ranzige Butter, zersetzter Schweiß). Durch Einwirkung von überhitztem Wasserdampf bei höherer Temperatur geht diese Spaltung schneller von statten; ebenso durch Kochen mit Alkalien und mit Bleioxyd (Seifen, Pflaster, Firnisse; s. u.). — Da die obengenannten vier Säuren, welche namentlich den ranzigen Geschmack verursachen, bei Temperaturen zwischen 162 und 270° flüchtig sind (s. S. 314), so läßt sich ranzige Butter durch Braten von ihrem unangenehmen Geschmack befreien.

In Wasser sind die Fette vollkommen unlöslich, doch lassen sie sich (besonders leicht die Öle) mit Hilfe schleimiger Substanzen (Gummischleim, Eiweiß, Eigelb) damit zu milchartigen Flüssigkeiten (Emulsionen) zusammenmischen (emulgieren<sup>1</sup>). Gepulvertes arabisches Gummi wird in einer Reibschale mit wenig Wasser zu einem dicken Schleim verrieben, dann das Öl innig damit gemischt und nun unter allmählichem Wasserzusatz unter fortwährendem Reiben die Emulsion vollendet. Da sich in gewissen ölhaltigen Samen (Mandeln, Mohn, Hanf) schon schleimige Substanzen vorfinden, so geben solche Samen, wenn sie mit Wasser zerstoßen werden, ohne weiteren Zusatz Emulsionen (z. B. Mandel-emulsion).

Die Fette finden eine ausgedehnte Benutzung als Nahrungsmittel, Leuchtmaterial, Schmiermaterial, sowie zur Fabrikation von Seifen, Kerzen, Pflastern und Firnissen.

1. Feste und halbfeste Fette: Rindstalg, Hammeltalg, Kuhbutter, Schweineschmalz, Gänseschmalz, Knochenfett, Palmöl und Kokosöl.

Wachs und Walrat gehören nicht zu den eigentlichen Fetten: Das Bienenwachs ist im wesentlichen ein Gemenge von Palmitinsäure-Myricylester (in welchem also an Stelle des Radikals Glyceryl das Radikal des Myricylalkohols [s. S. 309] enthalten ist) und freier Cerotinsäure (s. S. 314); das Walrat (aus einer Höhlung im Kopfe des Pottfisches) besteht in der Hauptsache aus Palmitinsäure-Cetylester, enthält also das Radikal des Cetylalkohols.

2. Flüssige Fette oder fette Öle. a) Nicht trocknende Öle: Olivenöl oder Baumöl, Rüböl, Mandelöl, Sesamöl, Baumwollensaat- oder Cottonöl, Erdnußöl, Thran. b) Trocknende Öle: Leinöl, Hanföl, Nufsöl, Ricinusöl, Mohnöl.

**29. Seifen** sind Verbindungen von Fettsäureresten mit Alkalimetallen; man erhält sie durch Kochen der betreffenden Fette mit Kalium- oder Natriumhydrat.

<sup>1</sup>) lat. *emulgere*, abmelken.

**Versuch.** Man schmelze in einer geräumigen Porzellanschale 200 g Rinds- oder Hammeltalg bei gelinder Wärme, setze 20 g Kaliumhydrat, welches man vorher in etwa 300 ccm destilliertem Wasser aufgelöst hat, hinzu und koche unter Umrühren 15–20 Minuten lang (Fig. 256). Dann setze man unter fortwährendem Umrühren nach und nach eine Lösung von 20 g Kaliumhydrat in etwa 200 ccm Wasser hinzu und koche weiter.

Der geschmolzene Talg bildet anfangs mit der Ätzlauge eine dicke, gelbe Masse, welche nach längerem Kochen an Gleichförmigkeit gewinnt. Man setze das Kochen so lange fort, bis eine Probe, mit dem Spatel herausgehoben, sich fadenförmig abzieht und klar erscheint (Seifenleim). Wird der Leim nicht ganz klar, so kann dies daher rühren, daß nicht das richtige Verhältnis zwischen Fett und Kali getroffen ist. Man bringt,

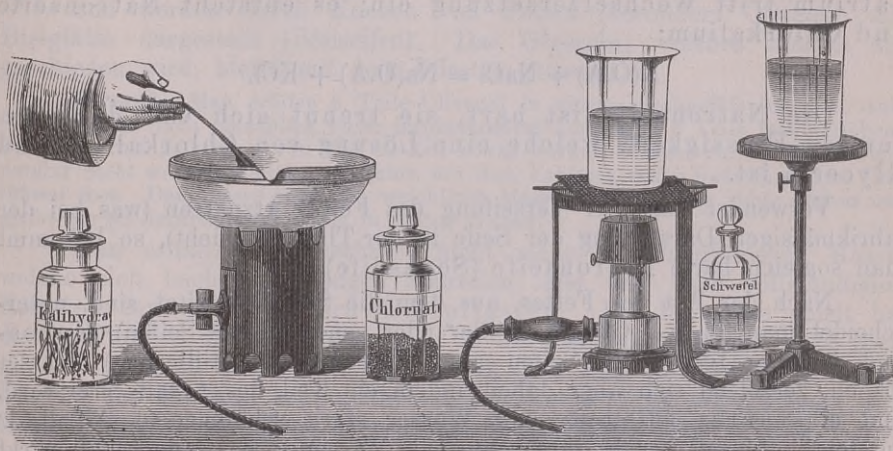


Fig. 256.

Fig. 257.

Fig. 258.

Verseifung von Fetten.

um dies zu entscheiden, einen Tropfen davon auf eine Glastafel. Ein Überschufs von Fett wird dadurch erkannt, daß sich vor dem Erkalten um den Tropfen ein grauer Ring bildet. Überzieht sich dagegen der Tropfen sehr rasch mit einem grauen Häutchen, so ist überschüssiges Kali vorhanden. Man setzt im ersteren Falle Lauge, im letzteren noch etwas Fett hinzu.

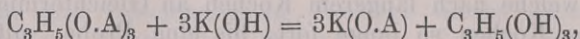
**Versuch** (Fortsetzung). Einen kleineren Teil von der ganzen Masse nehme man heraus und lasse ihn in einem Gefäß für sich erkalten. Dem größern Rest mische man unter fortwährendem Erhitzen etwa 60 g trocknes Kochsalz hinzu und rühre um (Fig. 256).

Der Seifenleim verändert durch das Kochsalz seine Beschaffenheit, wird anfangs flüssig, gerinnt bald, und schließlich scheidet sich eine dicke schmierige Masse auf der Oberfläche ab. Nach dem Erkalten ist dieselbe zu einem festen zusammenhängenden Kuchen geworden, unter welchem sich eine wässerige Flüssigkeit (Unterlauge) abgesondert hat. Die Masse des Kuchens muß sich in destilliertem Wasser klar auflösen; ist dies nicht der Fall, so wird der Kuchen noch einmal mit einer

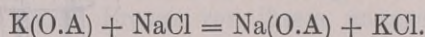


schwachen Lauge gekocht und schliesslich mit etwas Kochsalz wieder ausgesalzen.

Durch das Kochen des Talges mit Kaliumhydrat wird das Fett zersetzt, die Säuren (Palmitinsäure, Stearinsäure, Ölsäure etc.) setzen sich mit dem Kali zu Seife (Kaliseife) um, und das Glycerin wird frei:



wo A wiederum das Radikal der Fettsäure bedeutet. Da die Kaliseifen nicht hart sind, sondern schmierige Konsistenz besitzen (Schmierseifen), so bleiben sie mit dem Glycerin gemengt. Durch Zusatz von Chlornatrium tritt Wechselzersetzung ein; es entsteht Natronseife und Chlorkalium:



Die Natronseife ist hart, sie trennt sich von der wässrigen Flüssigkeit, welche eine Lösung von Chlorkalium und Glycerin ist.

Verwendet man zur Verseifung des Fettes Ätznatron (was bei der fabrikmässigen Darstellung der Seife in der That geschieht), so bekommt man sogleich harte Natronseife (Sodaseife).

Nach der Art des Fettes, aus dem die Seifen bereitet sind, unterscheidet man Talg-, Öl- (Marseiller oder venetianische Seifen), Kokos- und Palmseifen. Die Seifen sind in reinem (destilliertem) Wasser löslich, zersetzen sich aber dabei, indem ein Teil des Alkalis frei wird, und ein saures fettsaures, mit Wasser stark schäumendes Alkalisalz entsteht. Hierauf beruht ihre reinigende Wirkung: das freie Alkali wirkt lösend auf die Schmutzbestandteile, welche meist fettiger Natur sind, ein, und das schwer lösliche, schäumende, fettsaure Alkalisalz hüllt letztere ein und erleichtert ihre Beseitigung.

**30.** Durch Mineralsäuren werden die Seifen leicht zersetzt. **Versuch.** Man setze zu einer nicht zu verdünnten Lösung von Seife in destilliertem Wasser eine angemessene Menge Schwefelsäure und erhitze (Fig. 257), nach längerem Kochen läßt man erkalten (Fig. 258).

Auf der Flüssigkeit hat sich eine fettige Schicht abgelagert, welche, wenn die Seife aus Talg bereitet war, fest wird, bei Anwendung von Ölseife aber flüssig bleibt. Die Schwefelsäure hat die Seife zersetzt und die Fettsäure (Palmitinsäure, Stearinsäure, Ölsäure) abgeschieden.

Die Seifen der alkalischen Erden sind in Wasser unlöslich.

**Versuch.** Man versetze eine klare, mässig verdünnte Lösung von Seife in destilliertem Wasser mit Chlorcalciumlösung in geringem Überschuss. Es entsteht ein weißer, flockiger Niederschlag, welcher sich absetzt, und die überstehende Flüssigkeit besitzt nicht mehr die Eigenschaften einer Seifenlösung.

Da das Brunnenwasser stets Kalksalze (Gips, Chlorcalcium etc.) in geringer Menge gelöst enthält, so lösen sich Seifen in Brunnenwasser

nicht klar auf; ein Teil der Seife geht zur Ausfällung des Kalkes verloren, und erst bei Anwendung überschüssiger Seife tritt Schaum auf (hartes Wasser).

**Versuch.** Man versetze Brunnenwasser tropfenweise mit einer klaren Seifenlösung und schüttlele jedesmal um; durch die ersten Tropfen wird die Flüssigkeit trübe, und erst nach wiederholtem Zusatz giebt sie beim Schütteln einen bleibenden Schaum.

Aus der Menge der hierzu verbrauchten Seifenlösung bestimmt man den „Härtegrad des Wassers“.

**31. Pflaster** sind Verbindungen von Fettsäuren mit Bleioxyd und werden durch Kochen von Fetten (besonders Olivenöl) mit Bleiglätte dargestellt (Bleiseifen). Das Glycerin, welches hierbei abgeschieden wird, bleibt mit dem Pflaster gemengt.

**Versuch.** Man erhitze 9 Teile Olivenöl in einem Blechgefäß bis nahe zum Sieden, setze dann allmählich unter fortwährendem Umrühren 6 Teile fein geriebene Bleiglätte und außerdem von Zeit zu Zeit etwas warmes Wasser zu, damit die Temperatur nicht so hoch steigt, und fahre mit dem Erhitzen unter fortwährendem Umrühren fort. Dann lasse man die weichliche Masse eine Zeitlang ruhig stehen und gieße sie schließlich noch warm in kaltes Wasser.

Man erhält eine knetbare, nicht mehr ölig anzufühlende Masse, welche sich leicht zu Stangen ausrollen läßt und nach vollständigem Erkalten hart und fest wird (Bleipflaster). Die Bleiglätte spielt bei diesem Prozeß die Rolle des Kalis in der Seifenfabrikation. Das Bleipflaster ist eine Bleiseife (stearinsäures oder oleinsäures Blei). Die in der Medizin gebräuchlichen Pflaster erhalten einen Zusatz von Kolophonium oder Harzen oder aromatischen Substanzen, je nach der zu erzielenden Wirkung.

**Firnis** (Leinölfirnis) wird erhalten durch Kochen von Leinöl unter Zusatz von Mennige, Braunstein oder Zinkoxyd, wodurch das Öl verdickt und seine Fähigkeit, zu trocknen, beträchtlich erhöht wird. Die Metalloxyde verseifen das Öl zum Teil und lösen sich darin auf. Ist der Firnis sehr konzentriert, so daß er besonders schnell trocknet, so heißt er Sikkativ<sup>1</sup> und dient als Zusatz zu nicht gekochtem Leinöl und Ölfarben.

<sup>1</sup>) lat. *siccus*, trocken.



## Zweiter Abschnitt.

### Aromatische Körper.

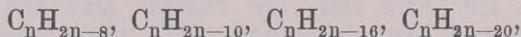
#### I. Kohlenwasserstoffe.

**32.** Die Kohlenwasserstoffe der aromatischen Reihe enthalten mindestens 6 Atome C. Sie sind durchweg an Wasserstoff ärmer, als die der fetten Reihe und bilden zahlreiche homologe Reihen. Nur einzelne Glieder einzelner Reihen können hier genannt werden.

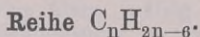
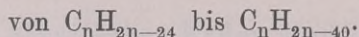
*Einige Reihen aromatischer Kohlenwasserstoffe.*

Reihe $C_nH_{2n-6}$	Reihe $C_nH_{2n-12}$	Reihe $C_nH_{2n-14}$	Reihe $C_nH_{2n-18}$	Reihe $C_nH_{2n-22}$
Benzol $C_6H_6$ Toluol $C_7H_8$ Xylol $C_8H_{10}$ etc.	Naphtalin $C_{10}H_8$ Methylnaphtalin $C_{11}H_{10}$	Diphenyl $C_{12}H_{10}$ Diphenylmethan $C_{13}H_{12}$	Anthracen $C_{14}H_{10}$ Phenanthren $C_{14}H_{10}$	Triphenylmethan $C_{19}H_{16}$

Außerdem existieren alle Zwischenreihen:



und alle höheren Reihen:



**Benzol**,  $C_6H_6$ , ein Bestandteil des Steinkohlenteers. Wasserhelle, leicht bewegliche, eigentümlich riechende, stark lichtbrechende Flüssigkeit. Spez. Gew. 0,884, Siedepunkt  $80-81^\circ$ ; erstarrt bei  $0^\circ$  zu rhombischen Prismen, welche bei  $6^\circ$  schmelzen; brennt mit leuchtender, stark rufsender

Flamme, ist unlöslich in Wasser, löslich in Alkohol und Äther und ein ausgezeichnetes Lösungsmittel für Harze, Fette, Schwefel, Jod und Phosphor.

**Toluol**,  $C_7H_8$ , oder Methylbenzol,  $C_6H_5.CH_3$ , ein Bestandteil des Steinkohlenteers. Farblose, dem Benzol ähnlich riechende Flüssigkeit. Spez. Gew. 0,872, Siedepunkt  $111^\circ$ .

**Xylol**,  $C_8H_{10}$ , oder Dimethylbenzol,  $C_6H_4(CH_3)_2$ , ein Bestandteil des Steinkohlenteers. Existiert in drei verschiedenen Modifikationen: Ortho-, Meta- und Paraxylol, welche sich durch ihre Siedepunkte und durch ihr Verhalten gegen Oxydationsmittel unterscheiden.

Homologe: Mesitylen und Cumol, beide isomer  $C_9H_{12}$ .

Durol und Cymol, beide isomer  $C_{10}H_{14}$ .

#### Reihe $C_nH_{2n-12}$ .

**Naphtalin**,  $C_{10}H_8$ , ein Bestandteil des Steinkohlenteers. Glänzende, farblose Krystalle von eigentümlichem, teeartigem Geruch und brennendem Geschmack. Schmelzpunkt  $79^\circ$ , Siedepunkt  $218^\circ$ ; verflüchtigt sich indes schon bei niedrigerer Temperatur, besonders leicht mit Wasserdämpfen; unlöslich in Wasser, löslich in Weingeist, Chloroform, fetten Ölen.

Homologe: Methylnaphtalin,  $C_{11}H_{10}$ .

Äthylnaphtalin und Dimethylnaphtalin, beide isomer  $C_{12}H_{12}$ .

#### Reihe $C_nH_{2n-14}$ .

**Diphenyl**,  $C_{12}H_{10}$ , bildet sich unter anderem, wenn Benzoldämpfe der Glühhitze ausgesetzt werden, findet sich deshalb auch im Steinkohlenteer. Große glänzende Krystallblätter, Schmelzpunkt  $70,5^\circ$ , Siedepunkt  $254^\circ$ .

**Diphenylmethan**,  $C_{13}H_{12}$ , bildet sich beim Erhitzen eines Gemenges von Benzol und Benzylchlorid mit Zinkstaub und sonst noch auf verschiedene Weise. Lange, nach Orangen riechende, farblose Nadeln. Schmelzpunkt  $26-27^\circ$ , Siedepunkt  $261-262^\circ$ .

Homologe: Diphenyläthan, Dibenzyl und andere isomere  $C_{14}H_{14}$  und zahlreiche höhere  $C_{15}H_{16}$ ,  $H_{16}H_{18}$  etc. bis  $C_{22}H_{30}$ .

#### Reihe $C_nH_{2n-18}$ .

**Anthracen**,  $C_{14}H_{10}$ , ein Bestandteil des Steinkohlenteers. Farblose, monokline Tafeln; besitzt in reinem Zustande eine prachtvoll violette Fluoreszenz. Schmelzpunkt  $213^\circ$ , Siedepunkt etwas über  $360^\circ$ .

**Phenanthren**,  $C_{14}H_{10}$ , ein Bestandteil des Steinkohlenteers, mit dem vorigen isomer. Krystallblättchen vom Schmelzpunkt  $99^\circ$ , Siedepunkt  $340^\circ$ .

Homologe: Methylantracen,  $C_{15}H_{12}$ , Dimethylantracen,  $C_{16}H_{14}$ , Trimethylantracen,  $C_{17}H_{16}$  etc. und zahlreiche Isomere derselben.



Reihe  $C_nH_{2n-22}$ .

**Triphenylmethan**,  $C_{19}H_{16}$ , wird durch Einwirkung von Chloroform auf Benzol bei Gegenwart von Aluminiumchlorid gewonnen und bildet sich noch auf sehr verschiedene andere Weise. Rhombische Krystalle vom Schmelzpunkt  $92^{\circ}$ , Siedepunkt  $358-359^{\circ}$ .

Homologe: Diphenyltolylmethan, Methyltriphenylmethan,  $C_{20}H_{18}$ , und zahlreiche Isomere.

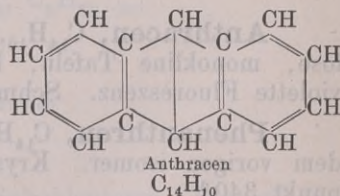
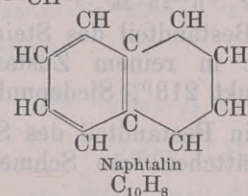
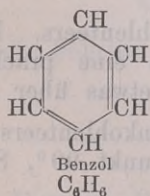
Dibenzyltoluol,  $C_{21}H_{20}$ .

Dixylylbenzol,  $C_{22}H_{22}$  etc.

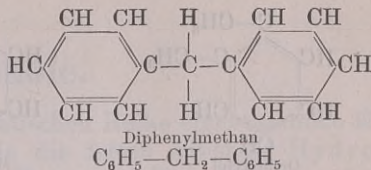
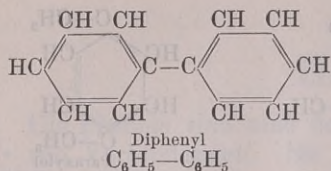
Die meisten der obengenannten Kohlenwasserstoffe und noch zahlreiche höhere Glieder derselben, sowie vieler andern Reihen entstehen bei der trockenen Destillation der Steinkohlen und finden sich im Teer der Gasfabriken. Sie bilden die Grundlage einer ausgedehnten Industrie (Teerindustrie), welche sich mit der Isolierung dieser verschiedenen Verbindungen und der Herstellung mannigfältiger Produkte (namentlich Farbstoffe) beschäftigt. Bei der fraktionierten Destillation des Teers geht zuerst ein Öl über, welches leichter als Wasser ist (leichtes Steinkohlenteeröl) und besonders aus Kohlenwasserstoffen der Benzolreihe besteht. Später destilliert ein in Wasser untersinkendes Öl (schweres Steinkohlenteeröl), welches ein Gemenge verschiedener basischer Substanzen (darunter insbesondere Anilin [s. u.] und der sogenannten Phenole (s. u.) mit Naphtalin ist. Die letzten hochsiedenden Anteile des Teers liefern die Kohlenwasserstoffe der Anthracenreihe.

**33. Struktur der aromatischen Kohlenwasserstoffe.** Da in der aromatischen Reihe kein Kohlenwasserstoff, überhaupt keine Verbindung weniger als 6 Atome C enthält, so ist man zu der Annahme gelangt, daß der niedrigste aromatische Kohlenwasserstoff, das Benzol, von welchem alle andern aromatischen Verbindungen abgeleitet werden können, die 6 C-Atome in Form eines geschlossenen Ringes (des sogenannten Benzolringes oder Benzolkerns) enthält, in welchem sie abwechselnd durch eine oder zwei Affinitäten miteinander verbunden sind. Jedes C-Atom kann dann noch ein H-Atom binden, wodurch alle Affinitäten der 6 C-Atome gesättigt sind. Das Naphtalin würde dann aus zwei Benzolkernen bestehen, welche direkt miteinander verbunden sind und 2 C-Atome gemein haben, während das Anthracen ebenfalls zwei Benzolkerne enthält, welche aber nicht direkt, sondern durch

die vierwertige Gruppe  $-\text{CH}_2-$  miteinander verbunden sind.

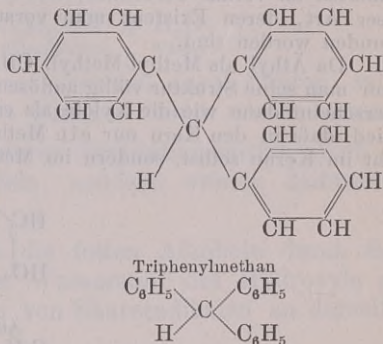
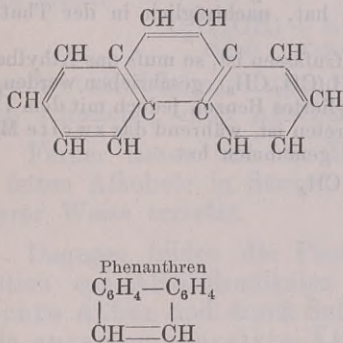


Das Diphenyl und das Diphenylmethan bestehen ebenfalls aus zwei Benzolkernen, welche bei jenem direkt, bei diesem durch die zweiwertige Gruppe  $-\text{CH}_2-$  miteinander verbunden sind.



Letzteres kann als ein Methan,  $\text{CH}_4$ , betrachtet werden, in welchem 2 H-Atome durch je ein Radikal Phenyl,  $\text{C}_6\text{H}_5$ , ersetzt sind, daher der Name.

Das Phenanthren enthält drei Benzolkerne, von denen der eine mit den beiden anderen je 2 C-Atome gemeinschaftlich hat, und das Triphenylmethan drei vollständige Benzolkerne, welche durch die dreiwertige Gruppe  $\text{—CH—}$  miteinander verbunden sind.

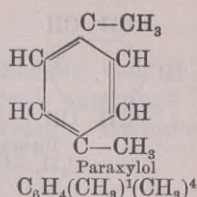
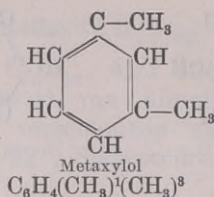
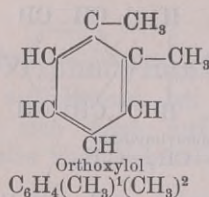


Letzteres kann als ein Methan,  $\text{CH}_4$ , betrachtet werden, in welchem 3 H-Atome durch je ein Radikal Phenyl,  $\text{C}_6\text{H}_5$ , ersetzt sind, daher der Name.

Die Annahme eines 6-gliedrigen Benzolringes ist zwar durchaus hypothetischer Natur, allein sie erklärt die außerordentliche Mannigfaltigkeit und insbesondere auch die sehr zahlreichen Isomerien der aromatischen Verbindungen am besten, und ist dadurch für das Verständnis der hier obwaltenden Gesetzmäßigkeiten geradezu unentbehrlich geworden.

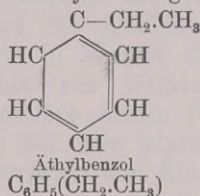
Sie erklärt die Bildung der homologen Glieder durch Ersetzung eines oder mehrerer H-Atome durch Methyl und führt insbesondere auch zum Verständnis der Thatsache, daß nur die höhern homologen Glieder, bei denen mehrere H durch  $\text{CH}_3$  vertreten sind, in verschiedenen isomeren Modifikationen vorkommen können, niemals aber das zweite der Reihe. So giebt es z. B. nur ein Toluol ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$ ), weil es in diesem Falle gleichgültig ist, welches der sechs vertretbaren H-Atome im Benzolkern durch  $\text{CH}_3$  substituiert ist. Beim Xylol oder Dimethylbenzol dagegen ( $\text{C}_6\text{H}_4(\text{CH}_3)_2$ ), wo zwei Methylgruppen in den Benzolkern eintreten, ist es nicht gleichgültig, ob diese an benachbarten Stellen, z. B. 1 und 2, Platz nehmen oder sich entfernter gruppieren, z. B. 1 und 3, oder endlich 1 und 4 (mit 1 und 2 würde 1 und 6, mit 1 und 3 aber 1 und 5 gleichbedeutend sein). Demnach kann es drei, aber auch höchstens drei isomere Dimethylbenzole geben, welche bei gleicher chemischer Zusammensetzung eine verschiedene Struktur besitzen und sich dementsprechend in ihren physikalischen Eigenschaften, sowie in ihrem chemischen Verhalten voneinander unterscheiden können, und dies ist in der That der Fall (s. o. S. 343). Man unterscheidet derartige Isomerien, die sich in der aromatischen Reihe überall wiederholen, nach der Stellung der in den Benzolkern eintretenden substituierenden Gruppen als Ortho- (Stellung 1, 2), Meta- (Stellung 1, 3) und Para- (Stellung 1, 4) Verbindungen.



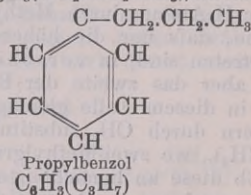
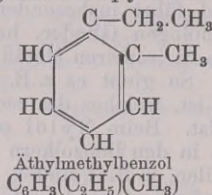
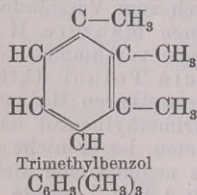


34. Weitere Isomerien werden dadurch möglich, daß höhere Alkyle eintreten, z. B. Äthyl,  $C_2H_5$ , für 1 H, statt Dimethyl,  $(CH_3)_2$ , für 2 H, woraus die Verbindung Äthylbenzol,  $C_6H_5(C_2H_5)$ , resultiert, welche mit den obigen drei Xylenen die gleiche atomistische Zusammensetzung und dennoch eine verschiedene Struktur besitzt. Es läßt sich hiernach in vielen Fällen die Zahl der möglichen Isomerien im voraus berechnen, und sehr häufig ist es geschehen, daß Verbindungen dieser Art, deren Existenz man vorausgesehen hat, nachträglich in der That aufgefunden worden sind.

Da Äthyl als Methyl-Methyl,  $CH_2 \cdot CH_3$ , aufzufassen ist, so muß das Äthylbenzol, wenn man seine Struktur völlig auflösen will,  $C_6H_5(CH_2 \cdot CH_3)$ , geschrieben werden, und es erscheint dann wie die Xylole als ein dimethyliertes Benzol, jedoch mit dem Unterschied, daß in den Kern nur ein Methyl eingetreten ist, während das zweite Methyl nicht im Kerne selbst, sondern im Methyl Platz genommen hat.



Geht die Homologisierung weiter, so kann durch Eintritt von 3 Methyl ein Kohlenwasserstoff von der Formel  $C_9H_{12}$  entstehen, und zwar können jene entweder 1. alle drei in den Kern eintreten, wodurch sich verschiedene Trimethylbenzole,  $C_6H_3(CH_3)_3$ , bilden, die je nach der relativen Stellung der Methylgruppen (z. B. 1, 2, 3 oder 1, 3, 4 etc.) wiederum in verschiedenen isomeren Zuständen auftreten können, oder 2. es wird 1 H im Kern durch Äthyl,  $(CH_2 \cdot CH_3)$ , und ein zweites H durch Methyl substituiert;  $C_6H_4(CH_2 \cdot CH_3)(CH_3)$ , welche Verbindung Äthylmethylbenzol zu nennen ist, oder endlich 3. es wird im Kern nur 1 H durch Methyl ersetzt, durch dessen weitere Homologisierung mittels zweier Methylgruppen das Radikal Propyl,  $CH_2 \cdot CH_2 \cdot CH_3$ , entsteht, so daß diese Verbindung dann Propylbenzol,  $C_6H_5(CH_2 \cdot CH_2 \cdot CH_3)$ , zu nennen ist.

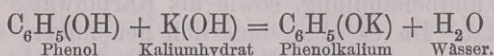


Auf diese Weise bilden sich sogenannte Seitenketten, welche mit dem Benzolkern nur durch ein C-Atom zusammenhängen und sich durch weitere Substitution immer mehr vergrößern können.

Man unterscheidet demnach Substitution im Kern und Substitution in der Seitenkette, und hieraus erklärt sich die große Zahl und die große Mannigfaltigkeit der aromatischen Kohlenwasserstoffe, namentlich, wenn man bedenkt, daß analoge Substitutionen nun auch in allen übrigen Reihen außer der Benzolreihe vor sich gehen können.

## II. Phenole.

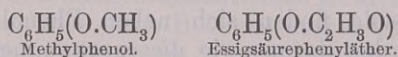
**35.** Die Phenole sind eine der aromatischen Reihe eigentümliche Klasse von Verbindungen. Sie sind wie die fetten Alkohole Hydroxyl-derivate der Kohlenwasserstoffe (selbstverständlich der aromatischen), unterscheiden sich aber von jenen durch ihr Verhalten mannigfaltig. Während nämlich die fetten Alkohole gegen wässrige Alkalilösungen indifferent sind, gehen die Phenole damit salzartige Verbindungen ein, in denen der Wasserstoff des Hydroxyls durch ein Alkalimetall ersetzt ist, so daß das Phenol diesem gegenüber gewissermaßen die Rolle einer Säure spielt.



Diese Metallabkömmlinge der Phenole werden durch Säuren, selbst durch schwache, unter Abscheidung des Phenols leicht wieder zersetzt.

Ferner lassen sich die Phenole durch Oxydationsmittel nicht wie die fetten Alkohole in Säuren umwandeln, sondern werden dadurch in anderer Weise zersetzt.

Dagegen bilden die Phenole wie die fetten Alkohole durch Substitution von Alkoholradikalen für den Wasserstoff des Hydroxyls gemischte Äther und durch Substitution von Säureradikalen an derselben Stelle zusammengesetzte Äther, z. B.



Als charakteristisches Unterscheidungskennzeichen für die Phenole, namentlich von den aromatischen Alkoholen (s. u.), gilt ferner, daß das Hydroxyl stets im Kern und niemals in der Seitenkette steht, wenn eine solche vorhanden ist. So ist z. B. die Formel für das von dem Toluol (Methylbenzol)  $\text{C}_6\text{H}_5.\text{CH}_3$  sich ableitende Phenol  $\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH}).(\text{CH}_3)$  und nicht  $\text{C}_6\text{H}_5(\text{CH}_2.\text{OH})$ . Letzteres würde ein Alkohol sein.

*Einige Phenole, von der Benzolreihe  $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$  derivierend.*

$\text{C}_n\text{H}_{2n-7}(\text{OH})$	$\text{C}_n\text{H}_{2n-8}(\text{OH})_2$	$\text{C}_n\text{H}_{2n-9}(\text{OH})_3$
Phenol $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}$	Dioxybenzole $\text{C}_6\text{H}_4\text{O}_2$	Trioxybenzole $\text{C}_6\text{H}_3\text{O}_3$
Kresol $\text{C}_7\text{H}_8\text{O}$	a) Brenzkatechin	a) Pyrogallol
Xylenol $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{O}$	b) Resorcin	b) Phloroglucin
Mesitylöl $\text{C}_9\text{H}_{12}\text{O}$	c) Hydrochinon	Trioxytoluole $\text{C}_7\text{H}_8\text{O}_3$
Thymol $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{O}$	Dioxytoluole $\text{C}_7\text{H}_8\text{O}_2$	Methylpyrogallol
	a) Homobrenzkatechin	Trioxisoxylol $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{O}_3$
	b) Orcin	Propylpyrogallol $\text{C}_9\text{H}_{12}\text{O}_3$
	c) Hydrotoluchinon	
	Dioxyxylole $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{O}_2$	
	a) $\beta$ -Orcin	
	b) Hydrophloron	



Außerdem: Oxy-, Dioxy-, Trioxy-, Tetroxy-, Pentoxy- und Hexaoxyderivate der Kohlenwasserstoffe vieler anderer Reihen.

Die Zahl der bis jetzt bekannten Phenole ist sehr groß, doch mögen hier zur Orientierung nur einige wenige genannt werden.

1. **Phenol** oder **Karbolsäure** (Oxybenzol),  $C_6H_6O = C_6H_5.OH$ . Farblose, prismatische Krystalle von eigentümlichem, an Teer erinnernden Geruch und brennendem Geschmack, in Alkohol leicht, in Wasser weniger leicht löslich; Schmelzpunkt  $42^\circ$ , Siedepunkt  $182^\circ$ ; ist ein energisch wirkendes Antiseptikum (fäulniswidriges Mittel) und wird deshalb (im unreinen Zustand) zur Desinfektion von Abfallstoffen und (im reinen Zustand als stark verdünnte Lösung) in der Chirurgie bei der antiseptischen Wundbehandlung, sowie als Karbolwatte zu antiseptischen Verbänden benutzt. Da es aber, innerlich genommen, stark giftig wirkt, so ist es zur Konservierung von Nahrungsmitteln nicht verwendbar.

Das Phenol oder die Karbolsäure wird aus dem schweren Steinkohlenteeröl (S. 344) gewonnen, indem man dieses mit Kalilauge schüttelt, wobei in Wasser lösliches Phenolkalium entsteht, aus dem man es dann durch Zusatz einer Säure in freiem Zustand abscheidet.

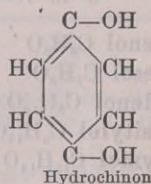
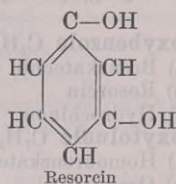
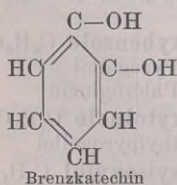
2. **Kresol** (Oxytoluol),  $C_7H_8O = C_6H_4(OH).(CH_3)$ . Je nach der relativen Stellung der substituierenden Gruppen OH und  $CH_3$  im Benzolkern giebt es drei Kresole: Orthokresol (krystallinisch, von phenolartigem Geruch), Metakresol (flüssig) und Parakresol (krystallinisch, widerwärtig nach faulem Harn riechend). Letzteres entsteht wie das Phenol bei der Fäulnis der Eiweißkörper (neben geringen Mengen von Orthokresol).

Alle drei Kresole finden sich neben Phenol im schweren Steinkohlenteeröl und werden daraus wie dieses gewonnen.

36. Wenn in den Benzolkern zwei Hydroxyle eintreten, so entstehen die sogenannten zweiatomigen Phenole:

**Dioxybenzole**,  $C_6H_6O_2 = C_6H_4(OH)_2$ . Es existieren drei isomere Verbindungen von dieser Zusammensetzung, welche sich durch die relative Stellung der zwei OH-Gruppen unterscheiden.

- Orthodioxybenzol oder Brenzkatechin,
- Metadioxybenzol oder Resorcin und
- Paradioxybenzol oder Hydrochinon.



Der Methyläther des Brenzkatechins, das Guajakol,  $C_6H_4(O.CH_3).(OH)$ , welcher durch den Eintritt einer Methylgruppe in das eine der beiden Hydroxyle entsteht, ist ein Bestandteil des aus dem Buchenholztee gewonnenen Kreosots.

**Dioxytoluole**,  $C_7H_8O_2 = C_6H_3(OH)_2 \cdot CH_3$ ; existieren ebenfalls in mehreren Modifikationen: Homobrenzkatechin, Orcin etc. Der dem Guajakol homologe Methyläther des ersteren,  $C_6H_3(O \cdot CH_3)(OH) \cdot (CH_3)$ , oder das Kreosol, ist ebenfalls ein Bestandteil des Buchenholzteerkreosots.

Treten 3 Hydroxyle in den Benzolkern, so entstehen die dreiatomigen Phenole:

**Trioxybenzole**,  $C_6H_3O_3 = C_6H_3(OH)_3$ , von denen es verschiedene isomere giebt, z. B. das Pyrogallol oder die Pyrogallussäure, bildet sich bei der trockenen Destillation der Gallussäure (s. Säuren); dünne Blätter und nadelförmige Krystalle, deren Lösung in Kalilauge (1 Tl. in 40—50 Tln. Lauge v. spez. Gew. 1,050) rasch Sauerstoff aus der Luft absorbiert und sich dadurch dunkelbraun bis schwarz färbt; reduziert Gold-, Silber- und Quecksilbersalze und findet deshalb Anwendung in der Photographie (zum Hervorrufen des Bildes). — Der Dimethyläther des Pyrogallols,  $C_6H_3(O \cdot CH_3)_2(OH)$ , bildet einen Bestandteil des Buchenholzteerkreosots.

Auch diese zwei- und dreiatomigen Phenole, sowie ihre Methyläther wirken antiseptisch, sind aber weniger giftig als die Karbolsäure. Die konservierende Wirkung des Holzrauches (Räuchern von Fleischwaren) beruht auf dem Gehalt desselben an Phenol, Guajakol, Kreosol und dem Dimethyläther des Homobrenzkatechins, welche sich auf den zu räuchernden Waren niederschlagen und dieselben bis zu einer gewissen Tiefe durchdringen. Das Kreosot, welches aufer den genannten wohl noch andere Phenole und ähnlich konstituierte Methyläther enthält, wurde 1832 von REICHENBACH aus dem Holzteer zuerst dargestellt. Es bildet eine teerartig riechende, ölige, in Wasser schwer lösliche Flüssigkeit, welche medizinische Anwendung findet. — In neuerer Zeit versteht man unter der Bezeichnung „Kreosot“ fälschlicherweise eine verdünnte Lösung von Karbolsäure, weshalb man zur Unterscheidung das echte Kreosot Buchenholzteerkreosot nennt.

**Naphtol** oder **Oxynaphtalin**,  $C_{10}H_8O = C_{10}H_7(OH)$ ; das Phenol des Naphtalins. — **Dioxynaphtalin**,  $C_{10}H_6(OH)_2$ . — **Trioxynaphtalin**,  $C_{10}H_5(OH)_3$ .

**Anthrol**,  $C_{14}H_9(OH)$ ; das Phenol des Anthracens.

### III. Alkohole.

**37.** Die aromatischen Alkohole sind, wie die Phenole, Hydroxyl-derivate der Kohlenwasserstoffe, doch mit dem Unterschied, daß das Hydroxyl nicht im Kern, sondern in der Seitenkette steht. Sie sind den Fettalkoholen sowohl nach ihrer Bildungsweise, als auch in ihrem Verhalten ganz analog und unterscheiden sich von den Phenolen dadurch, daß sie mit wässrigen Alkalilösungen keine salzartigen Ver-



bindungen geben und durch Oxydationsmittel in Säuren umgewandelt werden (s. aromatische Säuren). Durch Substitution von fetten oder aromatischen Alkoholradikalen im Hydroxyl bilden sie wie die Phenole einfache oder gemischte Äther, und durch Substitution von Säureradikalen an derselben Stelle zusammengesetzte Äther. Die Zahl der bis jetzt bekannten aromatischen Alkohole ist im Vergleich mit der der Phenole außerordentlich gering.

**Benzylalkohol**,  $C_7H_8O = C_6H_5(CH_2.OH)$ . Ist mit dem Kresol isomer. Farblose Flüssigkeit von schwachem, angenehmem Geruch; geht bei der Oxydation zuerst in Bittermandelöl (s. Aldehyde) und dann in Benzoësäure über.

#### IV. Aldehyde.

Die aromatischen Aldehyde sind denen der fetten Reihe ganz analog. Sie entstehen durch Oxydation der Alkohole, indem die Alkoholgruppe  $CH_2OH$  in die Aldehydgruppe  $COH$  übergeht, sie können aber auch durch Reduktion von Säuren entstehen, wobei der Carboxylgruppe  $COOH$  ein Atom O entzogen wird.

**Benzaldehyd** oder **Bittermandelöl**,  $C_7H_6O = C_6H_5(COH)$ , bildet sich durch Oxydation von Benzylalkohol,  $C_6H_5(CH_2OH)$ , oder Reduktion von Benzoësäure,  $C_6H_5(COOH)$ , durch Natriumamalgam in der oben genannten Weise; ferner durch Oxydation von Toluol,  $C_6H_5(CH_3)$ , sowie auch durch Gärung des in den bittern Mandeln enthaltenen Amygdalins (s. Gärung). Angenehm nach bittern Mandeln riechende, ölige Flüssigkeit; geht durch Aufnahme von Sauerstoff in Benzoësäure über.

**Toluylaldehyd**,  $C_8H_8O = C_6H_4(CH_3)(COH)$ .

#### V. Säuren.

38. Die aromatischen Säuren sind als Carboxylderivate der aromatischen Kohlenwasserstoffe aufzufassen, d. h. als Kohlenwasserstoffe, in denen ein oder mehrere H durch die  $COOH$ -Gruppe ersetzt sind.

Da die Zahl der aromatischen Kohlenwasserstoffe sehr groß ist, und die Substitution der Carboxylgruppe im Kern und auch in der Seitenkette stattfinden kann, so ist es begreiflich, daß auch die Zahl der aromatischen Säuren höchst bedeutend sein muß. In der That bilden sie die an Arten reichste Klasse der aromatischen Verbindungen.

*Allgemeines Formelschema für die Reihen der aromatischen Säuren.*

$C_nH_{2n-8}O_2$	$C_nH_{2n-8}O_3$	$C_nH_{2n-8}O_4$	$C_nH_{2n-8}O_5$	$C_nH_{2n-8}O_6$	$C_nH_{2n-8}O_7$	$C_nH_{2n-8}O_8$
$C_nH_{2n-10}O_2$	$C_nH_{2n-10}O_3$	$C_nH_{2n-10}O_4$	$C_nH_{2n-10}O_5$	$C_nH_{2n-10}O_6$	$C_nH_{2n-10}O_7$	$C_nH_{2n-10}O_8$
$C_nH_{2n-12}O_2$	$C_nH_{2n-12}O_3$	$C_nH_{2n-12}O_4$	$C_nH_{2n-12}O_5$	$C_nH_{2n-12}O_6$	$C_nH_{2n-12}O_7$	$C_nH_{2n-12}O_8$
$C_nH_{2n-14}O_2$	$C_nH_{2n-14}O_3$	$C_nH_{2n-14}O_4$	$C_nH_{2n-14}O_5$	$C_nH_{2n-14}O_6$	$C_nH_{2n-14}O_7$	$C_nH_{2n-14}O_8$
$C_nH_{2n-16}O_2$	$C_nH_{2n-16}O_3$	$C_nH_{2n-16}O_4$	$C_nH_{2n-16}O_5$	$C_nH_{2n-16}O_6$	$C_nH_{2n-16}O_7$	$C_nH_{2n-16}O_8$
$C_nH_{2n-18}O_2$	$C_nH_{2n-18}O_3$	$C_nH_{2n-18}O_4$	$C_nH_{2n-18}O_5$	$C_nH_{2n-18}O_6$	$C_nH_{2n-18}O_7$	$C_nH_{2n-18}O_8$
$C_nH_{2n-20}O_2$	$C_nH_{2n-20}O_3$	$C_nH_{2n-20}O_4$	$C_nH_{2n-20}O_5$	$C_nH_{2n-20}O_6$	$C_nH_{2n-20}O_7$	$C_nH_{2n-20}O_8$
$C_nH_{2n-22}O_2$	$C_nH_{2n-22}O_3$	$C_nH_{2n-22}O_4$	$C_nH_{2n-22}O_5$	$C_nH_{2n-22}O_6$	$C_nH_{2n-22}O_7$	$C_nH_{2n-22}O_8$
$C_nH_{2n-24}O_2$	$C_nH_{2n-24}O_3$	$C_nH_{2n-24}O_4$	$C_nH_{2n-24}O_5$	$C_nH_{2n-24}O_6$	$C_nH_{2n-24}O_7$	$C_nH_{2n-24}O_8$
$C_nH_{2n-26}O_2$	$C_nH_{2n-26}O_3$	$C_nH_{2n-26}O_4$	$C_nH_{2n-26}O_5$	$C_nH_{2n-26}O_6$	$C_nH_{2n-26}O_7$	$C_nH_{2n-26}O_8$
$C_nH_{2n-28}O_2$	$C_nH_{2n-28}O_3$	$C_nH_{2n-28}O_4$	$C_nH_{2n-28}O_5$	$C_nH_{2n-28}O_6$	$C_nH_{2n-28}O_7$	$C_nH_{2n-28}O_8$
$C_nH_{2n-30}O_2$	$C_nH_{2n-30}O_3$	$C_nH_{2n-30}O_4$	$C_nH_{2n-30}O_5$	$C_nH_{2n-30}O_6$	$C_nH_{2n-30}O_7$	$C_nH_{2n-30}O_8$

Jede Formel repräsentiert eine Reihe, in der  $n$  den Wert einer ganzen Zahl von 7 bis 30 und darüber hinaus annehmen kann. Nicht alle Reihen sind bekannt, auch nicht alle Glieder derselben, in den höheren Reihen sogar nur wenige, oft einzelne. Dagegen kennt man noch Reihen mit  $O_9$ ,  $O_{10}$ ,  $O_{11}$ ,  $O_{12}$  etc., sowie solche mit weniger H als  $H_{2n-30}$ , so daß das Schema sowohl nach der Seite als auch nach unten hin verlängert werden muß. Ferner existieren viele Glieder in mehreren isomeren Formen, deren Zahl 3, 4, nicht selten 10 und mehr betragen kann. Hierdurch wächst die Zahl der bekannten Glieder bedeutend.

*Beispiele für die Entwicklung einzelner Reihen.*

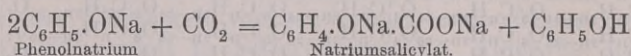
$(C_nH_{2n-8})O_2$	$C_nH_{2n-10}O_2$	$C_nH_{2n-8}O_3$	$C_nH_{2n-8}O_5$
<b>Benzoësäure</b> $C_7H_6O_2$	<b>Zimtsäure</b> $C_9H_8O_3$ und 2 isomere.	<b>Salicylsäure</b> $C_7H_6O_3$ und 2 isomere.	<b>Gallussäure</b> $C_7H_6O_5$ und 2 isomere
<b>Toluylsäure</b> $C_8H_8O_2$ , im ganzen 4 isomere.	<b>Phenylcrotonsäure</b> $C_{10}H_{10}O_2$ und 3 isomere.	<b>Oxytoluylsäure</b> $C_8H_8O_3$ und 13 isomere.	<b>Normeconinsäure</b> $C_8H_8O_5$ und 3 isomere
<b>Mesitylsäure</b> $C_9H_{10}O_2$ und 9 isomere.	<b>Phenylangelicas.</b> $C_{11}H_{12}O_2$ und 3 isomere	<b>Oxymesitylsäure</b> $C_9H_{10}O_3$ und 13 isomere.	etc.
<b>Cumylsäure</b> $C_{10}H_{12}O_2$ und 7 isomere etc.	<b>Cumenylakrylsäure</b> $C_{12}H_{14}O_2$ etc.	<b>Oxycuminsäure</b> $C_{10}H_{12}O_3$ und 11 isomere etc.	

**Benzoësäure**,  $C_7H_6O_2 = C_6H_5.COOH$ . Das niedrigste Glied der ersten Reihe,  $C_nH_{2n-8}O_2$ , überhaupt der aromatischen Säuren. Findet sich fertig gebildet im Benzoëharz, Perubalsam und Tolubalsam, aus denen sie dargestellt werden kann. Entsteht bei der Oxydation von Benzylalkohol, Benzaldehyd und vieler anderer aromatischer Verbindungen. Weiße, glänzende Krystallnadeln oder Blätter, sublimiert schon bei  $100^\circ$ . Ihr Dampf reizt stark zum Husten.

**Salicylsäure**,  $C_7H_6O_3 = C_6H_4(OH)(COOH)$ . Das erste Glied der Reihe  $C_nH_{2n-8}O_3$ . Unterscheidet sich von der Benzoësäure in ihrer Zusammensetzung dadurch, daß eins von den noch übrigen 5 H im Benzolkern durch Hydroxyl ersetzt ist. Sie ist also eine Oxybenzoësäure,



und zwar wird sie als Orthooxybenzoësäure aufgefaßt, d. h. als eine solche, bei welcher die OH-Gruppe der COOH-Gruppe benachbart ist. (Außerdem existiert noch eine Meta- und Paraoxybenzoësäure.) Die Salicylsäure bildet kleine weiße Krystalle, welche in kaltem Wasser sehr schwer, in Alkohol und Äther leichter löslich sind. Sie kommt fertig gebildet in den Blüten von *Spiraea ulmaria* vor und wird fabrikmäßig durch Einwirkung von Kohlensäure auf Phenolnatrium (s. S. 347) bei höherer Temperatur gewonnen.



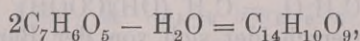
Es bildet sich hierbei das Natriumsalz der Salicylsäure,  $\text{C}_7\text{H}_4\text{Na}_2\text{O}_3$ , und die Hälfte des Phenols wird regeneriert. Die Salicylsäure hat wegen ihrer antiseptischen Eigenschaften große Bedeutung gewonnen und dient vielfach zur Konservierung von Nahrungsmitteln, sowie als Medikament meist in Form ihres Natriumsalzes.

**Zimtsäure**,  $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_2 = \text{C}_8\text{H}_7\cdot\text{COOH}$ , der Reihe der  $\text{C}_n\text{H}_{2n-10}\text{O}_2$  angehörig. Leitet sich ihrer Zusammensetzung nach von einem Kohlenwasserstoff  $\text{C}_8\text{H}_8$  (Styrol) ab und findet sich fertig gebildet im flüssigen Storax, im Tolubalsam und im Perubalsam, und kann auf verschiedenen Wegen künstlich dargestellt werden, z. B. aus Benzaldehyd. Sie hat in neuerer Zeit eine technische Bedeutung gewonnen, da sie als Ausgangspunkt für die künstliche Darstellung des Indigos dient.

**Phtalsäure**,  $\text{C}_8\text{H}_6\text{O}_4 = \text{C}_6\text{H}_4(\text{COOH})_2$ , der Reihe  $\text{C}_n\text{H}_{2n-10}\text{O}_4$  angehörig. Bildet sich bei der Oxydation des Naphtalins und noch auf verschiedenen andern Wegen. Ihr Anhydrid,  $\text{C}_8\text{H}_4\text{O}_3$ , dient zur Darstellung gewisser Farbstoffe (Phtalëine) aus Phenolen (s. Phenolfarbstoffe).

**39. Gallussäure**,  $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_5 = \text{C}_6\text{H}_2(\text{OH})_3\text{COOH}$ , der Reihe  $\text{C}_n\text{H}_{2n-8}\text{O}_5$  angehörig. Ist eine Trioxybenzoësäure, welche in den Galläpfeln, im Sumach und andern Gerbmaterien, in der Granatwurzelsrinde, im chinesischen Thee und mehreren andern Pflanzen, sowie auch in manchen Sorten Rotwein vorkommt. Sie bildet seideglänzende Nadeln von schwach herbem, zusammenziehendem, säuerlichem Geschmack, welche  $2\text{H}_2\text{O}$  Krystallwasser enthalten, und zerfällt bei der trockenen Destillation in Pyrogallol,  $\text{C}_6\text{H}_3(\text{OH})_3$ , und Kohlensäure. Auf künstlichem Wege wird sie durch Kochen von Tannin mit verdünnter Schwefelsäure dargestellt.

**Tannin, Digallussäure oder Galläpfelgerbsäure**,  $\text{C}_{14}\text{H}_{10}\text{O}_9$ . Findet sich in großer Menge in den Galläpfeln und im Sumach, woraus sie durch Extraktion mit einem Gemisch von Äther und Alkohol gewonnen wird. Sie ist als eine Verbindung von 2 Molekülen Gallussäure minus 1 Molekül Wasser zu betrachten:



und zerfällt auch in dieser Weise, wenn man sie mit verdünnter Schwefelsäure kocht (Darstellung der Gallussäure). Farblose, amorphe Masse,

in Wasser leicht löslich, von zusammenziehendem Geschmack; giebt mit Eisensalzen eine tiefdunkelblaue Färbung, deshalb Anwendung zur Bereitung von Tinte. (Schwarzwerden der Messer beim Schneiden von Äpfeln etc.)

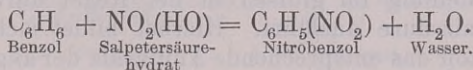
Der Galläpfelgerbsäure ähnliche, jedoch nicht mit ihr identische Verbindungen finden sich in sehr vielen Pflanzen und werden mit dem allgemeinen Namen Gerbstoffe bezeichnet. Sie verhalten sich wie schwache Säuren und zeichnen sich durch herben, zusammenziehenden Geschmack aus, besitzen die Eigenschaft, eine Lösung von Eisenchlorid entweder blau oder grün zu färben, Lösungen von Eiweiß oder Leim zu fällen und tierische Häute in Leder umzuwandeln (Gerberei). Unter diesen ist namentlich der Eichengerbstoff aus der Rinde der Eichen bemerkenswert, welcher der wirksame Bestandteil der Gerberlohe ist. Er ist von dem Tannin insofern verschieden, als er sich durch Kochen mit Säuren nicht in Gallussäure spalten läßt und durch trockne Destillation kein Pyrogallol giebt. Andererseits unterscheidet sich das Tannin von ihm dadurch, daß es zur Lederfabrikation völlig ungeeignet ist.

Außer dem Eichengerbstoff sind zu nennen: der Chinagerbstoff in der Chinarinde, der Katechugerbstoff im Katechu (dem Extrakt verschiedener ostindischer Akazienarten), der Moringerbstoff im Gelbholz, Kaffeegerbstoff in den Kaffeebohnen. Im chinesischen Thee findet sich außer Gallussäure noch eine gewisse Menge Eichengerbstoff.

## VI. Nitro-, Amido- und Azoderivate.

### 1. Nitroderivate (Nitrokörper).

**40.** Nitroderivate sind organische Verbindungen, in denen der Wasserstoff durch die Nitrogruppe  $\text{NO}_2$  ersetzt ist. Die Verbindungen der aromatischen Reihe sind im allgemeinen sehr geneigt, bei der Behandlung mit konzentrierter Salpetersäure in Nitrokörper überzugehen. Hierbei tritt das Radikal der Salpetersäure an die Stelle von 1 Atom Wasserstoff, welcher sich mit dem Hydroxyl der Salpetersäure zu Wasser verbindet. Z. B.



Energischer noch wirkt ein Gemenge von 1 Teil konzentrierter Salpetersäure und 2 Teilen konzentrierter Schwefelsäure, wobei die letztere das bei der Reaktion entstehende Wasser bindet und so Veranlassung zur Entstehung höherer Derivate (Di-, Tri-Nitrokörper etc.) giebt.

**Nitrobenzol**,  $\text{C}_6\text{H}_5(\text{NO}_2)$ , auch unechtes Bittermandelöl oder Mirbanöl genannt. Entsteht durch Behandlung von Benzol mit rauchender Salpetersäure; hellgelbe, ölige, stark nach Bittermandelöl riechende Flüssigkeit, wird deshalb in der Parfümerie und Seifenfabrikation verwendet (sog. Mandelseife).

**Nitrotoluol**,  $\text{C}_6\text{H}_4(\text{NO}_2)\cdot\text{CH}_3$  etc.

**Trinitrophenol** oder **Pikrinsäure**,  $\text{C}_6\text{H}_2(\text{NO}_2)_3\cdot\text{OH}$ , entsteht durch Nitrierung von Phenol (Karbolsäure); ferner durch Einwirkung von



konzentrierter Salpetersäure auf verschiedene organische Substanzen, z. B. Harz, Seide, Haut, Leder, Wolle. Die Pikrinsäure bildet kleine, gelblich gefärbte Krystalle von äußerst bitterem Geschmack (giftig!), welche sich in Wasser zu einer intensiv gelben Flüssigkeit lösen. Mit dieser Lösung läßt sich Wolle und Seide sehr schön gelb färben, die Säure findet daher als Farbstoff Benutzung. Mit Basen bildet sie Salze (Pikrate), welche aber wegen ihres hohen Sauerstoffgehalts auf Stofs sehr heftig explodieren.

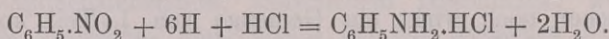
## 2. Amidoderivate.<sup>1</sup>

**41** Amidoderivate entstehen durch Einwirkung reduzierender Substanzen auf die Nitrokörper, indem die Gruppe  $\text{NO}_2$  in die Amidogruppe  $\text{NH}_2$  umgewandelt wird. Als Reduktionsmittel wendet man gewöhnlich Schwefelwasserstoff oder ein Gemenge von Zinn und Salzsäure, oder von Eisen und Essigsäure etc. an. Im ersten Falle wird Schwefel abgeschieden, in den beiden andern Fällen wirkt nicht nur der naszierende Wasserstoff, sondern auch das daraus sich bildende metallische Oxydulsalz (Stanno-, Ferrosalz) reduzierend. Zur Umwandlung der  $\text{NO}_2$ -Gruppe in die  $\text{NH}_2$ -Gruppe sind 6 Atome Wasserstoff nötig.

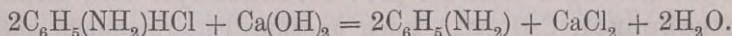
Die Eigenschaften der Amidoderivate sind je nach der Natur der Verbindungen, von denen sie derivieren, verschieden. Die Amidoderivate der aromatischen Kohlenwasserstoffe haben basische Eigenschaften und lassen sich in einiger Hinsicht mit den Aminen oder Alkoholbasen der fetten Reihe vergleichen.

**Amidobenzol** oder **Anilin**,  $\text{C}_6\text{H}_7\text{N} = \text{C}_6\text{H}_5(\text{NH}_2)$ , farblose, ölige Flüssigkeit von eigentümlichem Geruch, wird an der Luft braun. Siedepunkt  $184^\circ$ ; giebt mit Säuren wohl charakterisierte Salze, indem es sich (wie das Ammoniak) direkt mit den Säurehydraten verbindet, z. B.  $\text{C}_6\text{H}_7\text{N} \cdot \text{HNO}_3$ ,  $\text{C}_6\text{H}_7\text{N} \cdot \text{HCl}$ ,  $(\text{C}_6\text{H}_7\text{N})_2 \cdot \text{H}_2\text{SO}_4$  etc.

Das Anilin entsteht durch Reduktion des Nitrobenzols, welche man bei der Darstellung im grofsen in der Regel durch Eisenfeile und Essigsäure oder Salzsäure ausführt. Hierbei bildet sich durch den naszierenden Wasserstoff das entsprechende Anilinsalz der angewendeten Säure:



Dieses wird mit Kalk versetzt und mit überschüssigem Wasserdampf erhitzt, wobei die freie Base (Anilin) abgeschieden wird und überdestilliert:



Durch Einführung von Alkohol- oder Säureradikalen in die Amidogruppe des Anilins entstehen zahlreiche Derivate; jene entsprechen den Aminen, diese den Amiden der Fettreihe, z. B.:

$\text{C}_6\text{H}_5 \cdot \text{NH}(\text{CH}_3)$ , Methylanilin,  
 $\text{C}_6\text{H}_5 \cdot \text{N}(\text{CH}_3)_2$ , Dimethylanilin,  
 $\text{C}_6\text{H}_5 \cdot \text{NH}(\text{C}_2\text{H}_5)$ , Äthylanilin,

$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}(\text{CNO})$ , Formanilid,  
 $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}(\text{C}_2\text{H}_5\text{O})$ , Acetanilid  
 etc.

<sup>1</sup>) Auch Aminoderivate genannt.

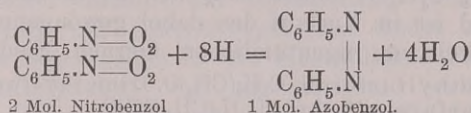
Das Anilin wurde zuerst (1826) durch trockne Destillation von Indigo (*Indigofera Anil*) erhalten und deshalb von dem Entdecker (UNVERDORBEN) Anilin genannt. Später wurden verschiedene andere Entstehungsweisen beobachtet. Unter anderm findet es sich auch unter den Destillationsprodukten des Steinkohlenteers (S. 344). Aus Nitrobenzol wurde es zuerst von ZININ (durch Reduktion mittels Schwefelammonium) im Jahre 1841 dargestellt.

Seine Hauptverwendung findet das (rohe) Anilin als Anilinöl wegen seiner Eigenschaft, mit oxydierenden Substanzen und anderen Reagenzien die verschiedenartigsten Farbstoffe zu bilden (Anilinfarben, s. Farbstoffe).

**Amidotoluol** oder **Toluidin**,  $C_6H_4(NH_2)CH_3$ , entsteht auf ähnliche Weise wie das Anilin aus dem Toluol und bildet, je nach der relativen Stellung der  $NH_2$ - und  $CH_3$ -Gruppen, drei Isomere: Ortho-, Meta- und Paratoluidin. Es findet bei der Darstellung der Anilinfarbstoffe Verwendung.

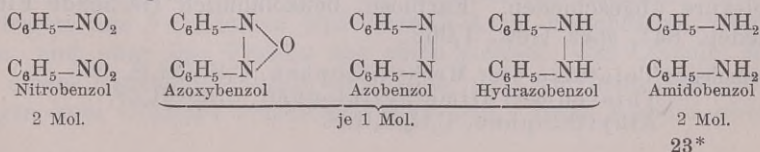
### 3. Azoderivate.

Azoderivate sind Zwischenstufen zwischen den Nitro- und Amidoderivaten. Sie entstehen durch gemässigte Reduktion der erstern, z. B. durch Einwirkung von alkoholischer Kalilauge (wobei der Alkohol zu Aldehyd oxydiert wird) oder von Natriumamalgam auf Nitrokörper. Sie sind in ihrer Zusammensetzung dadurch charakterisiert, daß sie die zweiwertige Gruppe  $-N=N-$  (Azogruppe) enthalten, welche die Reste von zwei ihres Sauerstoffs beraubten Molekülen eines Nitrokörpers verbindet, was z. B. durch die Entstehung von Azobenzol aus Nitrobenzol bei Einwirkung von naszierendem Wasserstoff (Natriumamalgam und Wasser) auf letzteres anschaulich wird:



Die Zahl der Azoverbindungen ist sehr groß; sie finden sich in fast allen Körperklassen der aromatischen Reihe und haben eine besondere Wichtigkeit dadurch erlangt, daß viele ihrer Derivate Farbstoffe sind, welche in großen Mengen künstlich dargestellt werden.

Die Azokörper sind nicht die einzige Zwischenstufe zwischen den Nitro- und Amidokörpern; vielmehr existiert noch eine Zwischenstufe nach der Seite der erstern (Azoxyverbindungen) und eine andere nach der Seite der letztern (Hydrazoverbindungen), wie sich aus folgender Zusammenstellung der entsprechenden Derivate des Benzols ergibt:



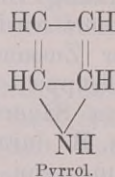
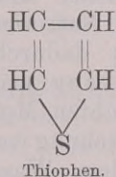
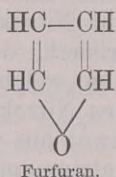


## VII. Verbindungen mit O-, S- oder N-haltigen Kernen.

42. Während alle bisher beschriebenen (eigentlichen) aromatischen Verbindungen sich von dem sechsgliedrigen, ringförmig geschlossenen Benzolkern ableiten lassen, der bloß aus C-Atomen besteht, existieren noch andere Verbindungen, deren Kern durch ein Atom eines andern mehrwertigen Elements ringförmig geschlossen ist. Diese Verbindungen zeigen (trotz ihrer abweichenden Struktur) große Ähnlichkeit mit den eigentlichen aromatischen Körpern, und man pflegt sie deshalb diesen zuzuzählen.

### 1. Furfuran, Thiophen, Pyrrol.

Der Kern dieser Körper und ihrer Derivate ist nicht, wie der Benzolkern, sechs-, sondern nur fünfgliedrig; er besteht aus vier C-Atomen, deren ringförmiger Schluß durch ein Sauerstoff-, Schwefel- oder Stickstoffatom bewirkt ist. Alle drei bilden, wie das Benzol und dessen Derivate, homologe Reihen, Alkohole, bezw. Phenole, Säuren, Aldehyde, Ketone etc.



**Furfuran**,  $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}$ , bildet sich bei der trocknen Destillation des Fichtenholzes und ist im Vorlauf des dabei gewonnenen Teers enthalten. Farblose Flüssigkeit von eigentümlichem Geruch; Siedep.  $32^\circ$ .

Homologe: Methylfurfuran,  $\text{C}_4\text{H}_3(\text{CH}_3)\text{O}$ , Dimethylfurfuran,  $\text{C}_4\text{H}_2(\text{CH}_3)_2\text{O}$ .

Alkohol: Furfuranalkohol,  $\text{C}_4\text{H}_3(\text{CH}_2.\text{OH})\text{O}$ .

Aldehyd: Furfurol,  $\text{C}_4\text{H}_3(\text{COH})\text{O}$ , entsteht durch Destillation von Weizenkleie mit verdünnter Schwefelsäure; farblose, aromatisch riechende Flüssigkeit; Siedep.  $162^\circ$ .

Säure: Furfuran-karbonsäure oder Brenzschleimsäure,  $\text{C}_4\text{H}_3(\text{COOH})\text{O}$ .

**Thiophen**,  $\text{C}_4\text{H}_4\text{S}$ , zeigt volle Ähnlichkeit mit dem Benzol, findet sich wie dieses im Steinkohlenteer und destilliert, da es fast denselben Siedepunkt hat wie Benzol, mit diesem zugleich über, so daß es stets im Rohbenzol enthalten ist. Es wird daraus durch Schütteln mit konzentrierter Schwefelsäure abgeschieden. Farblose, benzolähnlich riechende Flüssigkeit, Siedep.  $84^\circ$ , spez. Gew. 1,062.

Homologe: Thiotolen oder Methylthiophen,  $\text{C}_4\text{H}_3(\text{CH}_3)\text{S}$ .  
Thioxen oder Dimethylthiophen,  $\text{C}_4\text{H}_2(\text{CH}_3)_2\text{S}$ .  
Äthylthiophen,  $\text{C}_4\text{H}_3(\text{C}_2\text{H}_5)\text{S}$ .

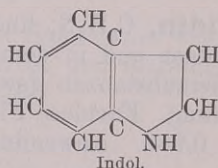
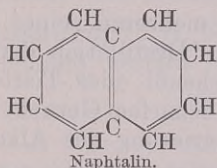
- Alkohol: Thiophenalkohol,  $C_4H_3(CH_2.OH)S$ .  
 Phenole: Oxythiophen,  $C_4H_3(OH)S$ .  
           Oxythiotolen,  $C_4H_2(CH_2)(OH)S$ .  
 Säuren: Thiophenkarbonsäure,  $C_4H_3(COOH)S$ .  
           Thiotolenkarbonsäure,  $C_4H_2(CH_3)(COOH)S$ .

**Pyrrol**,  $C_4H_5N$ , findet sich im Steinkohlenteer und im Knochen-  
 teer. Farblose, chloroformähnlich riechende Flüssigkeit; Siedep.  $131^\circ$ ,  
 spez. Gew. 0,975. Seine Dämpfe färben einen mit Salzsäure befeuchteten  
 Fichtenspan feuerrot ( $\pi\nu\rho\rho\acute{o}\varsigma$ ).

- Homologe: Methylpyrrol,  $C_4H_4(CH_3)N$ .  
           Äthylpyrrol,  $C_4H_4(C_2H_5)N$  etc.  
 Säuren: Pyrrolkarbonsäure,  $C_4H_4(COOH)N$ .  
           Methylpyrrolkarbonsäure  $C_4H_3(CH_3)(COOH)N$  etc.

## 2. Benzopyrrol oder Indol.

Die hierher gehörigen Verbindungen leiten sich vom Indol ab,  
 einem Körper, der — ähnlich wie das Naphtalin — als das Kondensations-  
 produkt zweier geschlossener Ringe zu betrachten ist, die zwei C-Atome  
 gemeinschaftlich haben; während aber das Naphtalin aus zwei gleich-  
 artigen sechsgliedrigen Ringen (zwei Benzolkernen) besteht, enthält das  
 Indol nur einen Benzolkern und, mit diesem verbunden, einen fünf-  
 gliedrigen Pyrrolring:



**Indol**,  $C_8H_7N$ , entsteht auf verschiedene Weise, unter anderm  
 auch bei der Fäulnis der Eiweißkörper, und findet sich deshalb unter  
 den Produkten der Darmfäulnis in den menschlichen Fäces (siehe S. 373).  
 Glänzende Krystallblättchen von eigenartigem, widerlichem Geruch;  
 Schmelzp.  $52^\circ$ . Färbt einen mit Salzsäure befeuchteten Fichtenspan  
 kirschrot.

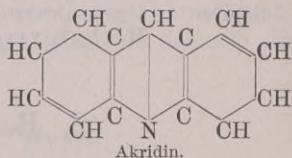
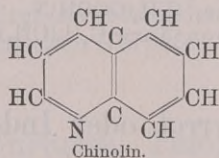
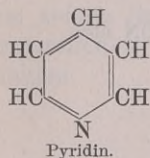
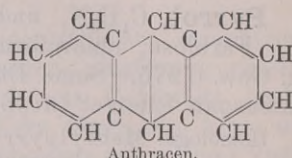
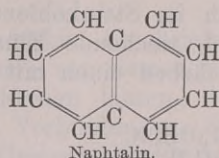
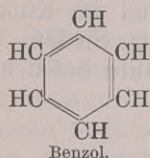
- Homologes: Methylindol oder Skatol,  $C_8H_6(CH_3)N$ , entsteht ebenfalls bei  
 der Fäulnis der Eiweißkörper (S. 373) und findet sich in den Fäces.  
 Weiße Krystallblättchen von fäkalem Geruch; Schmelzp.  $95^\circ$ .

## 3. Pyridin, Chinolin, Akridin.

Die ersten beiden Körper und ihre Derivate enthalten einen sechs-  
 gliedrigen, aus 5 C-Atomen und einen N-Atom bestehenden, ringförmigen  
 Kern, und zwar das Pyridin nur einen solchen, das Chinolin denselben  
 mit einem Benzolkern derart verbunden, daß wie beim Naphtalin beiden  
 Ringen zwei C-Atome gemeinschaftlich sind. Beim Akridin endlich sind



zwei Benzolkerne durch die vierwertige Gruppe  $\text{=CH-N=}$  in derselben Weise verbunden, wie beim Anthracen durch die Gruppe  $\text{=CH-CH=}$ . Diese drei Körper zeigen also in ihrer Struktur die größte Analogie mit Benzol, Naphtalin und Anthracen.



Ihre Formeln leiten sich von letztern ab, indem an Stelle von je einer CH-Gruppe ein N-Atom tritt.

Das Pyridin und das Chinolin sind deshalb von besonderm Interesse, weil sie als die Stammsubstanzen vieler Alkaloide (S. 365) bekannt geworden sind. Sie besitzen basische Eigenschaften und haben sehr zahlreiche Derivate.

**Pyridin**,  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ , findet sich samt mehreren seiner Homologen im Steinkohlenteer und in dem durch trockne Destillation der Knochen und anderer Tiersubstanzen gewonnenen Knochenöl oder Tieröl, (*Oleum animale foetidum*). Farblose Flüssigkeit, von scharfem Geruch; Siedep.  $116,7^\circ$ , spez. Gew. 0,986. Anwendung zur Denaturierung des Alkohols.

Homologe: Picolin,  $\text{C}_6\text{H}_7\text{N}$ , Lutidin,  $\text{C}_7\text{H}_9\text{N}$ , Collidin,  $\text{C}_8\text{H}_{11}\text{N}$ , Parvolin,  $\text{C}_9\text{H}_{13}\text{N}$  etc., dem Pyridin sehr ähnlich.

**Chinolin**,  $\text{C}_9\text{H}_7\text{N}$ , bildet samt seinen Homologen einen Begleiter der Pyridinbasen im Steinkohlenteer und Knochenöl. Farblose Flüssigkeit von scharfem Geruch; Siedep.  $240^\circ$ , spez. Gew. 1,108. — Von ihm leiten sich verschiedene Farbstoffe ab.

Homologe: Lepidin,  $\text{C}_{10}\text{H}_9\text{N}$ , Kryptidin,  $\text{C}_{11}\text{H}_{11}\text{N}$ .

**Akridin**,  $\text{C}_{13}\text{H}_9\text{N}$ , findet sich im Steinkohlenteer als Begleiter des Anthracens. Krystallisiert in Blättchen oder Prismen von scharfem, stechendem Geruch. Es bildet die Stammsubstanz verschiedener Farbstoffe, und seine Lösungen in verdünnten Säuren zeigen eine intensiv blaue Fluoreszenz. Schmelzp.  $100^\circ$ ; sublimiert leicht.

## VIII. Glykoside

**43.** Dies sind eigentümliche, fast ausschließlich im Pflanzenreich vorkommende und hier sehr verbreitete ätherartige Verbindungen des Zuckers, welche durch Einwirkung von Alkalien oder Säuren, zuweilen auch durch Fermente, unter Wasseraufnahme in eine Zuckerart (meist Glukose) und in einen oder mehrere andere Körper gespalten werden (S. 403). Letztere können sehr verschiedener Natur sein: sie sind meist stickstofffrei, bei einigen auch stickstoffhaltig.

**Amygdalin**,  $C_{20}H_{27}NO_{11}$ , in den bittern Mandeln, den Fruchtkernen der Kirschen, Pfirsichen, Aprikosen und andern Amygdaleen; zerfällt in Traubenzucker, Blausäure und Bittermandelöl (s. Gärung).

**Salicin**,  $C_{13}H_{18}O_7$ , in der Rinde und den Blättern verschiedener Weidenarten; zerfällt in Zucker und Saligenin.

**Äskulin**,  $C_{15}H_{16}O_9 + \frac{1}{2}H_2O$ , in der Rinde der Rofskastanie (*Aesculus Hippocastanum*); zerfällt in Zucker und Äskuletin.

**Phloridzin**,  $C_{21}H_{24}O_{10} + 2H_2O$ , in der Wurzelrinde des Apfel-, Kirschen- und Pflaumenbaumes; zerfällt in Zucker und Phloretin.

**Ruberythrinsäure**,  $C_{26}O_{28}O_{14}$ , in der Krappwurzel (*Rubia tinctorum*); zerfällt in Zucker und Alizarin (S. 367).

**Myronsäure**,  $C_{10}H_{19}NS_2O_{10}$ , in den Samen des schwarzen Senfs (an Kali gebunden), zerfällt in Zucker, Senföl und Kaliumdisulfat.

etc.            etc.            etc.

## IX. Ätherische Öle.

**44.** Ätherische Öle sind flüchtige, aromatisch riechende, ölige Flüssigkeiten, welche im Pflanzenreich (namentlich in den Blüten, Blättern, im Stamm und in den Früchten der Gewächse in eigenen Zellen) sehr verbreitet sind. Sie werden daraus durch Destillation mit Wasser gewonnen. Von den fetten Ölen unterscheiden sie sich durch ihren Geruch, ihre Flüchtigkeit und ihre chemische Zusammensetzung. Der Geruch ist bei den meisten sehr angenehm. Sie verdunsten schon bei gewöhnlicher Temperatur und hinterlassen deshalb keine bleibenden Fettflecke. Ihre Zusammensetzung ist eine sehr wechselnde.

Die meisten enthalten Kohlenwasserstoffe von der Formel  $C_{10}H_{16}$  (Terpene); außerdem aber noch aromatische Verbindungen der verschiedensten Körperklassen: Phenole, Aldehyde, zusammengesetzte Äther etc. Die ätherischen Öle lösen sich leicht in Alkohol und Äther, sehr wenig



in Wasser (aromatisierte Wässer); sie selbst besitzen ein Lösungsvermögen für viele Pflanzenstoffe, z. B. Harze etc., und brennen mit leuchtender, stark rufsender Flamme. Aus der Luft nehmen viele von ihnen Sauerstoff auf und verharzen, d. h. sie verwandeln sich in klebrige, harzartige Produkte.

**Terpentinöl**,  $C_{10}H_{16}$ , besteht fast nur aus verschiedenen Terpenen und findet sich im Stamm vieler Nadelhölzer. Farblose oder schwach gelbgefärbte, eigentümlich riechende Flüssigkeit. Wird in großen Mengen aus dem Terpentin (S. 362) durch Destillation mit Wasser gewonnen. Es findet wegen seines Auflösungsvermögens für die meisten Harze eine ausgedehnte Anwendung in der Firnis- und Lackfabrikation.

Außerdem sind zu nennen:

Anisöl aus dem Samen des Anis (*Pimpinella Anisum* L.).

Baldrianöl aus der Wurzel des Baldrians (*Valeriana officinalis* L.).

Bergamottöl aus den Schalen der Bergamotte (*Citrus Bergamia Kisso*).

Bittermandelöl (Benzaldehyd. S. 350) aus den Kernen der bitteren Mandel (*Amygdalus communis* L.).

Fenchelöl aus dem Samen des Gartenfenchels (*Foeniculum officinale* All.).

Kalmusöl aus dem Wurzelstock des Kalmus (*Acorus Calamus*).

Krauseminzöl aus dem Kraut der Krauseminze (*Mentha crispata* L.).

Kümmelöl aus den Früchten des Wiesenkümmels (*Carum Carvi* L.).

Lavendelöl aus den Blüten des echten Lavendels (*Lavandula officinalis* Ch.).

Nelkenöl aus den Blütenknospen des Gewürznelkenbaumes (*Caryophyllus aromaticus* L.).

Orangenblüten- oder Neroliöl aus den Blüten der Pomeranze (*Citrus Aurantium* L.).

Pfefferminzöl aus dem blühenden Kraut der Pfefferminze (*Mentha piperita* L.).

Rosenöl aus den Blüten der Centifolie (*Rosa centifolia* L.).

Rosmarinöl aus dem blühenden Kraut des Rosmarinstrauchs (*Rosmarinus officinalis* L.).

Senföl aus dem Samen des schwarzen Senfs (*Sinapis nigra* L.).

Thymianöl aus dem blühenden Kraut des Gartenthymians (*Thymus vulgaris* L.).

Ylang-Ylangöl aus den Blüten von *Anona odoratissima*.

Zimtöl aus der Rinde des Zimtbaumes (*Laurus Cinnamomum* L.).

Zitronenöl aus den Schalen der Zitrone (*Citrus medica* L.).

In Wasser sind die ätherischen Öle sehr schwer löslich, erteilen demselben aber ihren Geruch und Geschmack (aromatische Wässer).

**Versuch.** Man tröpfele auf ein bauchförmig zusammengewickelteres Stück Fließpapier eine geringe Menge irgend eines ätherischen Öles, schiebe den Bauch in den Hals einer zur Hälfte mit Wasser gefüllten Retorte, verbinde dieselbe mit einem Kühlrohr und destilliere das Wasser ab.

Das wässerige Destillat besitzt den Geruch des ätherischen Öles: Rosenwasser, Fenchelwasser etc.

## X. Kampferarten.

**45.** Mit diesem Namen bezeichnet man mehrere, durch Flüchtigkeit und eigentümlichen Geruch ausgezeichnete, sauerstoffhaltige Pflanzenstoffe mit 10 Atomen Kohlenstoff ( $C_{10}$ ), welche den Terpenen nahestehen und mit diesen zugleich in den Pflanzen vorkommen.

**Japan- oder Laurineenkampfer** (gewöhnlicher Kampfer),  $C_{10}H_{16}O$ , findet sich in allen Teilen des in China und Japan wachsenden Kampferbaums (*Laurus camphora* L.) und wird daraus durch Destillation mit Wasser gewonnen, läßt sich auch aus einigen ätherischen Ölen darstellen. Farblose, durchscheinende, krystallinische Masse von durchdringendem Geruch und brennendem Geschmack. Leicht löslich in Alkohol. Anwendung hauptsächlich in der Medizin (Kampferspiritus ist eine weingeistige Lösung von Kampfer, Opodeldok eine Lösung von 1 Tl. Natrontalgseife in 8 Tln. heissem Weingeist, welche mit Kampfer, Thymian- und Rosmarinöl und etwas Ammoniak versetzt ist und nach dem Erkalten gallertartig erstarrt) und als Mittel gegen Motten. Giebt, mit Schiefsbaumwolle zusammengeschmolzen, Celluloid (S. 334).

**Borneokampfer** oder **Borneol**,  $C_{10}H_{18}O$ , stammt von *Dryobalanops camphora* Colebr. (Borneo und Sumatra) und läßt sich künstlich aus gewöhnlichem Kampfer durch Erhitzen mit alkoholischem Kali oder durch Einwirkung von Natrium auf eine Lösung des Japankampfers in Xylol, Sättigen mit Kohlensäure und Schütteln der Lösung mit Wasser darstellen. Dem Japankampfer sehr ähnlich, von durchdringendem kampfer- und pfefferminzähnlichem Geruch.

**Menthakampfer** oder **Menthol**,  $C_{10}H_{20}O$ , ist im Pfefferminzöl enthalten, zugleich mit einem Terpen  $C_{10}H_{16}$  und O-haltigen Bestandteilen; bildet stark nach Pfefferminzöl riechende, säulenförmige Krystalle, das Material der Migränestifte.

## XI. Harze.

**46.** Harze sind stickstofffreie, klebrige Ausschwitzungen verschiedener Gewächse, namentlich aus dem Stamm, wo sie in besonderen Behältern, den Harzgängen, enthalten sind. Sie erhärten an der Luft und sind in Wasser unlöslich, in Alkohol aber löslich. Wird die alkoholische Lösung eines Harzes in Wasser gegossen, so scheidet sich dasselbe als höchst feiner, weißer Niederschlag aus, der lange Zeit im Wasser suspendiert bleibt. Die Harze besitzen in der Regel einen eigentümlichen Geruch, welcher von einem Gehalt an ätherischem Öl herrührt.



Man unterscheidet:

## 1. Weichharze oder Balsame.

Wegen eines größeren Gehalts an ätherischem Öl halbflüssig oder weich.

**Terpentin**, fließt aus Einschnitten im Stamm verschiedener Nadelhölzer. Weiche, klebrige Masse, welche aus Terpinöl und einer sauerstoffhaltigen Verbindung (Abietinsäure) besteht, die sich als schwache Säure verhält. Durch Destillation mit Wasser läßt sich ersteres daraus abscheiden, und der feste Anteil bleibt zurück (gekochter Terpentin). Trocknet der Terpentin auf den Bäumen selbst völlig ein, so bildet er eine harte, spröde Masse, das gewöhnliche Fichtenharz des Handels, welches im wesentlichen mit dem gekochten Terpentin übereinstimmt. Schmilzt man diese Produkte bei gelinder Temperatur, oder destilliert man den Terpentin ohne Zusatz von Wasser, so erhält man das Koloophonium oder Geigenharz als durchscheinende, gelblich braune, glänzende, spröde Masse. Durch Schmelzen geringer Sorten von Fichtenharz wird das schwarze Pech und das Schusterpech gewonnen.

Der Terpentin und das Fichtenharz lösen sich leicht in starkem Alkohol, und werden aus dieser Lösung, wie alle Harze, durch Wasser wieder abgeschieden. Bei der trocknen Destillation tritt Zersetzung ein, wobei brennbare Gase (Harzgas), ein dünnflüssiges Öl (Harzessenz) und zuletzt dickflüssige Öle (Schmieröle) gewonnen werden. — Der Terpentin und das Fichtenharz finden in der Technik eine ausgedehnte Anwendung: zur Darstellung von Pflastern, zum Leimen des Papiers, als Zusatz zu ordinären Seifen (Harzseifen), als Zusatz bei der Bereitung von Siegelack (S. 363), zum Verschließen von Flaschen und Fässern etc.

**Kanadabalsam**, der Terpentin von *Abies balsamea*, welche in den nördlichen Vereinigten Staaten und in Kanada heimisch ist. Er bildet eine sehr dickflüssige Masse, welche sich von dem gewöhnlichen Terpentin durch vollständige Klarheit und angenehmen Geruch unterscheidet. Wird bei der Anfertigung achromatischer Gläser (zum Zusammenkleben der Linsen) und zum Einschluss mikroskopischer Präparate benutzt.

**Perubalsam**, wird aus dem Stamm von *Myroxylon peruiferum* (Südamerika) gewonnen. Dunkelbraune, ölige, angenehm vanilleartig riechende Flüssigkeit, welche zur Darstellung von Parfümerien und Pomaden dient.

## 2. Hartharze.

47. Spröde und hart; leicht zerreiblich.

**Benzoëharz**, von *Benzoin officinale* (Sumatra, Borneo, Java). Von angenehmem Geruch, löst sich leicht in Alkohol zu einer bräunlichgelben Flüssigkeit (Benzoëtinktur), welche, in Wasser gegossen, durch Aus-

scheidung des Harzes eine weiße Milch giebt (Schönheitsmilch!). Findet besonders zur Darstellung von Räuchermitteln (Räucherkerzchen, Räucherpapier) Anwendung.

**Sandarach**, aus dem Stamm von *Callitris quadrivalvis* (Nordwestafrika). Blafsgelbe Körner, in Alkohol leicht löslich. Wird zur Firnisbereitung benutzt.

**Dammar**, von verschiedenen Bäumen des ostindischen Archipels, besonders von der Dammarfichte (*Dammara alba*). In Alkohol teilweise, in Terpentinöl leicht löslich; wird zur Lackfabrikation benutzt.

**Kopal**, wird an der Ost- und Westküste von Afrika aus den jüngern Erdschichten gegraben und auch aus verschiedenen lebenden Bäumen (Neuseeland, Südamerika, Ostindien) gewonnen. Blafsgelb bis braun; ziemlich hart und spröde. Im rohen Zustand löst er sich sehr schwer oder gar nicht, wohl aber nach dem Umschmelzen; eine Lösung in Terpentinöl und Leinölfirnis bildet den wegen seiner Dauerhaftigkeit und Schönheit sehr geschätzten Kopallack oder Kopalfirnis.

**Gummilack**, fließt aus den durch den Stich einer Schildlaus (*Coccus lacca*) verwundeten jungen Zweigen mehrerer ostindischer Feigenbäume und erhärtet zu einer dunkel gefärbten Masse. Die Zweige mit dem daran haftenden Harz heißen: Stocklack, das abgelöste und gekörnte Harz: Körnerlack, und das zu dünnen Tafeln ausgegossene: Schellack. Kann durch Chlor gebleicht werden (gebleichter Schellack). Löst sich in Alkohol, dient zur Darstellung von Firnissen, Tischlerpolitur und Siegelack (ein durch Zinnober rot gefärbtes, zusammengeschmolzenes Gemenge von Schellack und etwas Kolophonium).

**Guajakharz**, aus dem Holz von *Guajacum officinale*. Gelblich bis rotbraun, glasglänzend, von benzoëartigem Geruch. Löslich in Alkohol, Äther etc. und auch in Ammoniakflüssigkeit (*Tinctura Guajaci ammoniata*, als Mittel gegen Zahnschmerzen in Gebrauch). Die alkalische Lösung wird durch Oxydationsmittel intensiv gebläut.

**Bernstein**, ein fossiles Harz (S. 179) von der Ostseeküste in Preußen. Hellgelb, ziemlich hart; politurfähig; unlöslich in Alkohol. Benutzung zu Schmucksachen etc. Enthält Bernsteinsäure, welche durch Destillation gewonnen wird. Der Rückstand (Bernsteinkolophonium) giebt, in Leinölfirnis und Terpentinöl gelöst, den Bernsteinlack.

**Asphalt, Erdharz oder Judenpech**, findet sich schwimmend auf dem Toten Meer, in dem ganz aus Asphalt bestehenden Pechsee auf der Insel Trinidad, sowie an einigen andern Orten. Schwarz, in Alkohol unlöslich, in Äther, Benzin und Terpentinöl löslich. Benutzung zur Darstellung von Asphaltlack (Eisenlack), Ätzgrund für Kupferstecher und zum Ätzen des Glases, sowie mit Kalk und Sand gemischt als Pflastermaterial für Straßen und zum Decken von Dächern.



### 3. Gummiharze.

48. Enthalten ausser einem harzigen Bestandteil noch Gummi oder Pflanzenschleim.

**Weihrauch** oder **Olibanum**, der eingetrocknete Milchsaft von *Boswellia papyrifera* (Abessinien). Enthält ein ätherisches Öl, ein Harz und eine dem arabischen Gummi ähnliche Substanz. Wohlriechend, besonders beim Erwärmen. Wird zum Räuchern benutzt.

**Myrrhe**, der eingetrocknete Milchsaft von *Balsamodendron Ehrenbergianum* (Südamerika). Gelb bis braunrot, balsamisch riechend. Dient als Arzneimittel und zum Räuchern.

**Gummigutt**, der eingetrocknete Milchsaft von *Garcinia Morella* (Ostindien). Enthält einen gelben Farbstoff und dient deshalb als Malerfarbe.

**Asa foetida**, **Teufelsdreck**, aus der Wurzel von *Ferula Asa foetida* (Persien). Höchst übelriechendes, klebriges Gemenge von Harz, Gummi und andern Substanzen. Wird in der Medizin verwendet.

### 4. Federharze.

Durch ihre Elastizität ausgezeichnet.

**Kautschuk** oder **Gummi elasticum**, der eingetrocknete Milchsaft verschiedener in Ostindien und Südamerika einheimischer Bäume. Im natürlichen Zustand weiß, durch Eintrocknen am Feuer geschwärzt. Enthält einen Kohlenwasserstoff  $C_{10}H_{16}$ . Ist löslich in Benzol, Schwefelkohlenstoff, Terpentinöl. Weich und dabei sehr elastisch. Nimmt aus der Luft Sauerstoff auf und wird dadurch spröde. Das vulkanisierte Kautschuk wird durch Imprägnieren des Rohmaterials mit Schwefel dargestellt. Wird es dabei längere Zeit auf  $100-150^{\circ}$  erhitzt, so wird es hart wie Elfenbein und bildet das sogenannte Hartgummi oder hornisierte Kautschuk. Geringere Sorten von vulkanisiertem Kautschuk oder Hartgummi sind häufig mit andern Substanzen (Bleiglätte, Zinkweiß, Schwerspat etc.) versetzt.

**Guttapercha**, der eingetrocknete Milchsaft von *Isonandra gutta* (Ostindien). Im reinen Zustand weiß, gewöhnlich aber rotbraun gefärbt. Erweicht in heißem Wasser und läßt sich dann in beliebige Formen kneten. Verhält sich gegen Lösungsmittel ähnlich wie Kautschuk und läßt sich vulkanisieren.

## XII. Alkaloide.

**49.** Alkaloide oder Pflanzenbasen sind stickstoffhaltige organische Verbindungen, welche sich fertig gebildet in verschiedenen Pflanzen finden, in Wasser wenig, in Alkohol meist leicht löslich sind, Lackmus bläuen und mit Säuren wohlcharakterisierte Salze bilden. Wegen dieser Ähnlichkeit mit den alkalischen Basen der Mineralchemie sind sie Alkaloide genannt worden. Sie besitzen meist einen bitteren Geschmack und zeichnen sich durch sehr energische, teils heilkräftige, teils giftige Wirkungen auf den Organismus aus. Ihnen verdanken die Pflanzen oder Pflanzensubstanzen, in denen sie vorkommen, ihre medizinische Anwendung. Die meisten Alkaloide sind sauerstoffhaltig, bestehen also aus den vier Elementen C, H, N und O und sind feste, meist krystallinische, nichtflüchtige Körper. Nur wenige (s. u.) sind sauerstofffrei (bestehen aus C, H und N), flüssig und flüchtig, also destillierbar. Sie lassen sich in der Regel aus den Pflanzen oder Pflanzensubstanzen in der Weise darstellen, daß man diese mit Wasser und verdünnter Salzsäure auszieht, wodurch man die salzsaure Verbindung der betreffenden Alkaloide erhält, und diese dann durch alkalische Basen (Kali oder Kalk) zersetzt, wodurch die Alkaloide frei werden. Zu ihrer völligen Reinigung ist oft ein sehr ums tändliches Verfahren nötig.

Die chemische Konstitution der meisten Alkaloide ist noch nicht aufgeklärt; indessen ist es der sehr regen Beteiligung zahlreicher Forscher zu danken, daß wenigstens bei einigen der Zusammenhang mit bekannten chemischen Verbindungen erforscht und demgemäß auch ihre Synthese gelungen ist. Hierbei spielen die beiden Basen Pyridin und Chinolin eine wichtige Rolle, und gewiß werden noch zahlreiche Beziehungen derselben zu den natürlichen Alkaloiden aufgeklärt werden. So ist z. B. das Piperidin: Hexahydropyridin, d. h. ein Pyridin  $\text{CH} \begin{array}{c} \text{CH}=\text{CH} \\ \text{CH}=\text{CH} \end{array} \text{N}$ , welches sechs H-Atome addiert hat:  $\text{CH}_2 < \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \end{array} > \text{NH}$ ; mit Piperinsäure verbunden bildet es das Piperin, das Alkaloid des Pfeffers. Das Coniin ist als Propylpiperidin erkannt, und das Nikotin ist die Hexahydroverbindung des Dipyridyls. Andere Alkaloide leiten sich von Substanzen ab, die sich im tierischen Organismus finden; so sind z. B. das Kaffein und Theobromin unzweifelhaft als Abkömmlinge des Harnstoffes zu betrachten.

**Coniin**,  $\text{C}_8\text{H}_{17}\text{N}$ . Sauerstofffrei, flüssig, flüchtig, in allen Teilen des Schierlings (*Conium maculatum*) enthalten; sehr giftig. Synthese durch LADENBURG.

**Nikotin**,  $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$ . Sauerstofffrei, flüssig, flüchtig; in den Blättern und Samen der Tabaksarten in wechselnder Menge, in den schlechtern Tabaksorten bis zu 7 und 8%, im Havannatabak kaum 2%. Sehr giftig.

**Morphin**,  $\text{C}_{17}\text{H}_{19}\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ . Kleine farblose, glänzende Prismen, schwach bitter schmeckend. Wird aus dem Opium (eingetrockneter Milchsaft des Mohns) gewonnen; wirkt, in kleinen Mengen genommen, schlafbringend (hypnotisch), Nerven beruhigend (narkotisch), in größerer Menge tödlich.



Außer dem Morphin finden sich im Opium noch folgende Alkaloide: Narkotin, Narcein, Papaverin, Thebain und Codein.

**Chinin**,  $C_{20}H_{24}N_2O_2 + 3H_2O$ . Kleine farblose Prismen von bitterm Geschmack; bildet einen der wirksamen Bestandteile der Rinde verschiedener *Cinchona*-Arten (Chinarinden), und wird namentlich als salzsaures oder schwefelsaures Salz in der Medizin vielfach als fieberwidriges Mittel angewendet.

Andere Chinaalkaloide sind: Cinchonin, Chinidin, Cinchonidin, Conchinin etc.

**Cocain**,  $C_{17}H_{21}NO_4$ . Farblose, prismatische Krystalle; Vorkommen in den Cocablättern (von *Erythroxylon Coca*); findet als schmerzstillendes Mittel (Anästhetikum) medizinische Anwendung.

**Strychnin**,  $C_{21}H_{22}N_2O_2$ . Krystallinisch, von höchst bitterm Geschmack. Vorkommen hauptsächlich in den Krähenaugen oder Brechnüssen (Früchte von *Strychnos nux vomica*) und den Ignatiushohnen (Früchte von *Strychnos Ignati*). Höchst giftig.

**Brucin**,  $C_{23}H_{26}N_2O_4 + 4H_2O$ . Krystallinisch, bitter, etwas weniger giftig als das vorige; in denselben Früchten vorkommend.

**Piperin**,  $C_{17}H_{19}NO_3$ . In den Pfefferkörnern.

**Atropin**,  $C_{17}H_{24}NO_3$ . In allen Teilen der Tollkirsche (*Atropa Belladonna*) vorkommend; krystallinisch; unangenehm bitter; sehr giftig; bewirkt, in sehr kleiner Menge angewendet, Erweiterung der Pupille des Auges (wirkt mydriatisch).

**Theobromin**,  $C_7H_8N_4O_2$ . Krystallinisches Pulver von schwach bitterm Geschmack. Vorkommen in den Kakaobohnen.

**Kaffein** oder **Thein** (Methyltheobromin),  $C_8H_{10}N_4O_2 + H_2O$ . Farblose, kleine krystallinische, glänzende Prismen von schwach bitterm Geschmack. Vorkommen hauptsächlich in den Kaffeebohnen und im chinesischen Thee.

**Ptomaine** oder **Kadaveralkaloide** sind alkaloidartige Körper, die sich in Leichnamen bei der Fäulnis bilden; sie sind meist flüchtiger Natur und wirken giftig.

### XIII. Farbstoffe.

**50.** Unter diesem Namen faßt man alle organischen Stoffe zusammen, welche sich durch eine besonders hervortretende Färbung auszeichnen und diese Farbe auf andere Körper zu übertragen vermögen (Färberei). Sie sind nach ihrer Abstammung und chemischen Natur sehr verschieden. Viele von ihnen finden sich fertig gebildet im Tier- und Pflanzenreich vor und bedingen die bestimmte Färbung der Naturkörper;

andere präexistieren darin noch nicht, sondern entstehen aus an sich ungefärbten Pflanzen- oder Tiersubstanzen (sogenanten Chromogenen) durch nachträgliche chemische Veränderung, z. B. durch Lufteinfluß (Oxydation), Einwirkung von Säuren oder Ammoniak, durch Gärung etc.

Früher kannte und benutzte man nur natürliche Farbstoffe des Pflanzen- und Tierreichs. Dies hat sich aber im letzten Vierteljahrhundert vollständig geändert, da jetzt die meisten in der Färberei benutzten Farbstoffe auf künstlichem Wege dargestellt werden, und zwar fast alle aus den Bestandteilen des Steinkohlenteers (Teerfarbstoffe). Diese stimmen mit den natürlichen Farbstoffen nicht überein, sondern sind der Mehrzahl nach neue, bis dahin unbekannte Körper. Von den Pflanzenfarben sind bis jetzt nur das Alizarin und der Indigo auf künstlichem Wege dargestellt worden.

In der Färberei unterscheidet man substantive und adjektive Farbstoffe. Jene haften direkt auf der zu färbenden Faser, sie bilden mit dieser gewissermaßen eine chemische Verbindung und lassen sich durch Waschen mit Wasser und Seife nicht wieder davon trennen. Die adjektiven Farbstoffe dagegen bedürfen eines Bindemittels, welches sich einerseits mit der Faser und andererseits mit dem Farbstoff verbindet und letztern auf diese Weise zum Haften bringt. Solche Stoffe heißen Beizen oder Mordants. Als Beizen können dienen für Baumwolle und Leinen: essigsäures Eisen und Aluminium, für Wolle meist Gerbsäure (Tannin) oder andere gerbstoffhaltige Substanzen. Wird das Zeug nur stellenweise mit Beize bedruckt und dann gefärbt, so erscheinen die ungebeizten Stellen nach dem Auswaschen ungefärbt.

## 1. Natürliche Farbstoffe.

Diese werden in der Regel aus den Pflanzen- oder Tierstoffen, in denen sie enthalten sind, nicht erst extrahiert, sondern letztere bei der Verarbeitung selbst in Anwendung gebracht.

### a) Rote und violette.

**Krapp**, die Wurzel der Färberröte (*Rubia tinctorum*), welche entweder ganz (unter dem Namen *Alizari* oder *Lizari*) oder gemahlen in den Handel kommt. Sie enthält im frischen Zustand als Chromogen zum mindesten drei Glykoside, welche sich teilweise schon beim Aufbewahren unter Bildung verschiedener Farbstoffe spalten, von denen das Alizarin und das Purpurin die wichtigsten sind. Seit man gelernt hat, die Krappfarbstoffe künstlich darzustellen (s. u.), hat der Krappbau in Europa fast gänzlich aufgehört.

**Fernambukholz**, **Rotholz** oder **Brasilienholz** (*Caesalpinia brasiliensis*) aus Südamerika. Das darin enthaltene Chromogen, Brasilin  $C_{20}H_{22}O_7$ , bildet im reinen Zustand gelbliche Krystalle, deren wässrige Lösung auf Zusatz von Ammoniak tief karminrot wird.

**Santelholz**, von *Pterocarpus santalinus*. Darin der Farbstoff Santalin oder Santalsäure,  $C_{15}H_{14}O_5$ , rote, mikroskopische Prismen, in Alkohol mit blutroter, in Alkalien mit violetter Farbe löslich.



**Orseille** oder **Persio**. Teigartige oder trockne Handelsprodukte, aus verschiedenen Flechten der Gattungen *Rocella* und *Lecanora* bereitet. In ihnen sind als Chromogene verschiedene Säuren (Flechtensäuren) enthalten, welche bei Gegenwart von Sauerstoff und Ammoniak in den Farbstoff Orcein zerfallen.

**Safflor**. Die getrockneten Blüten der Färberdistel (*Carthamus tinctorius*) aus Persien. Enthält einen roten Farbstoff, Chartamin,  $C_{14}H_{16}O_7$ , oder Safflorrot, und außerdem einen gelben, Safflorgelb,  $C_{24}H_{30}O_{15}$ . Nach Abtrennung des letztern bildet jener ein dunkelrotes Pulver, welches sich in ätzenden und kohlensauren Alkalien mit tief gelbroter Farbe löst.

**Alkanna**. Die Wurzel von *Anchusa tinctoria*. Enthält das in Alkohol und Äther, sowie in fetten und ätherischen Ölen leicht lösliche, purpurrote Alkannarot oder Alkannin; in Alkalien löst es sich mit blauer Farbe.

**Cochenille**. Die getrockneten Weibchen einer Schildlaus (*Coccus cacti*), welche auf verschiedenen Kaktusarten in Mexiko, West- und Ostindien lebt. Enthält einen roten Farbstoff, die Karminsäure,  $C_{17}H_{18}O_{10}$ , welche (mit Thonerde und Kalk verbunden) im unreinen Zustand als Karmin in den Handel kommt.

#### b) Blaue.

**51. Indigo**. Ein durch Extraktion und Gärung erzeugtes Präparat aus verschiedenen Arten der Pflanzengattung *Indigofera* (Ostindien, Westindien, Südamerika), dessen Hauptbestandteil das Indigoblau (Indigotin),  $C_{16}H_{10}N_2O_2$ , ist. In Wasser, Alkohol und Äther unlöslich, in konzentrierter Schwefelsäure löslich. In neuerer Zeit ist es gelungen, das Indigoblau aus Produkten des Steinkohlenteers auf künstlichem Wege darzustellen (S. 389).

**Blauholz** oder **Kampescheholz**, von *Haematoxylon campechianum*. Enthält als Chromogen das Hämatoxylin,  $C_{16}H_{14}O_6$ , welches gelbliche, durchsichtige Krystalle bildet und sich in Wasser, Alkohol und Äther mit gelblicher Farbe löst. Durch Alkalien wird die Lösung purpurrot gefärbt, und an der Luft absorbiert sie Sauerstoff, indem sie sich violett bis dunkelblau färbt.

**Lackmus**. Ein in kleinen blauen, kalkhaltigen Würfeln vorkommendes Handelsprodukt, welches aus verschiedenen, an den Küsten der Nordsee und des Atlantischen Ozeans wachsenden Flechten gewonnen wird. Aus ihm läßt sich eine tief blaugefärbte Lösung extrahieren, welche verschiedene blaue Farbstoffe (darunter das Azolitmin) enthält, die sich mit Säuren rot färben.

#### c) Gelbe.

**Curcuma**. Die Wurzel von *Curcuma longa* (Ostindien). Enthält einen gelben Farbstoff, das Curcumin, welches in Wasser wenig, in Alkohol leicht löslich ist und sich mit Alkalien braun färbt.

**Gelbholz.** Das Holz von *Morus tinctoria*. Darin der gelbe Farbstoff Morin oder Morinsäure,  $C_{12}H_{10}O_6$ .

**Orlean.** Ein Präparat aus dem rötlichen Fruchtfleisch von *Bixa Orellana* (Brasilien). Darin ein gelber Farbstoff und ein roter: Bixin.

**Wau.** Das Kraut von *Reseda luteola*. Darin der gelbe Farbstoff Luteolin,  $C_{12}H_8O_5$ .

**Safran.** Die getrockneten Narben von *Crocus sativus*. Darin zwei Farbstoffe: Crocin und Polychroit.

**Quercitron.** Die gemahlene Rinde der Färbereiche (*Quercus tinctoria*) in Nordamerika. Darin der gelbe Farbstoff Quercitrin.

## 2. Teerfarbstoffe.

**52.** Die Entdeckung der Teerfarbstoffe gehört zu den bedeutsamsten Errungenschaften der modernen Chemie. Sie beginnt mit der Auffindung des Anilins im Steinkohlenteer (1834) durch RUNGE, welcher dabei zugleich die Beobachtung machte, daß dasselbe durch Einwirkung von Chlorkalk eine intensiv violettblaue Färbung giebt. Später wurden ähnliche Färbungen durch Anwendung anderer Oxydationsmittel bewirkt, aber erst im Jahre 1856 kam der erste Anilinfarbstoff, das Mauvein, oder der Anilinpurpur, in den Handel, und bald folgten andere Farbstoffe nach, welche durch ihre außerordentliche Schönheit und ihre ungewöhnlich färbende Kraft die bis dahin benutzten natürlichen Farbstoffe rasch in den Schatten stellten. Seitdem hat sich unter der regsten Beteiligung zahlreicher wissenschaftlicher Forscher eine Industrie entwickelt, welche unseren Vorfahren gänzlich unbekannt war. Der Steinkohlenteer, ein ehemals beinahe wertloses Produkt, bildet die Grundlage dieser neuen Industrie (Teerindustrie), welche sich in ungeahnter Schnelligkeit entwickelte und vervollkommnete und noch gegenwärtig immer neue Resultate zu Tage fördert.

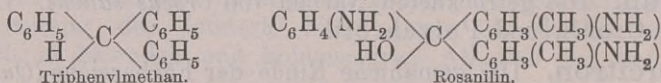
Da die ersten Teerfarbstoffe nur aus dem Anilin gewonnen wurden, so wurden sie bald unter dem Namen Anilinfarben bekannt, der auch heute noch für Teerfarben vielfach in Gebrauch ist, obwohl seitdem verschiedene andere Bestandteile des Teers mit gleichem, ja größerem Glück zur Farbstoffherzeugung benutzt werden, und andererseits als eigentliche Muttersubstanz dieser sogenannten Anilinfarben nicht das Anilin, sondern vielmehr das Triphenylmethan angesehen werden muß.

Behufs der Klassifikation der Teerfarben lassen sich folgende Gruppen unterscheiden:

**1. Triphenylmethanfarbstoffe.** Hierher gehören in erster Linie die aus Anilin gewonnenen Farben. Das Anilin kommt zwar in geringen Mengen im Steinkohlenteer fertig gebildet vor, wird aber technisch aus Nitrobenzol dargestellt (S. 354), und deshalb bildet das Benzol das Ausgangsmaterial für die Fabrikation der Anilinfarben.



Zur Darstellung derselben ist jedoch das reine Benzol,  $C_6H_6$ , ungeeignet, da das daraus entstehende reine Anilin nicht farbstoffbildend wirkt, sondern in einem gewissen Verhältnis mit Toluidin gemengt sein muß. Ein derartiges Gemenge geht durch Einwirkung oxydierender Substanzen (Salpetersäure, Arsensäure, Zinnchlorid, Mercurinitrat) und auch durch Nitrobenzol in eine eigentümliche Base, das Rosanilin, über, welches sich durch seine Strukturformel als ein Abkömmling des Triphenylmethans (S. 344 u. 345) zu erkennen giebt:



Es ist an sich farblos, bildet aber in Verbindung mit Säuren schön rote Farbstoffe. Das Rosanilin besitzt ferner die Fähigkeit, durch Aufnahme von Alkylen (Methyl, Äthyl, Phenyl) höhere Substitutionsprodukte zu bilden, deren Salze dann rotviolett, blauviolett und rein blau erscheinen, wodurch die Möglichkeit gegeben ist, eine vollkommene Skala Anilinfarben von Rosa bis Dunkelblau zu erzeugen. Da es ferner gelungen ist, auf anderem Wege auch gelbe, grüne und schwarze Farbstoffe aus dem Anilin und dessen Homologen darzustellen, so würden die Anilinfarben für sich allein schon im stande sein, den ganzen Bedarf der Farbenindustrie zu decken.

Die wichtigsten Anilinfarben sind:

Anilinrot. Salze des Rosanilins, und zwar salzsaures: Diamantfuchsin; essigsäures: Rosein.

Anilinviolett. Salze des methylierten Rosanilins: Methylviolett, Hoffmannsviolett, Violet de Paris.

Anilinblau. Salze des phenylierten Rosanilins: Fuchsinblau, Bleu de Lyon, Bleu de Paris; ferner daraus durch Einwirkung der konzentrierten Schwefelsäure gewonnen: Wasserblau, Nicholsonblau, Alkaliblau.

Anilingelb. Von den Nebenprodukten der Rosanilindarstellung: Chrysanilin, Mandarinengelb, Phosphin oder Anilinorange, Xanthin.

Anilingrün. Jodgrün, Methylgrün oder Lichtgrün, Aldehydgrün und Malachitgrün.

Anilinschwarz wird meist erst beim Färben auf der Faser erzeugt, indem man Lösungen von Anilinsalzen mit Kaliumchlorat auf die Stoffe bringt, meist unter Zusatz geringer Mengen eines Kupfer- oder Vanadinsalzes.

**53. 2. Phenolfarbstoffe.** Als Ausgangspunkt für die Gewinnung derselben dienen die Hydroxylderivate des Benzols (Phenol, Kresol, Resorcin, Pyrogallol) und des Naphtalins (Naphtol).

Aus Phenol (kresolhaltigem) erhält man durch Erhitzen mit Oxalsäure und konzentrierter Schwefelsäure das Corallin, welches ein Gemenge

der beiden roten Farbstoffe Aurin,  $C_{19}H_{14}O_3$ , und Rosolsäure,  $C_{20}H_{16}O_3$ , mit harzigen Substanzen ist. — Durch Nitrieren von Phenol entsteht die gelb färbende Pikrinsäure (Trinitrophenol) und das gelbbraune Phenylbraun oder Phenicienne.

Aus Kresol gewinnt man durch Nitrieren das Viktoriagelb oder Viktoriaorange (Kalisalz des Dinitrokresols), welches früher als Safransurrogat zum Färben von Eßwaren benutzt wurde, aber seiner giftigen Eigenschaften wegen verboten ist.

Das Naphtol liefert bei gleicher Behandlung das Naphtol-, Manchester- oder Martiusgelb (Kali- oder Kalksalz des Dinitronaphtols) und das Campobellogelb oder die Chryseinsäure (Natronsalz des Nitronaphtols), welches außer Gebrauch gekommen ist. Heliochrysin oder Sonnengelb ist das Natronsalz des Tetranitronaphtols.

Von den Phenolen leitet sich ferner eine Klasse von Farbstoffen ab, welche man Phtaleine nennt, und die durch Einwirkung von Phtalsäureanhydrid (S. 352) auf die Phenole entstehen. Das einfachste Glied der Reihe ist das Phenolphtalein, aus Phenol und Phtalsäureanhydrid, ein gelblich weißes Pulver, welches sich in Alkalien mit prachtvoll fuchsinroter Farbe löst. — Wird an Stelle von Phenol das zweiwertige Resorcin  $C_6H_4(OH)_2$ , angewendet, so entsteht das Resorcinphtalein oder Fluorescein, welches mit Alkohol eine gelbrote Lösung giebt. Seine Lösung in Alkalien ist dunkelrot, im verdünnten Zustand gelb und prachtvoll gelbgrün fluoreszierend noch in einer Lösung von 1:20 000 000. Anwendung zum Nachweis unterirdischer Flußläufe (Rhein und Donau). Das Fluorescein kann 4 Atome Wasserstoff gegen Brom austauschen und bildet dann das Tetra-bromfluorescein oder Eosin, dessen Kaliumsalz sich im Wasser mit schön morgenroter Farbe löst (Benutzung auch zur Bereitung von roter Tinte); findet Austausch gegen Jod statt, so entsteht das Tetrajodfluorescein oder Erythrosin, dessen alkalische Lösung ebenfalls eine schöne rote, doch etwas blaustichige Färbung zeigt.

**3. Anthracenfarbstoffe.** Von diesen ist bis jetzt nur das Alizarin zu einer größeren technischen Bedeutung gelangt. Das natürliche Alizarin bildet einen der färbenden Bestandteile des Krapps (S. 367), welcher seit langer Zeit in der Türkischrotfärberei als Grundlage einer schwungvollen Industrie dient. Seine künstliche Darstellung (durch GRÄBE und LIEBERMANN in Berlin im Jahre 1868) war ein epochemachendes Ereignis, und zwar nicht nur deshalb, weil bis dahin überhaupt noch kein natürlicher Farbstoff auf künstlichem Wege erzeugt worden war, sondern namentlich deshalb, weil nicht der Zufall, sondern eine streng wissenschaftliche Untersuchung zu diesem Ziele geführt hat. Das Alizarin ist ein Dioxyanthrachinon,  $C_{14}H_6(OH)_2O_2$  (d. h. Anthracen [S. 343], in

welchem die mittlere Gruppe  $\begin{array}{cc} -CH- & -CO- \\ | & | \\ -CH- & -CO- \end{array}$  durch  $\begin{array}{cc} | & | \\ -CH- & -CO- \end{array}$  und außerdem noch in dem einen Benzolkern 2H durch 2OH ersetzt sind), und wird gegenwärtig meist durch Oxydation des Anthracens unter nachträglicher Behandlung mit Schwefelsäure und Schmelzen des Produkts mit Ätzkali erzeugt.



Außer dem Alizarin ist noch das Alizarinblau zu nennen, welches man durch Erhitzen von Nitroalizarin mit Glycerin und Schwefelsäure erhält.

4. **Azofarbstoffe.** Unter diesem Namen ist in neuerer Zeit eine zahlreiche Klasse von Farbstoffen bekannt geworden, welche im allgemeinen dadurch entstehen, daß man Amine oder Phenole der aromatischen Reihe auf Azoverbindungen (S. 355) einwirken läßt, und denen sämtlich die aus letzteren stammende, beiderseits mit Kohlenstoff verbundene Azogruppe  $\text{—N=N—}$  eigentümlich ist, welche sonach den Farbstoffcharakter bedingt. Der erste Farbstoff dieser Art, welcher nach der obigen Reaktion gewonnen wurde, ist das Tropäolin 000, oder Orange I, welchem bald zahlreiche andere nachfolgten, von denen nur einige genannt werden mögen: Helianthin, Chrysoidin, Phenylenbraun oder Vesuvin, gewöhnlich Bismarckbraun genannt, Orsellin, Croceinorange, Ponceau, Bordeaux, Amaranth, Coccinin, Echtrot oder Roccelin, Krystallponceau, Azorubin. Ferner die sogenannten Tetrazo- oder Disazofarbstoffe, welche die Azogruppe mehr als einmal im Molekül enthalten, und welche besonders dadurch von Bedeutung geworden sind, daß mehrere von ihnen (z. B. Congorot, Congo gelb, Benzopurpurin, Diamantrot, Benzazurin, Heliotrop, Hessisch Gelb, Chrysophenin) in alkalischer Lösung die Baumwollenfaser direkt, d. h. ohne Beize färben, was die übrigen Teerfarben meist nicht thun.

5. **Künstliches Indigoblau.** Das Indigoblau ist als ein Abkömmling des Indols (S. 357) zu betrachten und wurde aus diesem zuerst durch Oxydation mittels Ozon erhalten (NENCKI 1875), allerdings nur in kleinen Mengen. Später gelang es BAEYER (1880), eine Synthese aufzufinden, welche eine technische Verwertung gestattete. Als Ausgangspunkt dient die Zimtsäure (S. 352); diese wird zuerst durch Nitrieren in Nitrozimtsäure verwandelt, aus der man dann auf verschiedenen Wegen zum Indigoblau gelangt. Auch Benzaldehyd (Bittermandelöl) kann als Ausgangsmaterial für die künstliche Darstellung des Indigoblau dienen, und da sowohl dieser als auch die Zimtsäure aus Kohlenwasserstoffen des Steinkohlenteers (Benzol, bezw. Toluol) gewonnen wird, so ist das Indigoblau ebenfalls zu den Teerfarben zu rechnen.

6. **Chinolin- und Akridinfarbstoffe.** Von diesen sind zu nennen: Chinolinrot, Chinolingelb und Benzolflavin.

Mit dieser Aufzählung der künstlichen Farbstoffe ist die Reihe derselben bei weitem nicht erschöpft. Ihre Zahl beträgt jetzt schon über mehrere Hundert und ist durch ununterbrochene neue Entdeckungen in stetem Steigen begriffen.

## XIV. Eiweißkörper oder Proteïnsubstanzen.

54. So nennt man eine im Tier- und Pflanzenkörper sehr verbreitete Klasse stickstoffhaltiger organischer Verbindungen, welche für die Natur und das Leben der Organismen jedenfalls von höchster Bedeutung sind. Sie haben bis jetzt noch nicht auf künstlichem Wege dargestellt werden können, sondern bilden sich vornehmlich im Pflanzenkörper, aus welchem sie dann unter gewissen Modifikationen in den Tierkörper übergehen. Ihre Verbreitung in den beiden organischen Reihen ist aber eine verschiedene; die Pflanze besteht nur zum kleinern Teil aus Eiweißkörpern, welche hier besonders in gewissen Organen (namentlich in den Samen) konzentriert sind. Der Leib des Tieres dagegen ist zum größern Teil aus Eiweißkörpern zusammengesetzt.

Man unterscheidet verschiedene Hauptarten von Eiweißkörpern: 1. Albumine, in Wasser leicht lösliche Stoffe, deren Lösung beim Erhitzen koaguliert; 2. Globuline, in Wasser unlösliche Stoffe, welche sich aber leicht in verdünnter Kochsalzlösung auflösen und in dieser Lösung durch Erhitzen ebenfalls koagulieren; 3. Fibrine oder Faserstoffe, in Wasser unlösliche, gallertartige Substanzen, die beim Erhitzen koagulieren und dabei weißlich, undurchsichtig und brüchig werden; 4. Kasein oder Käsestoff, löslich, koaguliert durch Zusatz von Säuren.

Die unter 1., 3. und 4. genannten Eiweißkörper sind amorph. Die unter 2. genannten Globuline sind häufig krystallinisch. Die Krystalle unterscheiden sich aber von den echten Krystallen unorganischer Körper dadurch, daß sie etwas quellungsfähig sind und infolgedessen ihre Winkel verändern. Man bezeichnet sie deshalb als Krystalloide.

Ihrer Zusammensetzung nach sind die Eiweißkörper zwar nicht völlig übereinstimmend, stehen aber einander sehr nahe. Sie enthalten

52—54 %	Kohlenstoff,
7—8 %	Wasserstoff,
14—18,5 %	Stickstoff und
20—25 %	Sauerstoff,

außerdem 1—2% Schwefel und meistens auch noch eine geringe Menge Phosphor, welcher als Phosphorsäure darin enthalten zu sein scheint.

Die chemische Natur der Eiweißkörper ist noch nicht genau erkannt; jedenfalls sind ihre Moleküle hochkomplizierter Natur und enthalten sicher weit über 100 Atome (für das Eiweiß pflegt man gewöhnlich die Formel  $C_{72}H_{112}N_{13}O_{22}S$  anzunehmen). Durch Einwirkung chemischer Reagenzien, durch trockne Destillation, sowie durch Fäulnis geben sie die verschiedenartigsten Zersetzungsprodukte, darunter: verschiedene Fettsäuren von der Ameisen- bis zur Caprinsäure, Palmitin- und Stearinsäure, sowie deren Amidoderivate (Butalanin, Leucin, Amidoönanthsäure, S. 330); ferner Säuren und Amidosäuren anderer Reihen: Ölsäure, Krotonsäure, Milchsäure, Oxalsäure, Bernsteinsäure etc., verschiedene Aldehyde, Trimethylamin, Äthylamin, Amylamin, Ammoniak (frei und an Säure gebunden), Phenol, Indol, Skatol, Tyrosin und eine eigentümliche Klasse alkaloidartiger Körper, welche giftige Wirkung üben und zuerst in faulenden Leichnamen aufgefunden worden sind: die sog. Fäulnisalkaloide oder Ptomaine (s. S. 366), endlich Kohlensäure, Schwefelwasserstoff, Wasserstoff und Sumpfgas. Diese große Umwandlungsfähigkeit deutet auf eine sehr komplizierte



Zusammensetzung des Eiweißmoleküls hin, und eben deshalb spielen die Eiweißkörper zweifellos eine sehr hervorragende Rolle bei der Bildung der pflanzlichen und tierischen Substanzen, sowie bei der Ernährung und dem Wachstum der Organismen.

Zur Nachweisung der Eiweißkörper kann man namentlich ihr Verhalten zu Ferrocyankalium benutzen. Man säuert die Flüssigkeit mit etwas Essigsäure oder Salzsäure an und fügt dann einige Tropfen Ferrocyankaliumlösung hinzu. Sind Eiweißstoffe in der Flüssigkeit vorhanden, so erfolgt ein weißer, flockiger Niederschlag (1 : 50000).

**55.** Die wichtigsten Eiweißkörper sind folgende:

1. **Eiweiß** oder **Albumin**: Eiereiweiß oder Hühnereiweiß in den Eiern, Bluteiweiß oder Serumalbumin im Blut, und Pflanzenalbumin in den Säften der Pflanzen verteilt.

2. **Globuline**. Sie kommen namentlich in Pflanzensamen vor, in welchen sie als körnige, dem Stärkemehl zuweilen ähnliche Gebilde abgelagert sind, die häufig ein sog. Krystalloid in sich enthalten. Nach geringen Verschiedenheiten in Zusammensetzung und Verhalten bezeichnet man die Globulinsubstanzen mit verschiedenen Namen: Legumin in Erbsen, Bohnen, Linsen; Conglutin in Lupinen, Mandeln, Pfirsichkernen, Haselnüssen etc. Eine Globulinsubstanz ist auch das Vitellin im Eigelb.

3. **Fibrin** oder **Faserstoff**. Blutfibrin scheidet sich aus dem Blut ab, sobald dieses aus der Ader gelassen ist. Hierbei entsteht es aus der im Blut gelösten „fibrinogenen Substanz“ durch freiwillige Gerinnung. Beim Schlagen des Blutes ballt es sich zu einer weißen, zähen, elastischen Masse zusammen. — Muskelfibrin oder Myosin ist die Hauptsubstanz der Muskeln, in den frischen Muskelfasern in halbflüssigem Zustand, erstarrt nach dem Tode (Todenstarre). — Als Pflanzenfibrin bezeichnet man einen Bestandteil des Klebers (Gluten), welcher aus dem Mehl verschiedener Getreidesamen, besonders des Weizens, durch Kneten mit Wasser gewonnen werden kann.

4. **Kasein** oder **Käsestoff**. Das Kasein findet sich besonders in der Milch gelöst und kann durch Zusatz von Säuren oder durch die Schleimhaut des Kälbermagens (Lab) daraus in koaguliertem Zustand abgeschieden werden.

Außer diesen Eiweißkörpern sind folgende, denselben nahestehende Substanzen zu nennen: das Mucin, ein Bestandteil des tierischen Schleims; das Keratin (die Hornsubstanz der Hörner, Klauen, Nägel, Haare, Federn und der Epidermis), ferner die sogenannten Leim gebenden Substanzen: das Glutin (Knochenleim oder Gelatine) entstehend durch Kochen der organischen Substanz der Knochen (Ossein), der Sehnen, Bänder und tierischen Häute mit Wasser; das Chondrin (Knorpelleim), auf dieselbe Weise aus der Knorpelsubstanz (Chondrogen) entstehend; das Elastin, ein Bestandteil der elastischen Fasern, besonders des Nackenbandes der größeren Säugetiere); das Sericin (Seidenleim) und das Fibroin (die eigentliche Seidensubstanz), beide schwefelfrei. — Endlich verschiedene sogenannte Fermente (s. Gärung), z. B. das Emulsin in den bitteren Mandeln, die Diastase in den gekeimten Gerstensamen (Malz); das Myrosin in den Senfsamen, das Ptyalin im Mundspeichel, das Pepsin im Magensaft und das Trypsin im Bauchspeichel.

## Dritter Abschnitt.

### Physiologische Chemie.

#### I. Zusammensetzung und Ernährung der organischen Wesen.

**56.** Die Körper der organischen Wesen (Pflanzen und Tiere) bestehen der Hauptsache nach aus (organisierten und nicht organisierten) organischen Stoffen und aus einer relativ geringen Menge mineralischer (anorganischer) Substanzen. Durch Verbrennung können erstere zerstört, d. h. in anorganische, gasförmige Substanzen umgewandelt werden; letztere bleiben als unverbrennlicher Rückstand (Asche) zurück. — Außerdem bildet das Wasser einen nie fehlenden (wesentlichen) Bestandteil der lebenden organischen Substanz, dessen Menge in den weichen Teilen (saftiges Zellgewebe) zwischen 60 und 90%, in den härteren (Holz und Samen der Pflanzen, im Knochen, Harn, Haare etc. der Tiere) zwischen 12 und 15% schwankt. Unter Trockensubstanz versteht man das Gewicht der Pflanzen- und Tierstoffe abzüglich des Wassers.

##### 1. Bestandteile des Pflanzenkörpers.

**A. Anorganische Bestandteile.** Von den Elementen des Mineralreichs kommen nur sehr wenige im Pflanzenkörper vor, und zwar: Kalium, Natrium, Calcium, Magnesium, Eisen, Chlor, Schwefel, Phosphor und Silicium in fast allen Gewächsen, außerdem in einzelnen Pflanzenspezies (z. B. *Lycopodium*) Aluminium und in den Seegewächsen noch Brom und Jod. Es fehlen also in den Pflanzen mit Ausnahme des Eisens alle schweren Metalle. Die obengenannten Elemente sind jedenfalls als Salze (Sulfate, Phosphate, Chloride) in der Pflanze enthalten. Ein Teil der Basen mag auch an organische Säuren gebunden sein. Die Kieselsäure ist in denjenigen Pflanzen, in denen sie in größerer Menge enthalten ist (Gramineen), zum größten Teil in freiem Zustande und in unlöslicher Form abgelagert.



Die Gesamtmenge der Mineralbestandteile in der Pflanze ist im allgemeinen nur gering. Sie steigt in einzelnen Pflanzenteilen selten über 10 Proz. und beträgt meist unter 5 Proz., in dem Stamm der Holzgewächse oft nur 1–2 Proz.

Die Verteilung der einzelnen Mineralbestandteile ist sehr verschieden. Junge Pflanzen und Pflanzenteile sind meistens reich an Alkalien (die Landpflanzen enthalten vorwiegend nur Kali und sehr wenig Natron, während die Strand- und Seegewächse neben Kali auch größere Mengen Natron enthalten). Die Phosphorsäure, welche für das Wachstum der Pflanzen jedenfalls von hoher Wichtigkeit ist, tritt ebenfalls in den jüngern Organen in größerer Menge auf, zeigt aber später, vom Beginn der Frucht-reife an, eine große Beweglichkeit innerhalb der Pflanzenorgane und zieht sich in beträchtlichen Mengen nach den Früchten, wo sie sich besonders in den Samenkörnern, wahrscheinlich verbunden mit Magnesia und Kalk, abgelagert.

**B. Organische Bestandteile.** Gewisse Gruppen organischer Verbindungen finden sich in allen Pflanzen. Man kann sie als:

1. *Allgemeine organische Pflanzenbestandteile* bezeichnen. Diese sind:

Kohlehydrate: Cellulose, die Substanz der Zellwände, Stärkemehl, in den Zellen abgelagert, und Zucker (namentlich Rohrzucker und Traubenzucker), im Saft gelöst.

Fette: je nach den Pflanzenspezies verschiedener Art, teils verbreitet in allen Organen (in geringen Mengen), teils in besondern Organen in reichlicher Menge angesammelt, besonders in dem Samen verschiedener Gewächse (Ölsamen).

Eiweißkörper oder Proteinsubstanzen: Eiweiß, im löslichen Zustand in den einzelnen Organen verteilt.

Chlorophyll oder Blattgrün, der Farbstoff, welcher den Blättern ihre grüne Farbe verleiht.

Außer diesen allgemeinen Pflanzenbestandteilen finden sich in den einzelnen Spezies noch sehr verschiedenartige:

2. *Besondere organische Pflanzenbestandteile*, welche jenen meist eigentümlich sind und die spezifischen Eigenschaften derselben (Farbe, Geruch, Geschmack, physiologische Wirkung etc.) bedingen. Hierher gehören:

Organische Säuren, frei oder an Basen gebunden: Oxalsäure, Weinsäure, Zitronensäure, Äpfelsäure, Ameisensäure, Essigsäure, Buttersäure, Valeriansäure etc.; abgesehen von den in den Fetten als Triglyceride enthaltenen höheren Fettsäuren.

Eiweißkörper oder Proteinsubstanzen: Legumin und Conglutin in den Samen der Leguminosen; Pflanzenfibrin (Kleber) in den Getreidesamen.

Alkaloide: als wesentliche Bestandteile einzelner, durch physiologische und medizinische Wirkung ausgezeichneter Pflanzenspezies (s. S. 365).

Ätherische Öle, welche gewissen Pflanzen und Pflanzenteilen ihren eigentümlichen Geruch verleihen (s. S. 359).

Harze. Ausschwitzungen verschiedener Gewächse (s. S. 361).

Farbstoffe. Namentlich in den Blüten, einzelne auch in Holz und Wurzeln (s. S. 367).

Bitterstoffe, Gerbstoffe u. dgl. m. (s. S. 353).

In Rücksicht auf die Benutzung der Pflanzen als Nahrungsmittel für Menschen und Tiere unterscheidet man stickstoffhaltige (Nh) und stickstofffreie (Nl) Pflanzenbestandteile. Zu den stickstoffhaltigen gehören (wenn man von den nur vereinzelt vorkommenden Alkaloiden absieht) nur die Proteinsubstanzen; alle übrigen sind stickstofffrei. Die relativen Mengen von Nh und Nl sind zwar in den einzelnen Pflanzen und Pflanzenteilen sehr verschieden, doch überwiegen stets die stickstofffreien. Im allgemeinen sind die Wurzeln und der Stamm relativ arm an Nh, die Samen relativ reich, und die Blätter halten etwa die Mitte. Das Durchschnittsverhältnis von Nh:Nl in der ganzen Pflanze beträgt etwa 1:4.

## 2. Das Wachstum der Pflanzen.

**57.** Die Pflanze entwickelt sich aus dem Keim und nimmt während ihrer ganzen Lebensdauer an Substanz zu. Ihre anorganische Substanz bezieht sie durch die Wurzeln aus dem Boden, jedoch mit Auswahl (s. o.). Ihre organische Substanz erzeugt sie durchaus selbst, und zwar ebenfalls aus unorganischen Materialien. Die Kohlensäure liefert den Kohlenstoff, das Wasser den Wasserstoff, das Ammoniak und die Salpetersäure den Stickstoff (welcher übrigens bei den Leguminosen durch Vermittelung der sog. Wurzelknöllchen auch im freien Zustande aufgenommen wird). Hierbei wird ein großer Teil des Sauerstoffs im freien Zustande abgeschieden.

Die Elementargebilde des Pflanzenkörpers sind die Zellen, deren Wand aus Zellstoff besteht. Innerhalb der lebsthätigen Zelle findet unter dem Einfluß des Lichts, der Luft und der Wärme eine überaus rege chemische Thätigkeit statt, deren Resultat die Umwandlung der oben genannten unorganischen Nahrungsmittel in organische Substanzen ist. Dieser großartige chemische Prozeß heißt Assimilation.

Über die einzelnen chemischen Vorgänge bei der Assimilation wissen wir äußerst wenig, ja fast so gut wie nichts. Sicher ist nur das eine: die Pflanze nimmt — außer den wenigen Mineralsubstanzen aus dem Boden — Kohlensäure (hauptsächlich durch die Blätter aus der Luft), Wasser und Ammoniak oder Salpetersäure (aus dem Boden) in sich auf und baut sich daraus unter dem Einfluß des Chlorophylls ihren eigenen Körper auf. Welches aber die ersten Produkte der Assimilation sind, und in welcher Weise diese sich in andere organische Verbindungen umsetzen, darüber steht ganz und gar nichts Sicheres fest.

Im großen und ganzen ist die Assimilation der Pflanze ein Reduktionsprozeß, weil alle Pflanzensubstanzen ärmer an Sauerstoff sind, als die Nahrungsmittel, aus denen sie entstehen, wie sich leicht aus der Vergleichung ihrer Formeln mit denen von  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  und  $\text{HNO}_3$  ergibt, z. B. für einige N-freie Pflanzenbestandteile:



*Verhältnis des ausgeschiedenen Sauerstoffs zum aufgenommenen.*

Nahrung und Assimilationsprodukte	Sauerstoff		$\frac{U}{A}$
	aufgenommen $A$ Atome	aussgeschieden $U$ Atome	
$2\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 + \text{O}$ Oxalsäure	5	1	$\frac{1}{5}$
$4\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6 + \text{O}_5$ Weinsäure	11	5	$\frac{5}{11}$
$2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + \text{O}_4$ Essigsäure	6	4	$\frac{2}{3}$
$6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{O}_{12}$ Traubenzucker	18	12	$\frac{2}{3}$
$4\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2 + \text{O}_{10}$ Buttersäure	12	10	$\frac{5}{6}$
$18\text{CO}_2 + 18\text{H}_2\text{O} = \text{C}_{18}\text{H}_{36}\text{O}_2 + \text{O}_{52}$ Stearinsäure	54	52	$\frac{26}{27}$
$30\text{CO}_2 + 30\text{H}_2\text{O} = \text{C}_{30}\text{H}_{60}\text{O}_2 + \text{O}_{88}$ Melissinsäure	90	88	$\frac{44}{45}$
$10\text{CO}_2 + 8\text{H}_2\text{O} = \text{C}_{10}\text{H}_{16} + \text{O}_{28}$ Terpen	28	28	1

Diese Gleichungen, welche keine Bildungsgleichungen sind, sondern nur zur Vergleichung der Assimilationsprodukte mit der Nahrung dienen sollen, zeigen, daß keine Pflanzensubstanz aus Kohlensäure und Wasser ohne Ausscheidung von Sauerstoff entstehen kann, selbst die Bildung der sauerstoffreichsten Pflanzensubstanz, der Oxalsäure, kann nur unter Abscheidung von  $\frac{1}{5}$  O erfolgen; bei allen übrigen ist der Austritt größerer Mengen O nötig.

Daraus folgt, daß alle Pflanzensubstanzen wieder brennbar sein müssen. Bei der vollkommenen Verbrennung (zu Kohlensäure und Wasser) nehmen sie die Menge Sauerstoff wieder auf, welche bei ihrer Bildung abgeschieden worden ist. Die Pflanze schafft also aus verbranntem Material immer wieder brennbare Substanzen.

### 3. Bestandteile des Tierkörpers.

**58. A. Anorganische Bestandteile.** Diese stimmen im allgemeinen mit denen des Pflanzenkörpers überein. Auch hier fehlen sämtliche schweren Metalle mit Ausnahme des Eisens. Die Salze der Alkalien (Karbonate, Sulfate, Phosphate, Chloride) sind in dem Blut und in den Säften und Sekreten gelöst; ebenso gewisse Magnesium- und Calciumsalze. Phosphor (Phosphorsäure) und Schwefel bilden überdies einen Bestandteil fast sämtlicher Gewebe und Säfte. Der Kalk ist zum größten Teil als Calciumphosphatkarbonat in den Knochen abgelagert (daneben auch etwas Magnesiumphosphat). Die Verteilung und Menge der einzelnen Mineralsubstanzen in den Organen stimmt bei den verschiedenen Tierspezies nicht ganz überein. Beim Menschen beträgt der Gehalt der Mineralstoffe im ganzen etwa 20% der Trockensubstanz des Körpers, und hiervon kommen allein 19% auf die Knochen. Die anorganischen Bestandteile bleiben wie bei den Pflanzen nach dem Verbrennen als Asche zurück.

**B. Organische Bestandteile.** Abweichend vom Pflanzenkörper besteht der Tierkörper zum größern Teile aus stickstoffhaltigen Substanzen; stickstofffrei sind nur das Fett und einige in geringen Mengen vorkommende Kohlehydrate (Zucker, glykogene Substanz, besonders in der Leber), Cholesterin etc.

Wie bei den Pflanzen sind auch hier die elementaren Formbestandteile (Zellen) nach ihrem Verhalten und nach ihrer chemischen und physiologischen Funktion in den einzelnen Organen außerordentlich verschieden. Die tierischen Zellen sind durch stickstoffhaltige Intercellularsubstanzen untereinander verbunden.

**C. Organe.** In seiner Organisation ist der Tierkörper viel komplizierter als der Pflanzenkörper. Seine Hauptorgane sind: Knochen und Knorpel, Bänder, Muskeln und Sehnen, Gefäße (für Blut, Chylus und Lymphe), Nerven, Drüsen, Verdauungsorgane, äußere Haut und Schleimhäute und Harnorgane.

Die chemischen Bestandteile dieser Organe sind teils feste organisierte (vom Wasser aufgequollte) Substanzen, welche die sogenannten Gewebe bilden, teils halb-feste, teils flüssige und gelöste Stoffe. Die letzteren sind der Menge nach überwiegend.

1. Die Knochen. Ihre organische Grundsubstanz ist ein leimgebendes Gewebe, das Osseïn, welches beim Kochen mit Wasser in Glutin oder Knochenleim (Gelatine) übergeht (S. 374). Es ist von feinen, Gefäße und Nerven führenden Kanälchen (Fig. 259, *A* und *B*, *a*) durchsetzt, besitzt außerdem zahlreiche kleine Hohlräume oder Lücken, die sog. Knochenkörperchen (*A* und *B*, *b*; *C*, *c*), welche durch verzweigte feine Kanäle verbunden sind (*C*, *d*), und enthält in sich reichliche Mengen Calciumphosphatkarbonat etc. (s. o.) abgelagert. Diese Mineralsalze können durch Salzsäure extrahiert werden, worauf das Knochengewebe als weiche Masse zurückbleibt.

Knorpel (Rippenknorpel, Gelenknorpel, Knorpel des Kehlkopfs, Ohrknorpel, sowie die später ossifizierenden Knorpel der jungen Wirbeltiere) bestehen aus einer durchscheinenden, zähen, elastischen Masse,

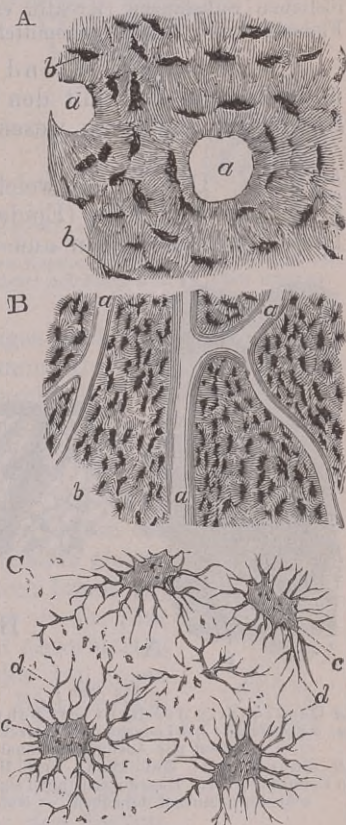


Fig. 259.

*A* Querschnitt eines Knochens (250 mal vergrößert); *B* Längsschnitt (100 mal); *a* Kanäle, *b* sog. Knochenkörperchen (richtiger Lücken); *C* Knochenkörperchen (600 mal vergrößert). — Nach HUXLEY.



deren Hauptbestandteil die chondrogene Substanz ist, welche beim Kochen mit Wasser in Knorpelleim (Chondrin, S. 374) übergeht.

2. Die Muskeln sind faserige, von Bindegewebe eingeschlossene Gebilde, deren wesentliche Substanz das halbflüssige Myosin ist; zwischen den Faserbündeln finden sich Ablagerungen von Fett.

Die Muskelflüssigkeit (Fleischflüssigkeit) ist eine sehr verdünnte Lösung verschiedener stickstoffhaltiger Substanzen (Albumin, Kreatin, Sarkin, Xanthin etc.) und Salze. Beim Kochen gerinnen das Myosin und Albumin, und die löslichen Substanzen (Kreatin etc., Salze) gehen in die Lösung über (Fleischbrühe, Fleischextrakt, s. Nahrungsmittel).

3. Die Sehnen und Bänder, welche zur Verbindung der Knochen untereinander und mit den Muskeln dienen, bestehen aus leimgebender Substanz, doch von wesentlich anderer Organisation als in den Knochen.

59. 4. Die Haut, welche den ganzen Körper einkleidet, besteht aus der Oberhaut (Epidermis) und der darunter liegenden Lederhaut.

Die Lederhaut ist ein aus vielfach sich kreuzenden Bindegewebsfasern bestehendes, sehr festes Gewebe, welches reich an Blutgefäßen und Nerven ist. Die tiefsten Schichten derselben sind mehr oder weniger reich mit Fettgewebe versehen (Fettpolster), und darin liegen die knäuel förmig entwickelten Schweissdrüsen, welche in feinen Kanälchen in der Oberhaut münden (Fig. 260).

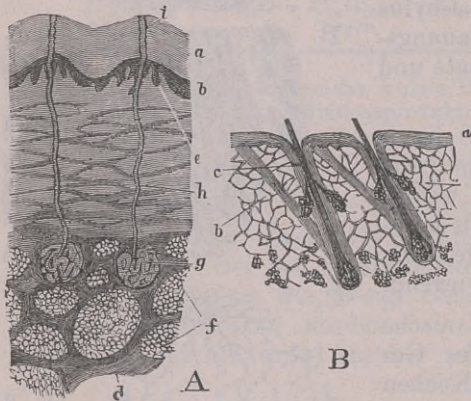


Fig. 260.

A Querschnitt der Haut mit Schweissdrüsen: a, b Epidermis; e, d Lederhaut; f Fettzellen; g Schweissdrüsen mit Ausführungskanal h i.

B Querschnitt der Haut mit Haarwurzeln: a Epidermis, darin Haarwurzeln mit Talgdrüsen, c Haarscheide, b Muskel derselben. — Nach HUXLEY.

den Häute, welche darin übereinstimmen, daß sie eine zähe, fadenziehende, Schleimstoff oder Mucin enthaltende Substanz aussondern, außerdem aber noch andere Sekrete liefern, welche meist die Produkte einer Drüsenabsonderung sind und in den einzelnen Organen verschiedene Beschaffenheit besitzen.

5. Die Gefäße sind vielfach verzweigte Kanäle, welche für die Bewegung der wichtigsten Ernährungsflüssigkeiten (Blut, Chylus, Lymphe) dienen.

a) Die Blutgefäße oder Adern sind Arterien (Schlagadern) und Venen, jene vom Herzen ausgehend, diese zum Herzen führend.



Ihre Wände bestehen aus Bindegewebssubstanz, elastischen Fasern und meist ringförmigen Muskelfasern, und zwar finden sich letztere namentlich in den Arterien, besonders in den kleinen (*a*. Fig. 261). Diese Muskelfasern dienen zur Regulierung des Blutstromes und stehen unter der Herrschaft gewisser Nerven. Die kleinsten Arterien und Venen sind durch ein Netz von Haargefäßen oder Kapillaren (mikroskopisch feine Kanälchen mit sehr dünner Wand) verbunden, durch welche das arterielle Blut strömen muß, um in die Venen zu gelangen. Die Haargefäße sind in allen Körperteilen, welche durch Blut versorgt werden sollen, verbreitet und durchziehen die Gewebe. Durch ihre dünnen Wände treten die zur Ernährung dienenden Blutbestandteile aus, und ein großer Teil der Zersetzungsprodukte wieder ein. Die Blutbahn ist vollkommen geschlossen und nur für Flüssiges (unter Umständen auch für die weichen Blutzellen) durchgängig.

b) Die Chylusgefäße entspringen in der Wand des Darmes als sehr feine, außerordentlich zahlreiche Kanälchen, die sich allmählich zu größeren Gefäßen vereinigen und zuletzt in den vor der Wirbelsäule aufsteigenden Brustlymphstamm übergehen, welcher in das Adersystem mündet. Sie nehmen den durch die Verdauung vorbereiteten Milchsaft (Chylus) aus dem Darm auf und führen ihn ins Blut (s. u. Verdauung).

c) Die Lymphgefäße sind feine Kanäle (Fig. 262), welche in allen übrigen Körperteilen entspringen und in der Weise zurück zum Herzen führen, daß sie schließlich gleichfalls in den Brustlymphstamm münden und ihren Inhalt mit dem Chylus des Darmes mischen, bevor dieser in das Blut eintritt. Sie führen die von den Geweben nicht absorbierten Blutbestandteile und wohl auch einen Teil der von jenen ausgeschiedenen löslichen Substanzen in das Blut zurück.

**60.** 6. Die Nerven. Das Nervensystem besteht bei den höheren Tieren aus den Zentralorganen: Gehirn und Rückenmark, und den peripherischen Organen: den Nerven.

Jene sind in der Schädelhöhle und in der Wirbelsäule lokalisiert, diese führen als zahlreiche, sich vielfach verästelnde, zuletzt in sehr feine Enden auslaufende faserige Stränge vom Zentrum aus nach den Organen des Körpers und treten hier, durch ihre feinsten Enden entweder a) mit den Muskelfasern der Bewegungsorgane, des Herzens, der Verdauungsorgane, mit den Muskelfasern der Gefäße (kleine Arterien und Venen) und den verschiedenen Drüsen in Verbindung (ableitenden Nerven), oder b) sie verbinden die Sinnesorgane und viele inneren Organe mit den Nervenzentren (zuleitende oder Empfindungsnerven).

Die ableitenden Nerven leiten Reize vom Zentrum nach der Peripherie und bringen dadurch entweder die verschiedenen Muskelfasern zur Kontraktion (Be-

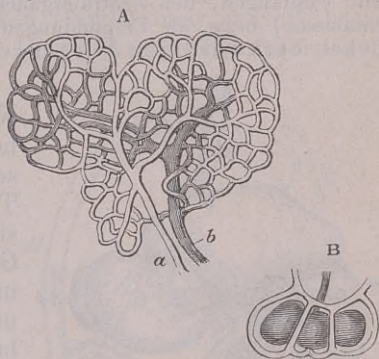


Fig. 261.

Haargefäße: A Netzwerk (etwa 50 mal vergrößert), *a* kleine Arterie, *b* kleine Vene; B drei Kapillarschlingen (etwa 100 mal vergrößert) mit Fettzellen. — Nach HUXLEY.



Fig. 262.

Lymphgefäße des Armes; *g* Lymphdrüsen. — Nach HUXLEY.



wegungsnerven) oder regulieren die Ausscheidung der Drüsenorgane und die Muskeln der kleinen Arterien und Venen (vasomotorische Nerven). Die leitenden Nerven leiten umgekehrt die Reize, welche die Sinnesorgane oder innern Teile empfangen, den Zentralorganen (Rückenmark und Gehirn) zu, wo sie Reflexe veranlassen, bezw. als Empfindungen im Bewußtsein auftreten. Die Natur dieser höchst merkwürdigen Vorgänge ist für uns durchaus rätselhaft.

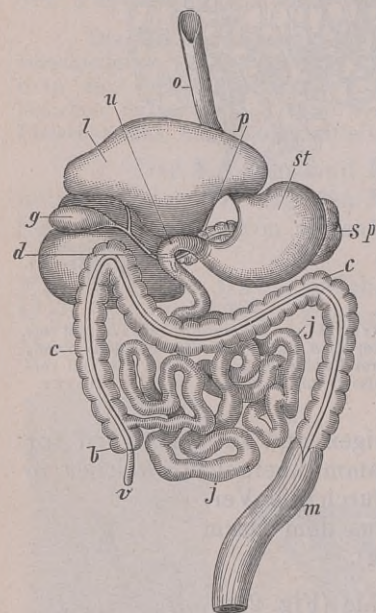


Fig. 263.

Schematische Darstellung der Verdauungsorgane: o Speiseröhre, st Magen, u Pförtner, l Leber, g Gallenblase, p Bauchspeicheldrüse, sp Milz, d Zwölffingerdarm, j Dünndarm, b Blinddarm, v wurm förmiger Fortsatz, c Dickdarm, m Mastdarm.

Wände der Speiseröhre, des Magens und Darms bestehen aus muskulösen Häuten, welche sich während der Verdauung in der Weise fortwährend kontrahieren, daß sie den Nahrungsbrei allmählich vom Eingang zum Ausgang fortbewegen. Diese (peristaltische) Bewegung der Magen- und Darmmuskeln steht nicht unter der Herrschaft des Willens (unwillkürliche Muskeln). Außerdem sondern die Wände des Verdauungskanal verschiedene Sekrete ab, welche zur Verdauung nötig sind (s. u. Ernährung).

Sämtliche in Fig. 263 abgebildeten Verdauungsorgane, mit Ausnahme der Speiseröhre, liegen im Unterleib.

**61.** 8. Die Organe des Blutumlaufs. Das Zentralorgan des Blutumlaufs, das Herz, welches nebst der Lunge im Brustkasten (Oberleib) gelegen ist, besteht aus dem linken und rechten Herzen, und jeder Teil aus zwei Kammern (Vorkammer und Herzkammer).

Die chemische Zusammensetzung der Nervensubstanz ist wenig erforscht, am besten noch die des Gehirns. Ihr Wassergehalt beträgt etwa 80 %, in der Trockensubstanz sind verschiedene stickstoffhaltige Substanzen (Albumin und Glutin, Lecithin, Cholesterin und Cerebrin, Kreatin, Xanthin etc.) und außerdem Fett, welches phosphorhaltig zu sein scheint, aufgefunden worden, doch ist über die Bedeutung dieser Stoffe für die Funktionen der Gehirns substanz durchaus nichts bekannt.

7. Die Verdauungsorgane (Fig. 263) bestehen aus Mund, Speiseröhre, Magen, Darm (Zwölffingerdarm, Dünndarm, Dickdarm und Mastdarm), welche einen zusammenhängenden Kanal bilden. In diesen münden seitlich (im Zwölffingerdarm) von der rechten Seite her der aus der Leber und Gallenblase kommende Gallengang und von der linken Seite her der Ausführungsgang der Bauchspeicheldrüse, welche beide, zuletzt durch einen gemeinschaftlichen Kanal, in den Zwölffingerdarm führen. Die

Wände der Speiseröhre, des Magens und



Die Blutgefäße sind in der Weise mit dem Herzen verbunden, daß sie das Blut von der linken Herzkammer hinaus in alle Teile des Körpers, dann zurück zur rechten Vorkammer, von dieser zur rechten Herzkammer und zur Lunge, schliesslich wieder zur linken Herzkammer zurückführen (Kreislauf), wie die ganz schematische Darstellung in Fig. 264 zeigt. Hierbei ist zu unterscheiden:

a) Großer Kreislauf. Von der linken Herzkammer, *L.V.*, tritt das Blut in die große Schlagader (Aorta, *Ac.*), welche innerhalb des Brustkastens Zweige für Kopf, Arme und Oberleib (*A<sup>1</sup>*), innerhalb der Bauchhöhle solche für Unterleib und Beine (*A<sup>2</sup>*) abgibt. Alle Zweige teilen sich dann in Äste, welche immer zahlreicher und zugleich immer enger werden und sich in den verschiedenen Organen verbreiten. Die letzten Enden, die kleinen Arterien, verzweigen sich schließlich in Haargefäße, welche sich wieder zu Venen (zuerst zu kleinen, und diese wieder zu größeren *V<sup>1</sup>* u. *V<sup>2</sup>*) vereinigen, bis endlich die letzten größten Venenstränge (Hohlvenen, *V.C.S.* u. *V.C.I.*) das Blut von der oberen und unteren Körperhälfte zur rechten Vorkammer, *R.A.*, zurückführen.

Die Blutgefäße, welche die Organe des Unterleibs (Verdauungsorgane, *Al.*) versorgen, bilden einen besondern Teil des großen Kreislaufs. Das arterielle Blut nämlich, welches der Magen, die Bauchspeicheldrüse, die Milz und der Darm von der großen Schlagader des Unterleibs empfängt, geht auf seinem Rückweg nicht direkt in die große Hohlvene des Unterleibs, sondern sammelt sich zuerst in einer besonderen Vene, der Pfortader, *V.P.*, welche in die Leber, *Lr.*, mündet und sich innerhalb derselben wieder zu Haarröhrchen verzweigt. Nachdem es die Leber durchflossen, geht es durch die Lebervene, *H.V.*, in die Hohlvene des Unterkörpers und durch diese, gemischt mit dem übrigen venösen Blut des Unterkörpers, in die rechte Vorkammer. Die Leber empfängt außerdem noch aus einem kleinen Zweige der Unterleibsschlagader, *H.A.*, arterielles Blut. Sie bereitet aus Bestandteilen des Blutes und den aus Magen und Darm zugeführten Stoffen das Glykogen und die Galle, welche letztere sich in die Gallenblase und von hier aus dann in den Zwölffingerdarm ergießt (Pfortaderkreislauf).

b) Kleiner Kreislauf. Das venöse Blut, welches in die rechte Vorkammer, *R.A.*, eintritt, geht durch die rechte Herzkammer, *R.V.*, und die Lungenarterie, *P.A.*, zur Lunge, *Lg.*, durchfließt die Kapillargefäße derselben und tritt schließlich in die linke Vorkammer, *L.A.*, ein. Von hier aus gelangt es wieder zur linken Herzkammer, *L.V.*, und nun beginnt der Kreislauf von neuem.

*Ly* sind Lymphgefäße, *Let* Chylusgefäße.

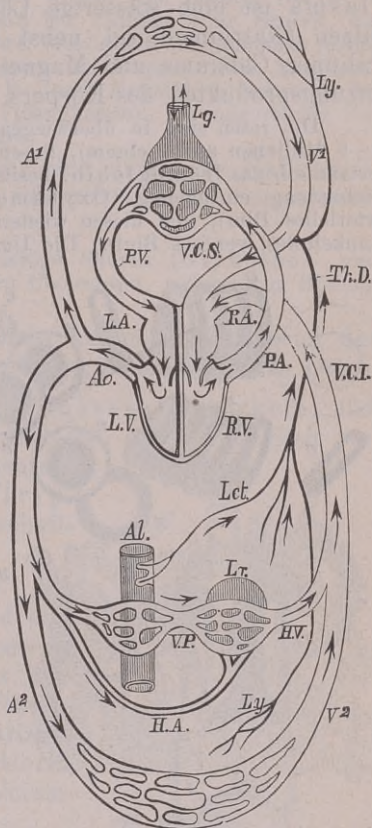


Fig. 264.

Schematische Darstellung des Kreislaufs.  
Nach HUXLEY.

**62. Tierische Flüssigkeiten.** Diese erfüllen entweder die Lücken und Spalten der Gewebe und bilden den Inhalt der Zellen, oder zirkulieren in besonderen Gefäßen (Blut, Chylus, Lymphe), oder werden



von gewissen Organen abgesondert (sezerniert), um an den Ernährungsvorgängen teilzunehmen (Speichel, Magensaft, Bauchspeichel, Darmsaft, Galle) oder den Körper als Abgangsstoffe zu verlassen (Milch, Harn, Schweiß).

1. Das Blut besteht aus einer farblosen Flüssigkeit (dem Plasma), in welcher die Blutkörperchen oder Blutzellen schwimmen. Das Plasma ist eine wässrige Lösung von Eiweiß, fibrinogener Substanz, Salzen (Natriumchlorid nebst Phosphaten und Sulfaten des Natriums, Kaliums, Calciums und Magnesiums), etwas Fett und verschiedenen Zersetzungsprodukten des Körpers. Die Blutkörperchen sind rot oder farblos.

Die roten sind in überwiegender Mehrzahl vorhanden; sie sind äußerst klein (4—5 Millionen auf 1 cbmm), linsenförmig, weich und elastisch; durch ihren Hauptbestandteil, das Hämoglobin, besitzen sie die Fähigkeit, mit Sauerstoff eine sehr lose Verbindung einzugehen (Oxyhämoglobin), wodurch sie hellkarminrot werden (arterielles Blut), und diesen wiederum leicht an oxydierbare Substanzen abzugeben (dunkelrotes, venöses Blut). Die Umwandlung des venösen in arterielles Blut erfolgt

in der Lunge, unter dem Einfluß des Sauerstoffs der eingeatmeten Luft. — Die weißen Blutkörperchen sind im allgemeinen etwas größer und verschiedenartig gestaltet, von sehr veränderlicher Form; ihre Menge beträgt durchschnittlich  $3-4 \frac{0}{100}$  der roten.

Wird das Blut aus der Ader gelassen, so gerinnt es bald, indem die fibrinogene Substanz zu unlöslichem Fibrin erstarrt (S. 374), welches samt den eingeschlossenen Blutkörperchen den Blutkuchen bildet, der sich allmählich zusammenzieht und dabei eine wässrige Flüssigkeit, Serum, ausschwitzt, in der er schwimmt. Vor dem Eintritt der Gerinnung ordnen sich die roten Blutkörperchen in der Regel „geldrollenartig“ (Fig. 265). Das Bluteiweiß bleibt im Serum gelöst.

2. Chylus und Lymphe sind wässrige, dem Blutplasma sehr ähnlich zusammengesetzte Flüssigkeiten, welche in den Chylus- und Lymphgefäßen

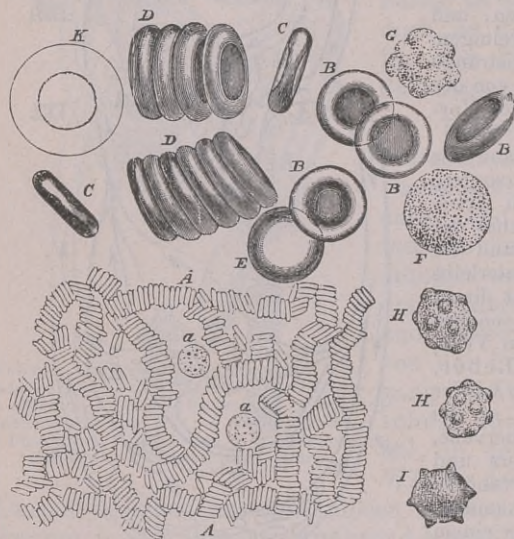


Fig. 265.

Rote Blutkörperchen: A 400mal vergrößert, B, E 1000-  
C, D 1200mal vergrößert, geldrollenartig geordnet, H, I ge-  
schrumpft. — Weiße Blutkörperchen: Aa 400-, F, G  
1000mal vergrößert. — Nach HUXLEY.

fließen und durch den Brustlymphstamm in einen Zweig der Hohlvene des Oberkörpers treten und so ins Blut gelangen (s. o. S. 381). Der durch die Darmzotten resorbierte Chylus ist (nach fetthaltiger Nahrung) reich an feinverteilten Fettkügelchen und erscheint demnach weiß gefärbt wie Milch (Milchsaft).

3. Der Speichel ist ein Gemisch von Mundschleim und den Sekreten der Speicheldrüsen.

Er bildet eine schwach getrübbte, mehr oder weniger zähe Flüssigkeit von schwach alkalischer Reaktion und enthält etwas Eiweiß, wechselnde Mengen Mucin (Schleimstoff) und ein diastatisches Ferment (Ptyalin, s. Gärung); außerdem



geringe Mengen von Rhodankalium oder -natrium, Chloralkalien, etwas phosphorsauren Kalk und Magnesia.

4. Der Magensaft, eine stark sauer reagierende Flüssigkeit, gemengt mit dem alkalischen Magenschleim.

Jener wird von den in der Magenwand eingebetteten Labdrüsen abgesondert und bildet eine klare, farblose, dünne Flüssigkeit, welche eine Lösung von freier Salzsäure und dem als Ferment wirkenden Pepsin ist. (Andere freie Säuren, die in Magensaft auftreten, z. B. Essigsäure, Buttersäure, Milchsäure etc., stammen jedenfalls aus der Nahrung, bezw. aus Gärungsprozessen im Magen.) Der Magensaft fließt nur, wenn die Magenwand gereizt wird (z. B. durch eingeführte Nahrung, besonders Alkohol, Gewürze, alkalisch reagierende Flüssigkeiten). Im ungereizten Zustand ist die Magenwand nur mit Schleim überzogen.

5. Die Galle, das Sekret der Leber; eine durch die Gallenfarbstoffe gelblich- oder grünlich-braun gefärbte, schwach alkalisch reagierende, bitter schmeckende Flüssigkeit.

Sie enthält unter anderm zwei stickstoffhaltige Säuren (Glykochol- und Taurocholsäure) und außerdem geringe Mengen Cholesterin, welches zur Bildung von Gallensteinen Veranlassung geben kann.

Die Galle häuft sich in der Gallenblase an, und erst, wenn der Magen seinen Inhalt in den Zwölffingerdarm treibt, fließt sie in den Darm.

5. Der Bauchspeichel oder die Pankreasflüssigkeit, das Sekret der Bauchspeicheldrüse, eine klare, farblose, zähe Flüssigkeit von deutlich alkalischer Reaktion, enthält mehrere Fermente, darunter das Pankreatin oder Trypsin; sie ergießt sich mit der Galle gemeinschaftlich in den Zwölffingerdarm.

7. Der Harn, das Sekret der Nieren. Der menschliche Harn ist im normalen Zustand eine sauer reagierende, gelblich gefärbte, wässrige Lösung, welche etwa 4 % feste Substanzen enthält. Diese bestehen, abgesehen von etwas Blasen-schleim, der Hauptsache nach aus Harnstoff, Harnsäure und Salzen (Natrium- und Kaliumchlorid, Natrium- und Kaliumsulfat, Natrium-, Calcium- und Magnesiumphosphat).

Die Nieren (Fig. 266) liegen unterhalb des Zwerchfells an der Wirbelsäule nahe der großen Arterie, *Ao*, und der Hohlvene, *V.C.I.*, des Unterkörpers. Von ersterer tritt in jede Niere ein kurzer Zweig, welcher sich rasch bis zu Haargefäßen verästelt, die sich dann wieder zuerst zu kleinen Venen und schließlich zu je einer Nierenvene vereinigen, die in die große Hohlvene des Unterkörpers eintreten. Das Blut durchfließt die Nieren rasch und giebt durch die Haargefäße in eigentümlich gebauten Organen innerhalb der Nieren den Harn ab, welcher sich durch die Harnleiter, *Ur*, *Ur*, in die Harnblase, *Bl*, ergießt und dort ansammelt. Auf diese Weise werden die im Harn gelösten Bestandteile dem Blut fortwährend entzogen und aus dem Kreislauf abgeführt.

Der Harn der pflanzenfressenden Säugetiere, z. B. der Pferde- und Rindviehharn, reagiert alkalisch und enthält unter anderm viel Hippursäure und kohlensaure Salze, aber keine Phosphate.

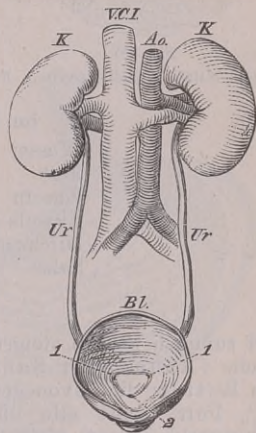


Fig. 266.  
Die Nieren, *KK*, mit den Harnleitern, *Ur*, und der Harnblase, *Bl*. (Nach HUXLEY.)



8. Der Schweiß, das Sekret der Schweißdrüsen (vgl. Fig. 260, S. 380), eine sehr verdünnte, wässrige, meist schwach sauer reagierende Flüssigkeit, welche etwas Harnstoff, saure alkalische Phosphate und geringe Mengen Fett enthält.

Er unterliegt sehr bald der Zersetzung, wobei sich der Harnstoff in Ammoniak verwandelt und das Fett in Glycerin und freie Fettsäuren (darunter namentlich Butter-säure) spaltet, welche sich durch ihren unangenehmen Geruch bemerklich machen. Unter gewöhnlichen Umständen verdunstet der Schweiß in dem Maße, wie er von der Haut sezerniert wird; bei starker Bewegung, oder wenn der Körper von feuchtwarmer Luft umgeben ist, sondert er sich als Flüssigkeit ab. Er enthält überdies stets Kohlensäure.

9. Die Milch ist eine Lösung von Kasein (nebst etwas Albumin), Milchzucker und Salzen (namentlich Phosphate der Alkali- und Alkalierdmetalle nebst etwas Eisenoxyd), in welcher reichliche Mengen Fett (Butterfett) in Form höchst feiner Tröpfchen suspendiert sind, wodurch sie ihre weiße Farbe erhält.

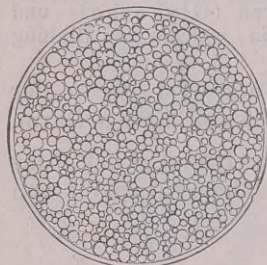


Fig. 267.



Fig. 268.

Volle Milch. (Nach ELSNER.) Entrahmte Milch. (Nach ELSNER.)

Die relativen Mengen dieser Bestandteile sind bei den verschiedenen Tierarten verschieden. Aber auch bei derselben Art treten je nach der Rasse und der Nahrung Schwankungen innerhalb ziemlich weiter Grenzen ein. Die Kuhmilch (Fig. 267 und 268) enthält

im Mittel:

Wasser	87,5 %
Fett	3,4 %
Kasein	3,2 %
Eiweiß	0,7 %
Milchzucker	4,5 %
Salze	0,7 %
	<hr/>
	100,0 %

die Schwankungen betragen:

90 — 85 %
2,0 — 6,0 %
2,0 — 4,5 %
0,3 — 1,1 %
3,0 — 6,0 %
0,6 — 0,9 %

Bei ruhigem Stehen steigen die Butterkügelchen auf und sammeln sich auf der Oberfläche (Rahm oder Sahne); beim Buttern ballen sie sich zusammen und bilden die Butter; die davon getrennte Flüssigkeit (Buttermilch) enthält nur noch etwa 1 % Fett, sonst alle übrigen Bestandteile. Auf Zusatz von Säuren oder Lab (Magenschleimhaut) gerinnt die Milch, indem sich das Kasein abscheidet (Käse) und dabei eine gewisse Menge Fett einschließt; auch bleibt ein großer Teil der Salze im geronnenen Kasein. Die zurückbleibende Flüssigkeit (Molken) enthält noch geringe Mengen (im ganzen etwa 5 %) der festen Milchbestandteile.

#### 4. Ernährung des Tierkörpers.

63. Der tierische Organismus kann seine Körperbestandteile nur aus fertig gebildetem organischen Material erzeugen. Er ist deshalb mit seiner Ernährung auf das Pflanzenreich, welches solche Stoffe aus anorganischem Material produziert (s. o.), angewiesen. Die Herbivoren

sind so organisiert, daß sie nur von vegetabilischer Nahrung leben, die Carnivoren nehmen nur animalische Nahrung auf, die Omnivoren, zu denen auch der Mensch gehört, verarbeiten gemischte Kost.

Hier sollen nur die Ernährungsvorgänge beim Menschen besprochen werden.

So verschieden auch die Nahrungsmittel (s. u.) in ihrer Zusammensetzung sind, so kommen bei der Ernährung doch nur wenige Kategorien derselben in Betracht: die stickstofffreien Nährstoffe, namentlich Kohlehydrate und Fette, und die Eiweißkörper des Tier- und Pflanzenreichs. Diese werden durch die „Verdauung“ in einen solchen Zustand gebracht, daß sie in das geschlossene Gefäßsystem eintreten können, sich in Bestandteile des Blutes verwandeln, und aus diesem dann zur Neubildung der Gewebe und Erneuerung der Säfte in alle Organe des Körpers übergeführt werden.

Die Organe der Verdauung sind: Mund, Speicheldrüsen, Magen, Zwölffingerdarm, Dünndarm, Dickdarm, Bauchspeicheldrüse und Leber. Jedes dieser Organe übt bei der Verdauung eine ganz bestimmte Funktion aus.

Im Mund wird die Nahrung zerkleinert und mit Speichel gemischt und schon etwas Stärke löslich gemacht.

Der Speichel übt durch sein diastatisches Ferment, das Ptyalin (s. u. Gärung), bereits eine verdauende Wirkung aus, welche darin besteht, daß er das Stärkemehl in Zucker verwandelt, also löslich macht.

Im Magen (Fig. 269) werden die Eiweißstoffe (Albumin, Fibrin, Kasein, Myosin, Legumin, Kleber etc.) und leimgebenden Substanzen durch den Magensaft zum großen Teil in den löslichen Zustand übergeführt.

Sie werden durch die im Magensaft enthaltene Salzsäure und das Pepsin in einer eigentümlichen Weise verändert und dadurch in Substanzen umgewandelt, welche man Peptone nennt (Peptonisieren der Eiweißkörper, Pepsinverdauung). Die Peptone unterscheiden sich von den ursprünglichen Eiweißkörpern dadurch, daß sie sehr leicht löslich sind und infolgedessen die tierischen Membranen leicht durchdringen können.

Sobald der Magen, *bc*, durch die Speiseröhre, *a*, Nahrung empfängt, beginnt er seine Thätigkeit, indem er reichliche Mengen Magensaft aus seinen Drüsen sezerniert und sich dabei zeitweise peristaltisch zusammenzieht, wodurch sein Inhalt umher gerollt und vollständig mit dem Magensaft gemischt wird.

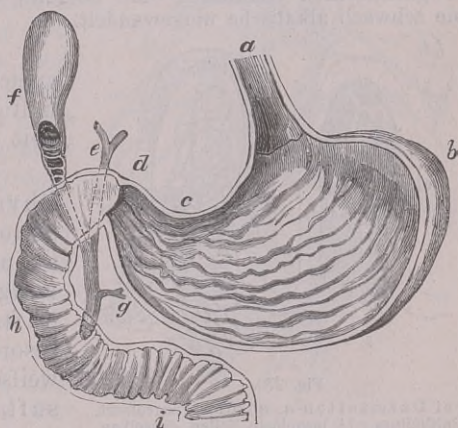


Fig. 269.

Der Magen mit Zwölffingerdarm und Gallenblase.  
(Nach HUXLEY.)



Auf diese Weise wird ein dünner Brei (Speisebrei oder Chymus) hergestellt, welcher den Magen durch seine Ausgangsöffnung (den Pförtner, *d*) verläßt. Der austretende Chymus besitzt stark saure Reaktion.

Im Zwölffingerdarm wird die Verdauung der Eiweißkörper und die Saccharifikation der Stärke durch den Zufluß von pankreatischem Saft und Galle fortgesetzt; auch werden die Fette emulgiert.

Der aus dem Pförtner, *d*, in den Zwölffingerdarm, *hi* (Fig. 269), fließende Chymus mischt sich hier mit dem Pankreas oder Bauchspeichel, welcher sich aus der unter dem Magen gelegenen Bauchspeicheldrüse, *p*, (vgl. Fig. 263, S. 382) durch den Kanal *g* ergießt. Außerdem fließt aus der Leber durch den Gallengang, *e*, und die Gallenblase, *f*, Galle zu.

Der Bauchspeichel setzt die Löslichmachung der Eiweißkörper, welche der Pepsinverdauung entgangen sind, fort, indem er durch sein Trypsin (Pankreatin) eine ähnliche Umwandlung bewirkt, wie der Magensaft durch das Pepsin (Trypsinverdauung), wandelt das Stärkemehl, welches sich der Wirkung des Mundspeichels entzogen hat, in Zucker um und äußert endlich seine Wirkung auch auf die Fette, indem er sie emulgiert (in feinste Tröpfchen verteilt, viel feiner als in der Milch), so daß sie mit dem wässerigen Brei vollkommen mischbar sind und die feuchten Membranen der Darmhaut durchdringen können.

Diese letztere Wirkung scheint auch die Galle auszuüben, deren Funktion wahrscheinlich eine mannigfaltige, aber in ihren Einzelheiten noch nicht mit Sicherheit festgestellte ist. Jedenfalls wird die saure Reaktion des Chymus durch Zersetzung der gallensauren Alkalisalze und überdies durch den alkalischen Bauchspeichel in eine schwach alkalische umgewandelt.

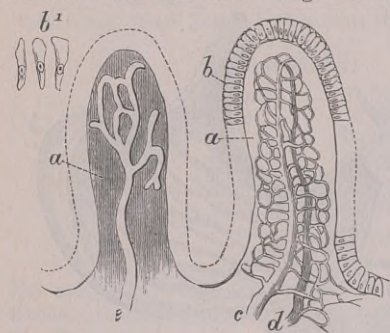


Fig. 270.

Zwei Darmzotten *a*, *a*, 50 mal vergrößert, *b* Epithelium, *b¹* losgelöste Zellen desselben, *c* Arterie, *d* Vene mit dem verbindenden Kapillarnetz, *e* Chylusgefäß. (Nach HUXLEY.)

Durch die Beimengung des Bauchspeichels und der Galle nimmt der fett-haltige Chymus eine milchige Beschaffenheit an.

Im Dünndarm mischt sich dem Chymus der Darmsaft bei, und die schon im Magen begonnene Resorption der verflüssigten Nahrungsstoffe ist hier besonders lebhaft. Der durch die Darmzotten (Fig. 267) resorbierte, durch das emulgierte Fett weißliche Saft heißt Chylus oder Milchsaft.

Der Darmsaft ist alkalisch; er wird von zahlreichen, in der Darmschleimhaut liegenden Drüsen sezerniert und erhöht, indem er sich

mit dem Chylus mischt, die alkalische Reaktion des letztern. Im übrigen ist die Wirkung des Darmsafts nicht genau bekannt, es scheint aber, daß er ebenfalls die Fähigkeit besitzt, Eiweißkörper zu peptonisieren und Stärke in Zucker zu verwandeln.

Hiermit ist die Verdauung vollendet. Ihr Werk besteht darin, die Hauptbestandteile der Nahrung (Eiweißkörper, Kohlehydrate und Fette) in einen solchen Zustand überzuführen, daß sie sich, wie die Peptone und der Zucker, in Wasser vollkommen lösen, oder wie die Fette in feinste Tröpfchen zerteilen. Dies ist durchaus erforderlich,



da die Wand des Verdauungskanals geschlossen ist, also ein Übergang der gelösten Nahrungsstoffe in den Körper (Resorption der Nahrungsstoffe) nur dann geschehen kann, wenn diese die häutige Wand des Kanals durchdringen können.

Die Resorption der Nahrungsstoffe beginnt jedenfalls schon im Magen, wo sicherlich ein großer Teil der Peptone und des Zuckers unmittelbar in die zahlreichen und zartwandigen Blutgefäße, welche in der Magenwand liegen, eintritt und von den Venen durch die Pfortader und die Leber zur großen Hohlvene des Unterkörpers geführt wird. Im Dünndarm vollendet sich dann die Resorption durch die Thätigkeit der Darmzotten (Fig. 270), welche in großer Zahl (mehrere Millionen) als haarfeine, etwa  $\frac{1}{2}$  mm lange, nach innen gerichtete Ausstülpungen die Darmwand wie ein Sammetgewebe auskleiden; im Innern einer jeden Zotte befindet sich ein Netzwerk von Haargefäßen, welche das blinde Ende eines Chylusgefäßes umschließen. Die durch die Verdauung zubereiteten Nahrungsstoffe werden durch das Epithelium der Zotten resorbiert. Die gelösten Stoffe diffundieren zum Teil durch die Wände der Haargefäße und gelangen durch die Darmvenen zur Pfortader etc. (s. o.), zum Teil treten sie samt den Fettkügelchen in die Chylusgefäße und nehmen ihren Weg zum Brustlymphstamm, *b* (Fig. 271), um erst durch diesen bei *c* ins Blut zu gelangen.<sup>1</sup> Während dieser Thätigkeit wird der Inhalt des Darms durch eine peristaltische Bewegung des letztern langsam vorwärts geschoben und kommt auf diese Weise mit immer neuen Stellen der Darmwand, also auch mit immer neuen Zotten, in Berührung, wodurch sich die Resorption allmählich vollendet.

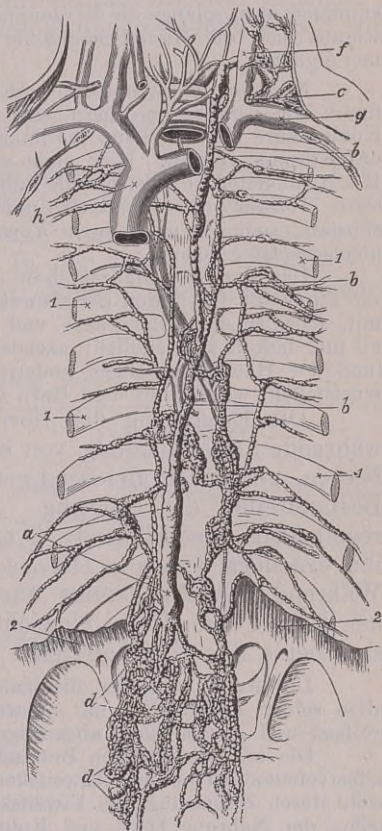


Fig. 271.

Brustlymphstamm. (Nach HUXLEY.)

Alle ungelösten Reste der Nahrung werden schließlich in den Dickdarm gedrängt, dessen Inhalt sich durch fortgesetzte Resorption

<sup>1</sup>) Der Brustlymphstamm liegt auf der Wirbelsäule, an deren Seiten in der Figur Teile der Rippen (1) zu sehen sind; *d* sind Lymphdrüsen, *a* das Sammelgefäß des Chylus. Lymphe und Chylus steigen gemeinschaftlich durch den Brustlymphstamm aufwärts und ergießen sich an der Vereinigungsstelle der linken Kopfvene, *f*, und der linken Armvene, *g*, ins Blut (HUXLEY).



seiner wässerigen Anteile allmählich verdickt und währenddessen zugleich in Fäulnis übergeht (Kot, *faeces*).

**64.** Die durch die Verdauung gelösten Nahrungsbestandteile gehen also entweder direkt ins Blut (durch die Haargefäße des Magens und des Darms) und nehmen dann gemeinschaftlich ihren Weg durch die Leber zur großen Hohlvene des Unterkörpers, oder sie wandern durch die Chylusgefäße zum Brustlymphstamm, wo sie sich mit der Lymphe der übrigen Organe mischen, um schließlich in einen Zweig der oberen Hohlvene des Körpers zu gelangen. Das venöse Blut empfängt also, solange die Verdauung währt, fortwährend neue Zufuhr aus der Nahrung, woraus sich die Hauptbestandteile des Blutes (Plasma und Blutkörperchen) immer neu ergänzen.

Nachdem es zum rechten Herzen gelangt ist, nimmt es zunächst seinen Weg durch die Lunge, bereichert sich hier mit Sauerstoff und giebt einen Teil seiner Kohlensäure ab, tritt dann ins linke Herz und wird durch die Aorta in alle Provinzen des Körpers verteilt. Hier giebt es an die Gewebe durch Diffusion aus den Haargefäßen Sauerstoff ab, welcher die Substanzen der Gewebe oxydiert (in Harnstoff, Kohlensäure, Wasser etc. verwandelt), und deckt den hieraus erwachsenen Abgang an Körpersubstanz sogleich aus seinem Vorrat an Plasma, wodurch sich die Körpersubstanz unausgesetzt erneuert.

Das aus den Haargefäßen aller Organe zurückfließende venöse Blut nimmt die durch die Oxydation der Gewebe erzeugten Produkte (Harnstoff, Kohlensäure etc.) mit, scheidet die Kohlensäure und einen großen Teil des Wassers durch die Lunge ab und befreit sich endlich, nachdem es zuvor das Herz passiert hat, in den Nieren (und der Haut) von einem andern Teile des Wassers und den festen löslichen Auswurfstoffen, welche mit dem Harn den Körper verlassen.

Die Ernährung des tierischen Körpers besteht also in einer fortwährenden Ausscheidung von Körperbestandteilen durch Lunge, Haut und Nieren, und einer gleichzeitigen Erneuerung derselben aus den verdauten Bestandteilen der Nahrung. Dieser sich während des ganzen Lebens regelmäÙig wiederholende Prozeß wird Stoffwechsel genannt. Durch ihn erneuern sich alle Organe und versorgen sich mit frischer Substanz. Während des Wachstums überwiegt der Ansatz die Ausscheidung, und der Körper nimmt an Gewicht zu. Beim erwachsenen Menschen halten sich beide das Gleichgewicht.

Der Anteil, welchen die Nahrungsbestandteile am Stoffwechsel nehmen, ist in allen seinen Einzelheiten mit unzweifelhafter Sicherheit noch nicht festgestellt. Im großen und ganzen kann aber folgendes als erwiesen betrachtet werden.

Die stickstoffhaltigen Bestandteile der Gewebe (OrganeiweiÙs) können sich selbstverständlich nur aus EiweiÙskörpern bilden. Das Organfett dagegen kann sowohl durch Zersetzung von EiweiÙskörpern, als auch aus den stickstofffreien Bestandteilen der Nahrung (Fett und Kohlehydraten) entstehen. Bei reiner Fleischnahrung würde nur das erstere möglich sein. Doch wäre dies für den menschlichen Organismus eine abnorme Ernährung. Zufuhr von Fett und Kohlehydraten durch die Nahrung ist daher ein Erfordernis des normalen Stoffwechsels. Fettzusatz zu eiweiÙreicher Nahrung begünstigt den Fleischansatz, weil dadurch der Verbrauch an EiweiÙs (zur Fettbildung) vermindert wird. Das Fett bildet übrigens (mit den Kohlehydraten) durch seine Verbrennung die Hauptwärmequelle für den Organismus. Im Zustand der Ruhe wird weniger Fett konsumiert, also auch weniger Wärme erzeugt, als während der Arbeit. Deshalb ist gerade für das arbeitende Individuum der Genuß stickstofffreier Nahrung von Wichtigkeit, doch kann dieses niemals das EiweiÙs ersetzen, sondern wirkt nur eiweiÙsparend. Hieraus folgt, daß bei einer rationellen Ernährung beide Nahrungsbestandteile in einem richtigen Verhältnis gemischt sein müssen, wenn sie den Bedingungen des Stoffwechsels in bester Form genügen sollen.

## II. Nahrungsmittel.

65. Nicht alle Stoffe, die der Mensch zu seiner Ernährung benutzt, dienen dem Stoffwechsel in unmittelbarer Weise; sehr viele üben nur einen Reiz auf die Nerven, indem sie die Thätigkeit derselben in eigentümlicher Weise modifizieren. Diese sogenannten Genußmittel, welche man von den eigentlichen Nahrungsmitteln gewöhnlich zu unterscheiden pflegt, sind trotzdem für die Ernährung von besonderer Wichtigkeit, da gerade bei der Verdauung die Nerventhätigkeit von hohem Einfluß ist.

### 1. Eigentliche Nahrungsmittel.

Bei der Klassifikation derselben nach ihrem Nährwert ist vor allem ihr Gehalt an stickstoffhaltiger und stickstofffreier Substanz maßgebend, da hiernach bei der Auswahl und der Zusammensetzung der Speisen deren Menge zu bemessen ist. In der folgenden Tabelle sind die wichtigsten Nahrungsmittel, nach ihrer chemischen Zusammensetzung geordnet, zusammengestellt.

#### *Zusammensetzung der wichtigsten Nahrungsmittel.*

Animalische					Vegetabilische				
Namen	Wasser	Eiweißkörper	Fett	Kohlehydrate	Namen	Wasser	Eiweißkörper	Fett	Kohlehydrate
Rindfleisch, mager . . . . .	75	20	3	—	Erbsen, trocken . . . . .	14	22	3	58
Kalbfleisch, mager . . . . .	72	18	6	—	Bohnen, weiße . . . . .	14	24	2	56
Hammelfleisch, mager . . . . .	73	20	3	—	Linzen . . . . .	13	24	2	55
Schweinefleisch . . . . .	72	20	6	—	Weizenmehl fein . . . . .	15	9	1	75
Hühnerfleisch . . . . .	74	18	3	—	Weizenmehl, grob . . . . .	14	12	1	72
Karpfen . . . . .	77	21	1	—	Roggenmehl . . . . .	14	11	2	71
Hecht . . . . .	77	20	1	—	Graupen . . . . .	13	7	1	76
Lachs . . . . .	75	15	5	—	Reis . . . . .	14	7	1	77
Aal . . . . .	62	14	22	—	Maismehl . . . . .	11	14	4	72
Hering, frisch . . . . .	70	14	10	—	Hirse . . . . .	11	11	4	68
Hering, ge- salzen . . . . .	48	20	12	—	Roggenbrot . . . . .	44	6	1	48
Käse, deutsch . . . . .	40	42	7	3	Weizengebäck . . . . .	38	6	1	52
Käse, Schweizer . . . . .	36	25	30	5	Grüne Erbsen . . . . .	80	6	1	12
Käse, hollän- discher . . . . .	36	30	27	6	Kartoffeln . . . . .	75	2	1	20
Eier . . . . .	75	14	10	—	Stärkemehl . . . . .	15	1	—	84
Milch . . . . .	84	4	6	4	Grünes Ge- müse . . . . .	90	2	1	6
Rindstalg . . . . .	2	1	97	—	Obst, frisch . . . . .	83	3	—	13
Schweine- schmalz . . . . .	1	—	99	—	Obst, gedörrt . . . . .	15	1	—	67
Butter . . . . .	10	5	85	—	Kopfsalat . . . . .	95	1	3	2



Die Zahlen dieser Tabelle sind nur Mittelwerte, sie geben aber ein Bild von dem Nährwert der verschiedenen Nahrungsmittel. Obenan stehen die animalischen Nahrungsmittel durch ihren hohen Gehalt an Eiweiß, welches überdies meistens leicht verdaulich ist, d. h. mit nur geringem Aufwand organischer Kraft durch den Verdauungsprozess in den assimilierbaren Zustand übergeführt wird. Von den vegetabilischen Nahrungsmitteln zeichnen sich vor allem die Hülsenfrüchte (Erbsen, Bohnen, Linsen) durch ihren hohen Eiweißgehalt aus, welcher den der Fleischsorten sogar noch etwas übertrifft. Allein dieses ist zunächst eine Folge des bedeutend geringeren Wassergehalts der Hülsenfrüchte im Vergleich mit frischem Fleisch, so daß, auf gleiche Mengen Trockensubstanz berechnet, der Eiweißgehalt jener hinter dem des Fleisches beträchtlich zurückbleibt. Außerdem wird das Legumin (s. S. 374) weit schwerer verdaut, als das Myosin des Muskelfleisches oder das Albumin der Eier, so daß die Leguminosen keineswegs dem Fleisch gleichwertig sind. Immerhin müssen sie als ein vortreffliches Pflanzennahrungsmittel angesehen werden. Alle übrigen Nahrungsmittel aus dem Pflanzenreich stehen in Bezug auf ihren Eiweißgehalt ganz bedeutend zurück, sind also für sich zur Ernährung entweder gar nicht oder nur sehr unvollkommen geeignet. Sollte z. B. allein durch Gemüse oder Kartoffeln der für den Stoffwechsel nötige Eiweißbedarf geschafft werden, so müssten davon so enorme Mengen aufgenommen werden, daß sie der Verdauungsapparat gar nicht bewältigen könnte. Die Ernährung des Menschen durch bloße Pflanzenkost ist demnach irrationell.

Dagegen sind die vegetabilischen Nahrungsmittel durchaus nützlich, ja notwendig als Beigabe zur animalischen Kost, da nur hierdurch das günstigste Verhältnis zwischen Eiweiß und stickstofffreien Nährstoffen hergestellt werden kann.

## 2. Genufsmittel.

**66.** Hierzu können die verschiedenen Obstsorten, die Gewürze, die Fleischbrühe, die alkoholischen Getränke, der Kaffee und der Thee gerechnet werden. Ihre Bedeutung besteht, wie erwähnt, darin, daß jedes derselben eine eigentümliche (spezifische) Wirkung auf die Nerven, zunächst die des Verdauungskanals, ausübt und dadurch die Verdauungsarbeit erleichtert und beschleunigt; einige derselben (z. B. alkoholische Getränke, Kaffee und Thee) äußern überdies noch eine ihrer Art nach wohlbekannte Wirkung auf das zentrale Nervensystem und werden deshalb besonders geschätzt.

Die Gewürze (Kümmel, Pfeffer, Muskatnuß, Zimt, Nelken, Vanille, Ingwer, Senf, Zwiebeln, Knoblauch, Petersilie, Majoran, Thymian, Dill, Salbei, Lorbeer etc.) wirken besonders durch ihren Gehalt an ätherischem Öl, welches den Geschmack verbessert und den Appetit steigert. Im Magen erhöhen sie den Blutandrang und veranlassen eine lebhaftere Sekretion des Magensafts; sie beschleunigen den Kreislauf und veranlassen

einen rascheren Übergang der gelösten Nahrungsstoffe in das Blut. Bei zu reichlichem Genuß bringen sie aber leicht eine Überreizung hervor, deren Folgen für den Organismus nur von Nachteil sind.

Das Fleischextrakt und die Fleischbrühe (Bouillon) wirken besonders durch ihren Gehalt an Salzen und löslichen Extraktivstoffen (Kreatin, Kreatinin, Sarkin, Xanthin, Milchsäure etc.) reizend auf das Nervensystem, jedoch bedeutend milder als die Gewürze. Da bei ihrer Bereitung sämtliche Eiweißkörper und auch das Fett des Fleisches abgeschieden werden, also nicht in die Lösung übergehen, so haben beide für sich als Nahrungsmittel keinen Wert, leisten aber als Zusatz zu Suppen und Gemüse vortreffliche Dienste, und sind durch ihre nervenanregende Wirkung nicht ohne diätetischen Wert, welcher allerdings vom Laienpublikum in der Regel ganz bedeutend überschätzt wird.

Kaffee und Thee werden besonders wegen ihrer aufregenden, das Ermüdungsgefühl beseitigenden Wirkung geschätzt, welche dem in beiden enthaltenen Kaffein (Thein) zuzuschreiben ist. Beim Kaffee kommen überdies noch ätherische und empyreumatische Produkte in Betracht, welche durch das Rösten der Bohnen entstanden sind. Beide enthalten außerdem Gerbsäuren (s. S. 353), deren Übergang in das Getränk indes verhütet werden muß, da sie den Geschmack verderben und die Wirkung nicht verbessern. Deshalb darf weder Kaffee, noch Thee bei der Bereitung gekocht werden, sondern nur kurze Zeit mit heißem Wasser in Berührung bleiben.

Die alkoholischen Getränke oder Spirituosen (Branntwein, Wein, Bier) wirken als Genußmittel hauptsächlich durch ihren Gehalt an Alkohol, welcher bei mäßigem Genuß und in entsprechender Verdünnung als Zugabe zur Nahrung von Vorteil ist. Ihre allgemeine Verbreitung haben die Spirituosen aber nur ihrer aufregenden, berauschenden Wirkung zu verdanken, welche mit einer Steigerung des Wärmegefühls, einer vorübergehenden Erhöhung des Kraftgefühls und der organischen Leistungsfähigkeit verbunden ist, aber bald einer um so größern Erschlaffung Platz macht. Fortgesetzter Alkoholgenuß führt zu bedeutenden Störungen der Verdauungsorgane, vermindert die Elflust, wirkt verändernd auf die Zusammensetzung wichtiger Organe, setzt die geistige Thätigkeit herab und untergräbt in dieser Weise die Gesundheit des Körpers völlig.

Das Kochsalz, die einzige Substanz aus dem Mineralreich, welche der menschlichen Nahrung zugesetzt wird, kann man zwar insofern zu den Genußmitteln rechnen, als es, wie diese, an der Bildung der Körpersubstanz keinen direkten Anteil nimmt, allein zum Unterschied von den übrigen Genußmitteln ist es gleichwohl für die Ernährung unentbehrlich, weil es einen normalen Bestandteil des Blutes bildet und jedenfalls dazu dient, die für die Verdauung nötige Salzsäure im Magensaft zu liefern.



## Vierter Abschnitt.

### I. Gärung, Fäulnis und Verwesung.

**67.** Die organischen Substanzen, welche im Pflanzen- und Tierkörper durch die assimilierende Thätigkeit der Organe erzeugt werden, unterliegen nach dem Tode der Organismen, oder nachdem sie vom lebenden Körper getrennt, oder auch blofs von den Lebensfunktionen desselben ausgeschlossen sind, einer Reihenfolge von rückläufigen Prozessen, wodurch sie zunächst in einfachere Verbindungen zerfallen und schliesslich wieder in dieselben Substanzen übergehen, aus denen der Pflanzenkörper das Material für seine Ernährung schöpft: Kohlensäure, Wasser und Ammoniak (Salpetersäure). Hierdurch vollendet sich der **Kreislauf des Stoffs**, der das Werden und Vergehen der organischen Wesen in sich schliesst.

Die Gesamtheit dieser Zersetzungs- und Umbildungsprozesse bezeichnet man als Gärung, Fäulnis und Verwesung, welche Begriffe in der Regel nicht streng auseinander gehalten und häufig miteinander verwechselt werden.

**Gärung** ist der allgemeine Name für eine Reihe von Zersetzungs- und Umwandlungsprozessen, welche gewisse organische Substanzen (pflanzlicher und tierischer Abstammung) anscheinend freiwillig, in Wahrheit aber nur unter dem Einflufs sogenannter Fermente oder Gärungserreger erleiden.

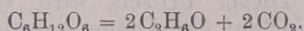
Substanzen, welche der Gärung unterliegen können, werden gärungsfähige Substanzen genannt. Ihre Zahl ist eine beschränkte; sie gehören hauptsächlich der Klasse der Kohlehydrate, Säuren, Glykoside und Fette an. Die Gärung derselben besteht fast immer darin, daß sich die zusammengesetzten Moleküle dieser Körper in einfachere Moleküle zerlegen, z. B. Traubenzucker in Alkohol und Kohlensäure oder in Milchsäure, Bernsteinsäure etc.; Milchzucker in Milchsäure; Milchsäure in Buttersäure und Kohlensäure; Rohrzucker in Dextrose und Lävulose; Stärke in Traubenzucker; Fette in Glycerin und Fettsäuren; Glykoside in Zucker und einen oder mehrere andere Bestandteile (s. S. 359); Harnstoff in Kohlensäure und Ammoniak.

Die Fermente, welche diese Umwandlungen veranlassen, beteiligen sich an der Reaktion nicht in dem Sinne, daß ihre Bestandteile mit in

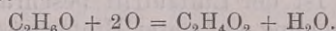
die Zusammensetzung der Gärungsprodukte eintreten; mitunter erleiden die Fermente keine oder doch wenigstens keine nachweisbare Veränderung; in andern Fällen zersetzen sie sich zwar, doch ohne daß ein chemischer Zusammenhang zwischen dieser Zersetzung und der des gärunsfähigen Körpers nachgewiesen werden könnte. Demnach treten auch die Fermente in den Zersetzungsgleichungen, durch welche man die Gärungsvorgänge ausdrückt, niemals auf. Hieraus erklärt es sich, daß in der Regel geringe Mengen von Ferment große Mengen anderer Substanzen in Gärung versetzen können.

Die Art und der Verlauf der Gärung ist von der Natur der gärunsfähigen Substanz und des Ferments abhängig, und zwar in der Weise, daß eine und dieselbe Substanz durch verschiedene Fermente in ganz verschiedener Weise zersetzt werden kann. Demnach giebt es sehr verschiedene Arten von Gärung, die man in der Regel nach den dabei auftretenden Zersetzungsprodukten benennt; z. B.

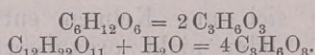
Alkoholgärung oder Zersetzung des Traubenzuckers durch Hefepilze in Alkohol und Kohlensäure:



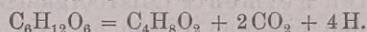
Essiggärung oder Umwandlung des Alkohols unter Sauerstoffaufnahme in Essigsäure durch Essigpilze:



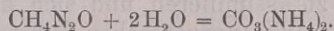
Milchsäuregärung oder Zersetzung des Traubenzuckers, Rohrzuckers oder Milchzuckers in Milchsäure durch bestimmte Gruppen von Bakterien (Milchsäurefermente):



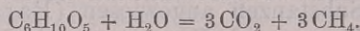
Buttersäuregärung oder Zersetzung von Traubenzucker durch Buttersäurebazillen in Buttersäure, Kohlensäure und Wasserstoff:



Ammoniakgärung des Harnstoffs oder Zersetzung desselben unter Wasser- aufnahme in Ammoniumkarbonat durch Bakterien:



Cellulosegärung oder Zersetzung der Cellulose in Kohlensäure und Sumpfgas durch Bakterien, die wie die Buttersäurebazillen unter Abschlufs der Luft leben:



Andere Arten von Gärungen, die hier außer Betracht bleiben mögen, erhalten andere Namen; doch ist insbesondere noch zu erwähnen die

**68. Fäulnisgärung, faulige Gärung oder Fäulnis.** Hierunter versteht man im allgemeinen den Zerfall der Eiweißkörper unter dem Einfluß von Mikroorganismen (Bakterien). Sie ist also der oben gegebenen Erklärung zufolge nichts anderes als eine wahre Gärung. Weil aber ihre Zersetzungsprodukte so äußerst mannigfaltig sind (s. o. S. 373), daß es erst in der neuesten Zeit gelungen ist, die hauptsächlichsten derselben genügend zu charakterisieren, weil ferner ihr ursächlicher Zusammenhang mit der Wirkung der Fermente bis vor wenigen Jahrzehnten gänzlich unbekannt war, hat man die Fäulnis früher als einen von der eigentlichen Gärung ganz verschiedenen Vorgang aufgefaßt, und demnach auch durch die



Benennung davon unterschieden. Dies geschieht nicht selten auch noch jetzt, und daher gehen die beiden Bezeichnungen Gärung und Fäulnis häufiger nebeneinander her. Als ein charakteristisches Merkmal der Fäulnisprozesse ist übrigens das Auftreten übelriechender flüchtiger Stoffe anzusehen. Da die fäulnisfähigen Substanzen (Eiweiskörper und Albuminoide) die Hauptmasse der tierischen Gewebe und Flüssigkeiten ausmachen, so ist es erklärlich, daß tierische Substanzen besonders leicht der Fäulnis unterliegen.

**Verwesung.** Wenn pflanzliche oder tierische Substanzen, nachdem sie in Gärung oder Fäulnis übergegangen sind, sich vollkommen selbst überlassen bleiben, und dabei die Luft ungehinderten Zutritt hat, so werden die anfangs auftretenden Gärungs- und Fäulnisprodukte bald weiter oxydiert, und der Prozeß geht allmählich in eine langsame Verbrennung über. Hierbei verwandelt sich schliesslich die ganze organische Substanz in Kohlensäure, Wasser und Salpetersäure; letztere entsteht durch Oxydation des bei der Fäulnis der stickstoffhaltigen Körper zuerst auftretenden Ammoniaks. Dieser Prozeß wird Verwesung genannt und geht beim natürlichen Verlauf der Dinge an der Oberfläche oder in den obersten Schichten des Erdbodens von statten, dem die Oxydationsprodukte zugleich anheimfallen. Ist der Luftzutritt beschränkt, so treten Produkte unvollkommener Verbrennung auf unter Hinterlassung kohlenstoffreicherer Zwischenprodukte (Vermoderung).

**Fermente.** Die Fermente sind entweder wirklich organisierte lebende Wesen, welche sich aus Keimen entwickeln und vermehren (geformte Fermente), oder nicht organisierte, in Wasser lösliche, stickstoffhaltige Substanzen (ungeformte Fermente oder Enzyme).

1. Die geformten Fermente (Mikroorganismen, Mikroben, niedere Organismen) gehören den niederen Pilzen an; sie enthalten kein Chlorophyll und entbehren deshalb der den höheren Gewächsen zukommenden Fähigkeit, Kohlensäure zu assimilieren, und sich dadurch das Material für den Aufbau ihrer Zellen aus anorganischen Substanzen selbst zu bereiten. Aus diesem Grunde sind sie behufs ihrer Ernährung auf bereits fertig gebildete organische Substanzen angewiesen (Parasiten oder Schmarotzer in lebenden Tieren und Pflanzen, und Saprophyten in toten Organismen und Lösungen). Ihre Keime (Sporen oder Dauerformen) finden sich im Staub der Luft und werden durch diese übertragen. Sobald sie mit einer geeigneten Nährsubstanz, z. B. einem toten Gebilde pflanzlichen oder tierischen Ursprungs, in Berührung kommen, nehmen sie von demselben Besitz, keimen aus, wachsen, vermehren sich (unter günstigen Umständen nicht selten mit großer Schnelligkeit und in enormen Massen), bilden wieder keimfähige Sporen und sterben ab. Während sie in dieser Weise ihre Lebensfunktionen vollziehen, bewirken sie die Zersetzung des organischen Substrats, und werden so zur (unmittelbaren oder mittelbaren) Ursache der verschiedenen Gärungs-, Fäulnis- und Verwesungsprozesse (Saprophyten). Sie dringen aber auch in den lebenden Körper höherer Pflanzen und Tiere ein (Parasiten), und



gewisse Spezies von ihnen werden hierdurch die Veranlassung der sogenannten Ansteckungs- oder Infektionskrankheiten (infektiöse Parasiten, pathogene Mikroorganismen), die als Epidemien zeitweilig Tausende von Individuen gleichzeitig befallen. Während hiernach die niedern Organismen, indem sie durch Zurückführung der abgestorbenen organischen Substanzen in unorganische Verbindungen die Erde von Leichen befreien, eine hochbedeutende Arbeit im Haushalt der Natur leisten und die Bedingungen für die Fortdauer des organischen Lebens immer wieder neu schaffen helfen, können sie zugleich, insofern sie als Krankheitserreger auftreten, zu den bösartigsten Vernichtern eben dieses Lebens werden.

Die Botanik unterscheidet zahlreiche Spezies von Mikroorganismen. Die bei weitem größte Mehrzahl gehört zu den Spaltpilzen, Bakterien oder Schizomyzeten, nur wenige zu den Sprosspilzen (Hefen) und einige zu den Schimmelpilzen. Die Sprosspilze vermehren sich durch Sprossung, d. h. durch Herauswachsen einer oder mehrerer Tochterzellen aus einer Mutterzelle (Fig. 272, 1), die Spaltpilze dagegen durch Spaltung ihrer Zellen in zwei oder mehrere, welche alsbald zu voller Größe heranwachsen. Nach der Spaltung bleiben die Zellen entweder isoliert oder zu zweien oder mehreren vereinigt, oder aber sie bewahren ihren Zusammenhang völlig, und bilden mehr oder weniger langgestreckte Kolonien, welche wie Fäden erscheinen.

Die Klassifikation der Bakterien ist noch eine unsichere und schwankende. Die Unterscheidung der Spezies wird durch das Studium der morphologischen und biologischen Eigenschaften der Bakterien ausgeführt, d. h. indem man z. B. ihr Wachstum auf künstlichen Nährböden (Reinkulturen) und die Veränderungen, welche sie mit diesen ausführen (Verflüssigung, Farbstoffbildung), beobachtet. Vornehmlich ist aber ihr Verhalten bei der mikroskopischen Untersuchung (Beweglichkeit, Gestalt, Sporenbildung, Aufnahmefähigkeit für Anilinfarben [Färbungsfähigkeit]) für die Einreihung in eine der nachfolgenden Spezies maßgebend.

Die hauptsächlichsten Formen der Bakterien sind: 1. Die Kokkenform, kugelig oder ellipsoidisch (Mikrokokken) (Fig. 272, 2a und 2b). Sie heißen Diplokokken, wenn zwei in einem gallertartigen Protoplasma-kumpen zusammenliegen, Streptokokken, wenn sie kettenförmig, und Staphylokokken, wenn sie traubenförmig vereinigt sind; 2. die Stäbchenform, Stäbchenbakterien oder Bazillen, zylindrisch, und zwar entweder Kurzstäbchen (3a), Langstäbchen (3b, 5 h bis m; 6 g, h) oder spindelförmige Stäbchen (6 i, k, l); 3. die Fadenform, langgestreckt und dünnfädig (Fig. 273, 11); 4. die Schraubenform, korkzieherartig gewunden, und zwar: Spirillen mit relativ weiten Windungen (7) und Spirochäten, Windungen von geringem Durchmesser (10).

Was die Größenverhältnisse betrifft, so gehören die Spaltpilze zu den kleinsten Lebewesen, die man kennt; die Zellen der kleinsten Kokken



und Bakterien messen  $0,5\text{--}1,2\mu$  im Durchmesser, die Bazillen meistens nur  $4\text{--}6\mu$  in der Länge, und auch bei den Fadenformen geht die Dicke nicht viel über wenige Mikrometer hinaus. Zur bessern Veranschaulichung der wahren Gröfsenverhältnisse sind die Abbildungen der niedern Organismen in den Figg. 272 und 273 alle in demselben Mafsstab, nämlich in 700facher Vergrößerung gezeichnet und der Vergleichung halber in Fig. 274 einige andere organische Gebilde (Stärke, Baumwollen-, Flachs-, Seiden- und Wollenfasern) in demselben Mafsstabe abgebildet. Hierdurch erkennt man auf einen Blick, dafs die Spaltpilze in der Gröfse weit hinter den kleinsten mikroskopischen Gebilden des Tier- und Pflanzenkörpers zurückbleiben und schon hierdurch geeignet sind, sich auf und innerhalb dieser letztern anzusiedeln. (Siehe auch Fig. 275.)

Relativ gröfsere Dimensionen zeigt der Hefepilz (Fig. 272, 1), welcher nicht zu den Spaltpilzen, sondern zu den Sprosspilzen gehört.

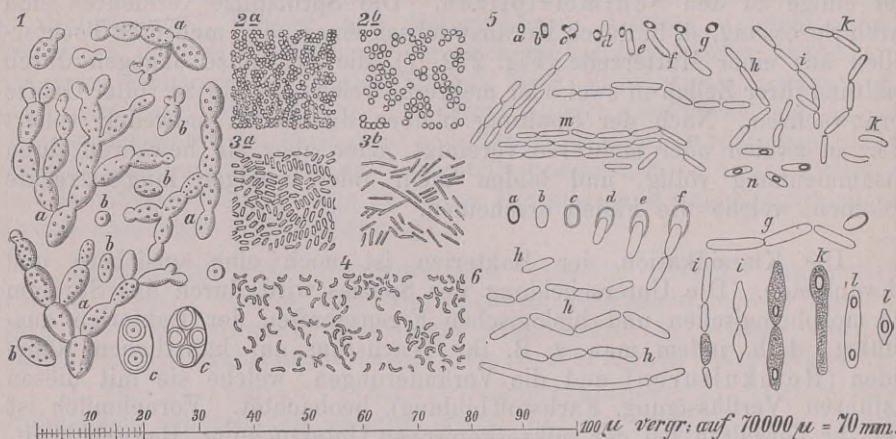


Fig. 272. Niedere Organismen. 700 mal vergrößert.

1. *Saccharomyces cerevisiae*: a vegetative Sprosskolonie, b einzelne Zellen, c sporenbildende Zellen. — 2. Mikrokokken: a kleine aus Flußwasser, b große aus Luft, beide nach Reinkulturen. — 3. Bazillen: a kurze (Kurzstäbchen), b lange (Langstäbchen), beide aus Flußwasser nach Reinkulturen. — 4. Kommabazillen (*Cholera asiatica*). — 5. *Bacillus subtilis*: a—g aufeinander folgende Stadien der Keimung einer Spore, h—k weitere Entwicklung der gekeimten Stäbchen, bis dieselben auseinander fallen, m Schleimkolonie, n sporenbildende Zellen. (Nach PRAZMOWSKI.) — 6. *Clostridium butyricum*: a—f Keimung einer Spore, g weitere Entwicklung, h vegetative Zustände, i sporenbildende Zellen vor, k während, l nach der Bildung der Dauersporen. (Nach PRAZMOWSKI.)

Über die Entwicklungsgeschichte der Spaltpilze giebt Fig. 272, 5 a—g und 6 a—f, Aufschluß, durch welche die Auskeimung einer Spore von *Bacillus subtilis* und *Clostridium butyricum* dargestellt ist. Die Membran der Spore verdickt sich an einzelnen Stellen und läßt dann ein Stäbchen herauswachsen, welches bald durch Spaltung ein neues erzeugt. Durch fortgesetzte Teilung vermehrt sich die Zahl der Stäbchen (5 h—k und 6 g), bis schließlich daraus ganze Kolonien entstehen (5 m und 6 h).<sup>2</sup> Dieser Vermehrungsprozefs kann sich unter günstigen

<sup>1</sup>)  $\mu$  = Mikrometer =  $\frac{1}{1000}$  Millimeter. — <sup>2</sup>) PRAZMOWSKI, Unters. über die Entwicklungsgeschichte und Fermentwirkung einiger Bakterien.

Umständen im Laufe einiger Stunden vollziehen (vegetative Vermehrung).

Ein Teil der Bakterien hat Eigenbewegung, ein anderer Teil ist unbeweglich. An erstern hat man Bewegungswerkzeuge, Geißeln oder Cilien, bemerkt, die erst bei einer eigentümlichen Färbung der Bakterien und sehr starker mikroskopischer Vergrößerung sichtbar sind. Die schraubenförmigen Bakterien haben zwei solcher Geißeln an beiden Seiten ihres Leibes (Fig. 273, 7), die Stäbchen sind mit einer verschiedenen Anzahl, meist ihre Zelle ringsumgebender Cilien versehen.

Die Sporenbildung erfolgt, indem sich der Inhalt der Zellen auf einem oder mehreren Punkten zusammenzieht, verdichtet, abrundet und mit einer derben Membran umgiebt (Fig. 272, 5 n und 6 l). Diese Sporen (Dauersporen) können wieder durch Auskeimung zu Mutterzellen neuer Kolonien werden etc. (Vermehrung durch Sporen.)

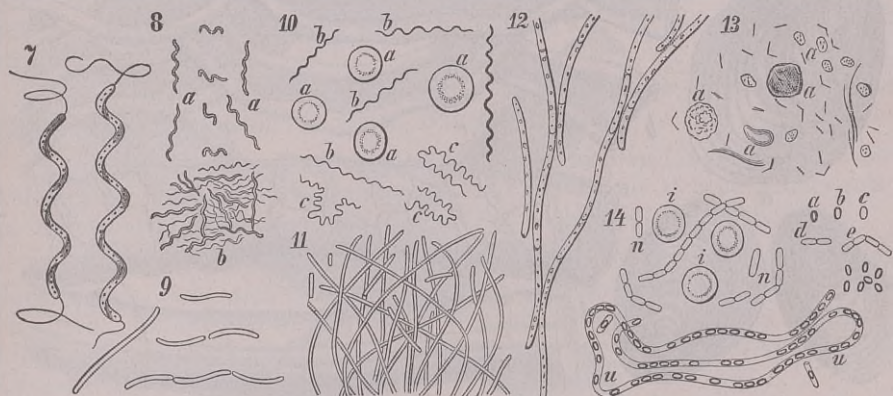


Fig. 273. Niedere Organismen. 700 mal vergrößert.

7. *Spirillum volutans* mit Geißeln. (Nach COHN.) — 8. *Spirillum tenue*: a einzelne, b in Schwärmen verfilzt. (Nach COHN.) — 9. *Vibrio rugula*. (Nach PRAZMOWSKI.) — 10. *Spirochaete Obermeieri*: a Blutzellen, b Schraubenfäden zwischen den Blutkörperchen lebhaft bewegt, c kurz vor dem Abfall des Fiebers. (Nach COHN.) — 11. *Leptothrix buccalis*. — 12. *Cladothrix dichotoma*. — 13. *Bacillus Tuberculosis* (im Sputum): die größeren Gebilde sind Epithel- und Eiterzellen, elastische Fasern etc., dazwischen zahlreiche Tuberkelbazillen. (Nach MARPMANN.) — 14. *Bacillus Anthracis*: a-e Keimung einer Spore, n Stäbchen und Fäden, wie man sie im Blut und in der Milz milzbrandiger Tiere findet; i Blutzellen, u u sporenbildendes Fadestück, daneben einige frei gewordene Sporen. (Nach DODEL-PORT.)

Die Lebensbedingungen der Mikroorganismen sind im allgemeinen: eine geeignete kohlenstoff- und stickstoffhaltige Nährsubstanz, Feuchtigkeit und Wärme. Durch Austrocknen werden ihre Lebensfunktionen sistiert, brauchen aber nicht völlig aufgehoben zu werden. Die günstigste Temperatur für ihre Entwicklung ist etwa die des menschlichen Körpers, also 35—37°C.; einige gedeihen indes besser bei niedrigerer (bis 15°), andere bei noch höheren Temperaturen (50° und noch darüber). Bei höheren Wärmegraden werden die Lebensvorgänge allmählich schwächer und erlöschen schliesslich ganz (Wärmestarre), können aber unter günstigen Bedingungen, wenn die Temperaturgrenze nach oben hin nicht allzuweit überschritten war, wieder von neuem erwachen. Über 90° werden



die vegetativen Zellen der meisten Pilze abgetötet: Dauerzellen (Sporen) können aber selbst Temperaturen über  $140^{\circ}$  vertragen. Sinkt andererseits die Temperatur unter  $4^{\circ}$ , so hört die Vermehrung und das Wachstum mancher Zellen ebenfalls auf (Kältestarre). Eine völlige Abtötung erfolgt aber in der Regel bei  $0^{\circ}$  noch nicht, ja man hat Zellen einzelner Bakterien, welche stundenlang auf  $-18^{\circ}$  abgekühlt worden, bei nachträglicher Erhöhung der Temperatur zum neuen Leben erwachen sehen. (Vgl. ZOPF. *Die Spaltpilze*. 1883.) Am sichersten werden die Bakterien und ihre Sporen durch strömenden Dampf von  $100^{\circ}$  C. oder durch Sublimatlösungen, Formaldehyd oder Formalin, Lösungen von Kresolen in Schwefelsäure oder Seifen (Kreolin, Lysol) abgetötet. Daher verwendet man gegenwärtig diese Stoffe zur Desinfektion.

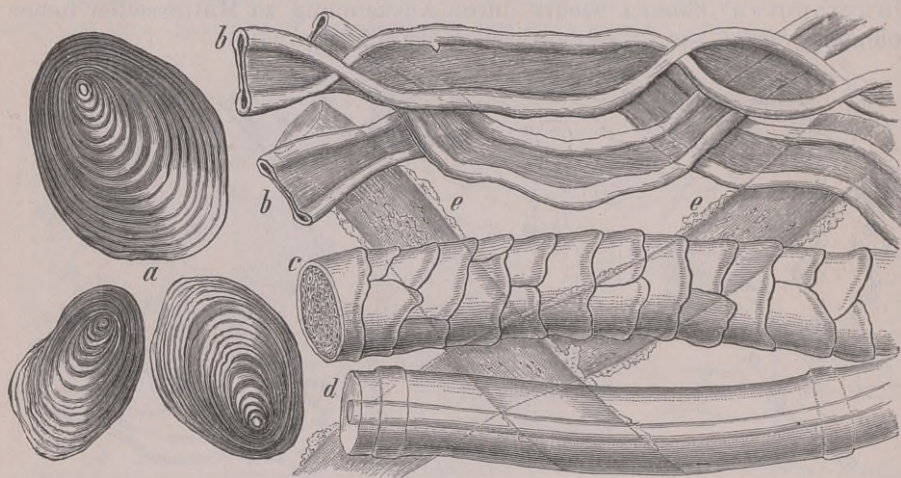


Fig. 274.

*a* Kartoffelstärke ( $31-45\ \mu$  im Längendurchmesser); *b* feinste Baumwollenfasern ( $10-14\ \mu$  breit); *c* sehr feine Wollenfasern ( $18-20\ \mu$  dick); *d* feine Flachsfaser ( $15-16\ \mu$  dick); *e* Kokonfäden ( $13\ \mu$  dick). Alles 700 mal vergrößert behufs Vergleichung mit den Gröößenverhältnissen der Mikroorganismen Figg. 272 und 273.

Während viele Bakterien Luft (bzw. Sauerstoff) zu ihrem Fortkommen brauchen (Aërobe), giebt es andere, welche nur unter Luftabschluss zu gedeihen vermögen und bei Luftzutritt sofort zu Grunde gehen (Anaërobe). Zu letztern gehören einige Krankheitskeime, wie die Tetanus-, die Rauchbrandbazillen und die Bazillen des malignen Ödems. Man hat solche anaërobe Bakterien vielfach in den obersten Schichten des Bodens gefunden (Malignes Ödem, Tetanus- oder Starrkrampfbazillen). Wahrscheinlich gehören zu den anaëroben Bakterien auch noch diejenigen, welche die stinkende Fäulnis von Abwässern etc. erzeugen. Die die Buttersäuregärung verursachenden Buttersäurebazillen sind gleichfalls anaërob.

In den Figg. 272 und 273 sind einige der am besten untersuchten Arten niederer Pilze abgebildet, und um die außerordentliche Kleinheit

derselben im Vergleich mit den kleinsten Elementargebilden der organischen Wesen recht anschaulich zu machen, sind in Fig. 274, einige Stärkekörner und Faserstoffe in demselben Maßstabe der Vergrößerung (700 mal) hinzugefügt.

*Saccharomyces cerevisiae*, der Hefepilz (1), ein Sprosspilz, bei welchem die jungen Zellen aus den Mutterzellen herauswachsen. Lebt in Zuckerlösungen und ist die Ursache der Alkoholgärung (Bierhefe, Weinhefe). Er entwickelt sich während der Wein- und Biergärung in den Bottichen massenhaft und lagert sich entweder am Boden ab (Unterhefe) oder steigt zur Oberfläche auf (Oberhefe).

*Micrococcus ureae*, ein Sammelbegriff für verschiedene, bei der Ammoniakgärung des Harns auftretende Bakterien.

*Bacillus prodigiosus*, Wunderblut, Hostienblut, auf stärkemehlhaltigen Substraten, z. B. auf gekochten Kartoffelscheiben, Mehlbrei, Stärkekleister, zeitweilig auch in der Milch; produziert beim Wachsen bei Zimmertemperatur einen roten Farbstoff, welcher die genannten Substrate intensiv färbt.

*Bacterium Termo*, ein Sammelname für die bei der Fäulnis der Eiweißkörper auftretenden vielen Bakterienarten.

*Bacillus subtilis*, der Heupilz (5) bildet sich zu längeren Fäden und kolonieartig vereinigten Langstäbchen und entwickelt sich besonders rasch in Abkochungen von Heu, auf deren Oberfläche die Sporen haften.

*Clostridium butyricum*, der Buttersäurepilz (6), dem vorigen ähnlich, doch damit, wie sich aus der Entwicklungsgeschichte ergibt, nicht identisch. Findet sich in fleischigen Wurzeln, in den Kartoffeln, im Sauerkraut, in sauren Gurken und im Rübensaft der Zuckerfabriken; ist die Ursache der Buttersäuregärung.

*Spirillum volutans* (7), in verschiedenartigen Pflanzenaufgüssen, sowie im Sumpfwasser.

*Spirillum tenue* (8), in Aufgüssen.

*Vibrio rugula* (9), im Sumpfwasser, in Aufgüssen und im Zahnschleim.

*Spirochaete Obermeieri* (10), Pilz des Rückfalltyphus, findet sich im Blut der am Rückfalltyphus (*febris recurrens*) Erkrankten und ist die Ursache dieser Krankheit; während der Fieberanfälle gestreckt und lebhaft beweglich, vor dem Abfall des Fiebers zusammengefallen, in den fieberfreien Zwischenperioden verschwunden.

*Leptothrix buccalis*, der Pilz der Zahnkaries (11); bewohnt die Mundhöhle des Menschen und vegetiert besonders im Zahnschleim; wird als die Ursache der Zahnfäule oder Zahnkaries angesehen.

*Cladothrix dichotoma* (12), Fäden anscheinend gabelig verzweigt. In faulenden Wässern teils auf der Oberfläche schwimmend, teils an Algen festsitzend.



*Bacillus Tuberculosis*, der Tuberkelpilz (13); sehr kleine, äußerst dünne Stäbchen. häufig zu zweien vereinigt; in der Lunge und im Auswurf (*sputum*) Schwindsüchtiger, auch bei tuberkulösen Tieren (Perlsucht).

*Bacillus Anthracis*, der Milzbrandpilz (14); im Blut, in der Milz und anderen Organen milzbrandiger Tiere.

*Bacillus Cholerae asiaticae* Koch, der Koch'sche Kommabazillus (4); ein kleiner gekrümmter Bazillus mit außerordentlich starker Eigenbewegung; findet sich bei der asiatischen Cholera im Darminhalt.

*Bacillus Typhi* in der Milz und in den Entleerungen Typhuskranker.

*Bacillus Diphtheriae* Koch-Löffler, ist im Diphtheriebelage gefunden worden: Bazillen von der Gröfse der Tuberkelbazillen, welche für Tiere ebenfalls sehr giftig sind.

Bei der Influenza (im Nasensekret), bei der Pest (in den erkrankten Drüsen) sind ebenfalls Stäbchen, von sehr geringer Gröfse, aufgefunden worden.

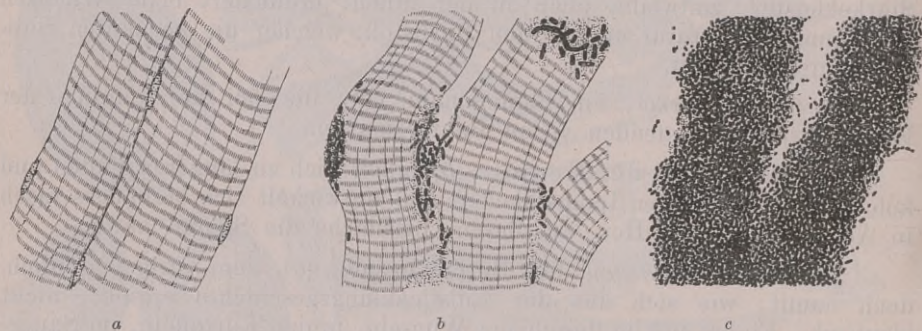


Fig. 275.

Fleischfasern quergestreifter Muskeln (12—20  $\mu$  im Durchmesser) 700 mal vergrößert, von Bakterien befallen und schließlich durch Fäulnis vernichtet.

Im Eiter hat man Staphylokokken aufgefunden; Streptokokken (*Str. pyogenes* und *Erysipelatis*) sind vielfach bei der Wundrose beobachtet worden. Auch unter den Schimmelpilzen giebt es einige, welche krankheitserregend sind, z. B. der *Actinomyces* oder *Strahlenpilz*, welcher beim Rinde und beim Menschen, an den Kiefern des erstern, in spezifisch charakteristischen Geschwülsten aufgefunden worden ist; *Trichophyton tonsurans*, in den Schuppen der Bartflechte. Im Blute von Malariakranken hat man auf der Höhe des Fiebers eigentümliche Gebilde angetroffen, welche ihre Form verändern, nicht zu den Bakterien zu rechnen sind, und die man mit der Infektion in Zusammenhang bringt (protozoenartige Gebilde, *Plasmodium malariae*).

Die vernichtende Arbeit der Bakterien wird aus Fig. 275 erkannt: *a* zwei frische Muskelfasern, gesund; *b* von Fäulnisbakterien (*Proteus vulgaris*) befallen nach zwei Tagen; *c* im fortgeschrittenen Stadium der Fäulnis nach acht Tagen.

In neuerer Zeit hat man die chemischen Stoffe, welche die pathogenen Bakterien erzeugen, und die entweder in den Nährboden übergehen oder

der Bakterienzelle anhaften, zu isolieren versucht. Diese Stoffe bezeichnet man im ersteren Fall als „Stoffwechselprodukte“, im letztern als „Bakterienproteine“. Dieselben sind äußerst giftig, und man nimmt an, daß einige derselben beim Eintritt in die Körpersäfte etc. die Krankheit erzeugen. Da sie eiweißartige Eigenschaften haben, nennt man sie „Toxalbumine“. Sie zeichnen sich durch eine große Zersetzlichkeit aus, so daß Chemikalien sie meist zerstören. Andere Stoffwechselprodukte oder Bakterienproteine hinwiederum besitzen die Fähigkeit, den tierischen Organismus gegen die giftigen Produkte unempfindlich zu machen (immunisierende Substanzen). Zu den Stoffwechselprodukten der Bakterien gehört das Tuberkulin, welches durch Ausziehen von Tuberkelbazillenkulturen mit Glycerinlösung oder, nach Entfernung des Fettes aus den Bakterien, durch Wasser hergestellt wird, den damit angestellten Untersuchungen zufolge zu den Eiweißstoffen gehört und bei subkutaner Injektion in den Körper auf tuberkulöse Herde einwirkt.

Auch in den Kulturen von *Diphtheriebazillen* hat man Toxalbumine nachgewiesen, welche bei Tieren die für die Diphtheriebazillen typischen Vergiftungen hervorrufen, im Blute der die Vergiftung überstehenden Tiere aber Stoffe erzeugen können, welche das Diphtheriegift binden und so unschädlich machen (Heilserum).

Da einzelne Tierspezies gegen gewisse pathogene Bakterien sich indifferent (immun) verhalten, so nimmt man an, daß im Blute dieser Tiere Stoffe existieren, welche die von den Bakterien erzeugten Gifte zerstören. Durch Einspritzung des Blutes solcher immunen Tiere unter die Haut empfänglicher Tiere ist es in der That gelungen, auch letztere immun gegen die gleiche Bakterienart zu machen.

**69.** 2. Die ungeformten Fermente oder Enzyme sind stickstoffhaltige, lösliche, organische Substanzen, welche sich nur innerhalb lebender (pflanzlicher oder tierischer) Zellen bilden und aus denselben durch Diffusion austreten können. Solche fermenthaltige Lösungen üben auf gewisse organische Verbindungen bei geeigneter Temperatur (40—60°) eine spezifische Wirkung aus, während sie selbst (anscheinend) keine Veränderung erleiden, so daß kleine Mengen davon verhältnismäßig sehr große Mengen der gärfähigen Substanz umwandeln können.

Die wichtigsten ungeformten Fermente sind:

1. Diastatische Fermente verwandeln Stärke in Zucker: Diastase im Malz, Ptyalin im Speichel.

2. Invertierende Fermente verwandeln Rohrzucker in Dextrose und Lävulose (S. 332): Invertin in der Bierhefe.

3. Glykosidenspaltende Fermente, zerlegen Glykoside unter Abspaltung von Traubenzucker (s. S. 359): Emulsin in den bittern Mandeln (spaltet Amygdalin in Blausäure, Bittermandelöl und Zucker, Salicin in Saligenin und Zucker, überhaupt die meisten aromatischen Glykoside), Myrosin in den schwarzen Senfsamen (spaltet Myrönsäure in Senföl, Zucker und Schwefelsäure), Erythrozym in der Krappwurzel (spaltet die Glykoside derselben [s. S. 359 und 367] in Alizarin und Zucker).



4. **Peptonbildende Fermente**, verwandeln Eiweißkörper in Peptone: Pepsin im Sekret der Labdrüsen der Magenschleimhaut, Trypsin im Sekret der Bauchspeicheldrüse, Papain, neuerlich im Milchsaft des Melonenbaumes (*Carica papaya*) aufgefunden.

5. **Fettemulgierende und fettzerlegende Fermente**, führen Neutralfette in Emulsionen über und zerlegen dieselben in freie Fettsäuren und Glycerin: hierher gehört besonders ein im Bauchsichel enthaltenes Ferment.

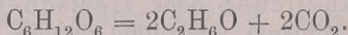
Da alle diese Spaltungen nur unter Aufnahme von Wasser erfolgen, so werden die ungeformten Fermente auch hydrolytische Fermente genannt.

## II. Zymotechnik.

**70.** Die chemische Technik zieht von den Gärungs-, Fäulnis- und Verwesungsprozessen einen gewissen Nutzen, indem sie einige derselben zur Herstellung wertvoller Materialien benutzt (Gärungschemie oder Zymotechnik).

### 1. Alkoholgärung.

Der gärungsfähige Zucker (namentlich Traubenzucker, Fruchtzucker und Invertzucker) zerfällt unter dem Einfluß eines sich entwickelnden geformten Ferments (Hefe, *Saccharomyces cerevisiae*) in Kohlensäure und Alkohol:



Doch verlaufen daneben stets noch andere Gärungen, bei denen andere Produkte in geringern Mengen, besonders Glycerin und Bernsteinsäure, entstehen, die sich ebenfalls aus dem Zucker bilden.

Dieser Prozeß wird für die Darstellung der gegorenen Getränke (Spirituosen) verwertet. Alle zuckerhaltigen Säfte des Pflanzenreichs können hierzu benutzt werden. Der Rohrzucker selbst ist zwar nicht gärungsfähig, wird aber unter dem Einfluß des in der Hefe enthaltenen Invertins zunächst in Invertzucker (Dextrose und Lävulose) umgewandelt (S. 332) und dadurch gärungsfähig. Da ferner das Stärkemehl unter dem Einfluß gewisser Fermente (namentlich der im Malz enthaltenen Diastase) in Maltose übergeführt wird (S. 333), so können auch stärkemehlhaltige Pflanzenstoffe zur Alkoholbereitung dienen.

1. **Wein**, der gegorene Saft der Weinbeeren, ist eine klare, wässrige Lösung von Alkohol (5—10%), etwas unvergorenem Zucker, Glycerin, Bernsteinsäure, Weinsäure, Weinstein, einem gelben oder roten Farbstoff

(Onocyanin), verschiedenen Riechstoffen (zusammengesetzte Äther) und Salzen (natürliche Rotweine enthalten außerdem eine geringe Menge Gerbstoff).

**Weinbereitung.** Die Trauben werden entweder abgebeert oder samt den Stielen (Kämmen) zerquetscht und dann gepreßt (gekeltert). Der aus den Pressrückständen (Trestern) abgezogene Saft heißt Most. Er geht ohne Hefezusatz in Gärung über, wobei sich das Ferment aus den auf den Schalen sitzenden Pilzkeimen entwickelt. Nach der ersten Gärung bei 10—15°, welche mehrere Wochen dauert, wird die geklärte Flüssigkeit von dem Bodensatz (Hefe, Weinstein und Kammreste) in die Lagerfässer, wo sie eine mehrere Monate dauernde Nachgärung durchmacht, abgezogen, und der Wein erlangt hier seine Vollendung. Während der Vor- und Nachgärung verwandelt sich der Zucker zum allergrößten Teil in Alkohol. Die Kohlensäure entweicht. Zugleich scheiden sich die stickstoffhaltigen Bestandteile (durch Hefebildung) fast vollständig aus. Beim Lagern bilden sich unter vollständiger Klärung durch Einwirkung der Säuren auf den Alkohol zusammengesetzte Äther, welche dem Wein den Wohlgeruch (Blume, Bouquet) verleihen.

Haltbarer Wein muß völlig abgegoren sein und darf namentlich keine stickstoffhaltigen Bestandteile, welche zu neuer Hefebildung Veranlassung geben könnten, enthalten, sonst trübt er sich in den Flaschen von neuem. Dies wird erst nach mehrjährigem Lagern erreicht; schneller durch Erwärmen auf 60—70° (Pasteurisieren).

Um schlechte Jahrgänge, welche zu wenig Zucker und viel Säure enthalten, zu veredeln, sind mehrere Methoden in Gebrauch. 1. Chaptalisieren: teilweise Abstumpfung der Säure durch Schlemmkreide oder gemahlenen Marmor und Zusatz von Zucker. 2. Gallisieren: Verdünnung des sauren Mostes und Zusatz von Zucker. 3. Petiotisieren: Ausziehung der Trester mit Zuckerwasser. Alle drei können bei richtiger Ausführung nicht als Verfälschung gelten. — Das Gipsen des Weins (Zusatz von Gips) dient zur Klärung und zum Verschönern der Farbe, giebt aber dem Wein einen zu hohen Gehalt an schwefelsaurem Kali und schwefelsaurem Kalk und ist verwerflich. Ebenso die künstliche Färbung durch Anilinfarben (Fuchsin).

**Obstweine.** Nicht nur aus Trauben, sondern auch aus andern süßen Früchten und Pflanzensäften lassen sich weinartige Getränke bereiten, z. B. aus Äpfeln (Äpfelwein oder Cider), Birnen, Kirschen, Pflaumen, Erdbeeren, Himbeeren und Johannisbeeren, sowie aus Birken- und Ahornsaft. Solche Weine sind meistens weniger alkoholreich und besitzen einen eigentümlichen Obstgeschmack. Behufs ihrer Bereitung wird zuerst der Saft durch Auspressen oder auf andere Weise gewonnen und dann (wenn nötig, unter Zusatz von Hefe) in Gärung versetzt, geklärt und abgezogen.

**Schaumweine** sind Weine, welche unter Druck mit Kohlensäure gesättigt sind. Sie wurden zuerst in der Champagne aus Traubenwein bereitet (Champagner), werden aber jetzt auch in andern weinproduzierenden Ländern vielfach erzeugt. Man läßt den Most zuerst wie bei gewöhnlichem Wein in Fässern gären, bewahrt ihn bis zum folgenden Sommer auf und zieht ihn unter Zusatz von einer entsprechenden Menge Zucker in Flaschen ab, in denen er dann Nachgärung erleidet. Die Flaschen werden hierbei verkehrt gestellt und bleiben fest verschlossen, so daß die durch die Gärung entwickelte Kohlensäure nicht entweichen kann, und die Hefe sich auf dem Kork ansammelt. Die Menge des zuzusetzenden Zuckers muß genau so groß sein, daß nach der Vergärung



desselben alle Hefebestandteile des Weins aufgebraucht sind. Die hierbei erzeugte Hefe wird durch ein geschicktes Lüften der Korke (Degorrieren) entfernt, und schliesslich erhält der mit Kohlensäure gesättigte Wein, damit er schmackhaft werde, noch einen bedeutenden Zusatz von sogenanntem „Likör“, d. i. eine Auflösung von reinstem Zucker in Wein und Weinbranntwein.

**71. 2. Bier**, das unvollständig vergorene wässerige Extrakt der gekeimten Gerste (Malz), welches in einem gewissen Stadium der Bereitung einen Zusatz von Hopfen erhalten hat. Die Hauptbestandteile des fertigen Biers sind Alkohol (2—6%, bei schweren Bieren [Porter, Ale] bis 10%), Zucker 0,5—1%, Dextrin und Gummi 4—8%, ausserdem etwas Glycerin, aromatische Bestandteile des Hopfens, wenig Eiweiskörper, Mineralsalze und freie Kohlensäure, sämtlich in Wasser gelöst. Beim Abdampfen entweichen Wasser, Alkohol und Kohlensäure, und die gelösten, nicht flüchtigen Substanzen bleiben als eine klebrige Masse (Malzextrakt) zurück.

**Bierbereitung, Brauerei.** 1. Das Malzen. Die durch Wasser aufgequellte Gerste wird in kühlen Räumen zu flachen Haufen aufgeschichtet und beginnt unter Selbsterwärmung zu keimen. Damit sie sich nicht zu stark erwärme, wird sie zeitweilig umgeschaufelt. Bei der „pneumatischen Mälzerei“ wird komprimierte Luft hindurchgepreßt. Während der Keimung bildet sich aus den Eiweiskörpern Diastase. Nach 6 bis 8 Tagen wird der Prozeß unterbrochen und das Malz entweder an der Luft getrocknet (Luftmalz), oder schwach erhitzt, wobei es sich etwas bräunt (Darmmalz).

2. Das Maischen. Das geschrotene Malz wird mit warmem Wasser angerührt (gemaischt) und bleibt einige Stunden bei 70—75° stehen. Hierbei verwandelt sich das Stärkemehl durch Einwirkung der Diastase in Maltose und Dextrin. Das Anwärmen geschieht entweder durch Aufgießen von heissem Wasser (Infusionsverfahren), oder durch wiederholtes Kochen eines Teils der Maische und Vermischen desselben mit dem ungekochten Anteil (Dekoktionsverfahren). Durch das Kochen wird ein Teil der Diastase unwirksam gemacht, also die Zuckerbildung etwas verlangsamt, aber eben dadurch ein haltbareres Bier erzielt. Nach Vollendung der Zuckerbildung zieht man die klare, süße Flüssigkeit (Würze) ab.

3. Das Kochen und Hopfen der Würze. Sieden der Würze im Braukessel unter (späterem) Zusatz von Hopfen. Hierdurch wird die Würze auf die gewünschte Konzentration gebracht, das Eiweiß koaguliert und die Hopfenbestandteile (Bitterstoff, ätherisches Öl und Gerbsäure) extrahiert. Die Hopfenbestandteile machen das Bier haltbar und verleihen ihm einen aromatisch bitteren Geschmack.

4. Das Kühlen, rasche Herabsetzung der Temperatur auf den für die Gärung geeignetsten Grad in Kühlschiffen oder durch Eis, in größern Brauereien nur noch mit Hilfe der Eismaschine (S. 122). Die in A (Fig. 86) auf niedere Temperatur gebrachte Chlorcalciumlauge wird in den Gärungskeller geleitet, wo die Röhren, durch welche sie fließt, sich in den Gärungsbottichen spiralförmig oder flach ausbreiten und geschlossen wieder zurück zum Kühlgefäße A führen. Durch Regulierung des Zuflusses der kalten Lauge mittels Hähnen ist es leicht, Würze auf die für die Gärung gewünschte Temperatur genau einzustellen.

5. Die Gärung verläuft unter Zusatz von Hefe wie beim Wein in zwei Stadien: die Hauptgärung in offenen Bottichen bei 4—10°, die Nachgärung in den Lagerfässern bei niedriger Temperatur. Je nach der Natur des Malzes, dem Maischverfahren, der Dauer des Kochens, der Hopfenmenge und der Temperatur der Gärungsräume werden Biere von sehr verschiedener Haltbarkeit erzeugt. Bei rascher Gärung steigt die



Hefe auf (Obergärung, Oberhefe), bei langsamer setzt sie sich am Boden ab (Untergärung, Unterhefe). Obergärige Biere, z. B. Weißbier) haben nur kurze Dauer, untergärige Biere (Lagerbier, bayrisches Bier) eine bedeutend längere.

Das fertige Bier ist ein unvollkommen vergorenes Getränk. Es enthält immer noch Zucker, Hefekeime und Proteinsubstanzen, aus denen sich von neuem Hefezellen entwickeln können. Deshalb befindet es sich auch beim Lagern unter fortdauernder langsamer Kohlensäureentwicklung in einer stillen Nachgärung. Hieraus folgt, daß die für den Genuß passendste Zeit bei jeder Biersorte nur eine begrenzte ist. Seine beste Qualität wird das Bier erreicht haben, wenn es seine Hauptbestandteile (Alkohol, Malzextrakt und Kohlensäure) in einem richtigen Verhältnis enthält. Vor diesem Zeitpunkt ist es noch zu kohlenensäurearm (hat keinen Trieb und schmeckt süßlich fade); nach demselben wird es herb und durch die beginnende Essigbildung sauer, wohl auch durch Fäulnis der abgeschiedenen Hefe übelriechend und trübe. Durch geeignete niedrigere Temperatur (in kühlen Lagerkellern) kann der Prozeß dieser fortschreitenden Veränderung bis zu einer gewissen Grenze verlangsamt, aber niemals ganz aufgehoben werden. Weit größere Haltbarkeit erteilt man dem auf Flaschen abgezogenen Bier durch Erhitzen (Pasteurisieren), wodurch es für weiteren Transport geeignet wird.

**72. 3. Branntwein.** Mit diesem Namen bezeichnet man alle durch Destillation von gegorenen alkoholischen Flüssigkeiten erzeugten Getränke. Man unterscheidet: Kognak (aus französischem Wein), Kornbranntwein (aus Cerealien), Kirschwasser (aus den Kernen von Steinobst), Rum (aus den gegorenen Zuckerrohrabfällen), Arrak aus Palm- und Reismehl), Kartoffelbranntwein (aus Kartoffeln; enthält stets geringe Mengen Amylalkohol oder Fuselöl), Rübensprit (aus der Melasse der Rübenzuckerfabrikation). Außerdem noch manche andere Sorten.

**Spiritusfabrikation.** Hierzu werden hauptsächlich Kartoffeln benutzt. Diese werden gedämpft, zerquetscht, mit warmem Wasser und Malz angerührt, wobei das Stärkemehl verzuckert wird (Maische), dann mit Hefe versetzt und der Gärung überlassen (wobei der Zucker in Alkohol und Kohlensäure übergeht) und schließlich in großen kupfernen Apparaten destilliert. Der Rückstand von der Destillation heißt Schlempe und dient als wertvolles Nahrungsmittel für das Vieh.

## 2. Essiggärung.

**73. Weinessig, Bieressig.** Essigsäure bildet sich durch Oxydation von Äthylalkohol (S. 314 u. 395). Reiner Alkohol bleibt an der Luft unverändert, alkoholische Getränke aber werden bald durch Essigsäurebildung sauer, jedenfalls durch Fermentwirkung eines Pilzes (*Micoderma aceti*), welcher sich darin bald entwickelt. Hierauf beruht die Darstellung von Weinessig und Bieressig, welche schon dadurch erzielt wird, daß man Wein oder Bier in offenen Gefäßen in geheizten Zimmern bei 25—30° stehen läßt. Schneller geht die Essiggärung von statten, wenn man die alkoholische Flüssigkeit (Essiggut) durch hohe, mit Hobel-



spänen gefüllte Fässer (Essigbilder), deren Wände zum Durchströmen der Luft durchbohrt sind, fließen läßt, wobei sich der Essigpilz auf den Spänen entwickelt (Schnellessigfabrikation).

Gewöhnlicher Essig (Tafelessig) enthält nur 2—3% Essigsäure, außerdem einige Bestandteile aus dem zu seiner Darstellung benutzten Bier und Wein.

**Holzeßig.** Wird bei der trocknen Destillation (Holzgasfabrikation) des Holzes gewonnen, wobei er sich mit dem Teer als wässerige Flüssigkeit kondensiert. Er enthält empyreumatische Produkte (Kreosot, S. 349) beigemengt und wird hierdurch zum Konservieren (Schnellräuchern) von Fleischwaren geeignet.

### 3. Brotgärung.

**74.** Wird Mehl mit Wasser angerührt und der Teig ein oder mehrere Tage bei 20—30° stehen gelassen, so wird er etwas dünnflüssiger, nimmt einen sauren Geschmack an (Sauerteig) und kann nun, wenn er einer größern Menge frischen Brotteigs zugesetzt wird, diesen in eine Art Gärung versetzen, wobei sich Gase entwickeln, die den Teig auftreiben (Aufgehen des Teigs) und später beim Backen entweichen, wodurch sie das Gebäck locker machen (Schwarzbrot aus Roggenmehl). Derselbe Zweck kann auch durch Zusatz von Hefe erreicht werden (Weißbrot aus Weizenmehl).

Die Brotgärung scheint keine reine Alkoholgärung zu sein, sondern neueren Untersuchungen zufolge der Hauptsache nach in einer durch Bakterien bewirkten Zersetzung des Klebers (Peptongärung) zu bestehen, welche ähnliche Produkte liefert, wie die Fäulnis der Eiweißkörper. Die dabei entweichenden Gase bestehen zum größten Teil aus Kohlensäure, Wasserstoff und Stickstoff; beim Backen entweichen auch Alkoholdämpfe.

## III. Konservierung und Desinfektion organischer Substanzen.

**75.** Um die Vernichtung organischer Substanzen durch Gärung, Fäulnis und Verwesung zu verhüten oder wenigstens zu verzögern, giebt es verschiedene Mittel, die alle im wesentlichen darauf hinauslaufen, den Zutritt der Fermente zu verhüten, oder ihre Entwicklung durch Entziehung der Lebensbedingungen unmöglich zu machen, oder endlich

sie selbst und ihre Keime zu töten. Bei der Auswahl dieser Mittel ist die Natur und der Gebrauchszweck der zu konservierenden Substanzen maßgebend.

1. Überziehen mit einer schützenden Hülle. Hierdurch wird die Abhaltung der Pilzkeime aus der Luft bezweckt.

a) Bei Nahrungsmitteln: Einschmelzen von Fleisch in Fett, Überziehen von Eiern mit einer Schicht Paraffin, Kandieren von Früchten, d. h. Überziehen mit einer Zuckerschicht.

b) Bei andern Substanzen: Lackieren und Polieren von Holz, wobei der harzige Überzug das Eindringen der Keime verhütet.

2. Niedere Temperatur. Da die Fermente unter  $+4^{\circ}$  ihre Lebensfunktionen nicht ausüben können, so ist die Kälte als ein vorzügliches Konservierungsmittel von jeher in Gebrauch: Aufbewahrung von Nahrungsmitteln in Eiskellern und Eisschränken; überseeischer Transport von Fleisch in stark gekühlten Räumen (Kälteschiffe oder Frigoriferen), wo die niedere Temperatur durch Ausdehnung komprimierter Luft oder durch vielfach gewundene, von einer Kältemischung (Kochsalz und Eis) durchströmte Röhren erzielt wird.

3. Entziehung von Feuchtigkeit. Austrocknen von Fleisch (Dürrfleisch) und Früchten (Backobst).

4. Partielle Entziehung von Feuchtigkeit durch Anwendung chemischer Mittel: Einsalzen (Einpökeln) von Fleisch, wobei das Kochsalz wasserentziehend wirkt und sich auf Kosten der Zellflüssigkeit löst (Salzlake); Übergießen mit Alkohol (meist nur bei anatomischen und zoologischen Präparaten in Anwendung); Einkochen von Früchten in Zucker.

5. Tötung der Keime durch Siedehitze unter Abschluss von Luft: Pasteurisieren von Wein und Bier (S. 405, 407), vor allem aber die Konservierung von Nahrungsmitteln nach dem APPERT'schen Verfahren. Zu letztem Zweck dienen in der Regel Blechbüchsen, welche man, nachdem die fertig zubereiteten Nahrungsmittel hineingebracht sind, bis auf eine ganz kleine Öffnung im Deckel verlötet, dann im Dampfbad so lange erhitzt, bis die Luft aus dem Innern vollständig ausgetrieben ist, und die Öffnung schnell verlötet. Hierauf bringt man die geschlossenen Büchsen in eine gesättigte Kochsalzlösung, erhitzt diese bis auf  $108-110^{\circ}$  und läßt sie darin langsam erkalten. Eintritt der Fäulnis oder Gärung innerhalb der Büchsen ist jetzt vollkommen unmöglich, da alle Fermentkeime getötet sind, und neue nicht wieder zutreten können.

6. Antiseptische oder fäulniswidrige Mittel: Es giebt zahlreiche Substanzen, welche dadurch fäulnis- und gärungswidrig wirken, daß sie die Fermente töten oder die gärungs- und fäulnisfähigen Körper selbst so verändern, daß sie für die Entwicklung der Fermente nicht mehr tauglich sind. Bei ihrer Anwendung auf Nahrungsmittel ist man aber auf solche Substanzen beschränkt, welche nicht zugleich auch nachteilige Wirkungen auf den Organismus ausüben.



a) Antiseptika für Nahrungsmittel: Kreosot zum Räuchern von Fleischwaren, welche jenes aus dem Holzrauch oder bei der sogenannten Schnellräucherung aus dem Holzeßig aufnehmen; Salicylsäure, namentlich für Getränke (Wein und Bier) und als Zusatz beim Einmachen von Früchten ( $1\frac{0}{100}$  ist ohne Nachteil für die Gesundheit, größere Quantitäten sollen schädlich wirken); Borax, Zimtsäure, Cymol in kleinen Mengen.

b) Antiseptika für andere Substanzen: in erster Linie Karbolsäure im rohen Zustand zur Desinfektion übelriechender Abfälle, ferner verschiedenartige Metallsalze (Quecksilberchlorid, Kupfer- und Eisensalze, arsenige Säure etc.) zum Einbalsamieren von Leichen, Aufbewahren anatomischer Präparate, Imprägnieren von Holz u. dgl. m. Verdünnte Lösungen von Karbolsäure (1:200 bis 300) und Quecksilberchlorid (1:1000) finden überdies eine ausgedehnte Anwendung in der Chirurgie (antiseptische Wundbehandlung), wodurch das Eindringen entwicklungsfähiger Pilzkeime durch die Wunde und der Übergang ins Blut verhindert, die Heilung der Wunde wesentlich beschleunigt und zugleich der Eintritt gefahrbringender Folgen (Blutvergiftung) verhütet wird. Die Desinfektion von Räumen, welche Patienten, die an ansteckenden Krankheiten (Scharlach, Diphtherie, Typhus, Cholera etc.) gelitten haben oder daran gestorben sind, zum Aufenthalt dienten, geschieht jetzt vielfach mit gutem Erfolg durch Dämpfe von Formaldehyd (Formalin), welche man durch besondere, dafür konstruierte Lampen in den Räumen verbreitet.



# Register.

- Aal 391.  
 Abietinsäure 372.  
 Abraumsalze 203.  
 Absatzgesteine 189.  
 Acetaldehyd 325.  
 Acetamid 329.  
 Acetate 316.  
 Acetyl 315.  
 Acetylen 63. 308.  
 Achat 33. 160.  
 Achatmandeln 161.  
 Acidum aceticum 316.  
 — arsenicosum 31.  
 — boracicum 32. 110.  
 — carbonicum 24.  
 — citricum 316.  
 — formicicum 316.  
 — hydrobromicum 50.  
 — hydrochloricum 47.  
 — hydrojodicum 50.  
 — lacticum 317.  
 — nitricum 108.  
 — oleïnicum 317.  
 — oxalicum 318.  
 — palmiticum 317.  
 — phosphoricum 30. 109.  
 — silicicum 33. 110.  
 — stearnicum 317.  
 — succinicum 318.  
 — sulfuricum 105.  
 — sulfurosum 28.  
 — tartaricum 318.  
 Addition, doppelte 82.  
 Adern 380.  
 Adlervitriol 209.  
 Adular 175.  
 Äpfeläther 324.  
 Äpfelwein 405.  
 Ärobe 400.  
 Aes cyprium 4. Note.  
 Äscherich 210.  
 Äskuletin 359.  
 Äskulin 359.  
 Äthan 304. 307.  
 Äther 319.  
 —, Darstellung 322.  
 —, Versuche 321.  
 —, zusammengesetzte 321.  
 Ätherifikation 322.  
 Ätherische Öle 359.  
 Äthyl 310.  
 Äthyläther 319.  
 —, Darstellung 322.  
 Äthylalkohol 309. 310.  
 Äthylamin 327.  
 Äthylehlorid, Darstellung 323.  
 Äthylene 271. 304. 307.  
 Äthylmethylbenzol 346.  
 Äthylnaphtalin 343.  
 Äthylpyrrol 357.  
 Äthylschwefelsäure 322.  
 Äthylthiophen 356.  
 Ätzen von Glas 51.  
 Ätzgrund 363.  
 Ätzstempel 145.  
 Ätzsublimat 45.  
 Affinage des Silbers 236.  
 Affinität 52.  
 Afterkrystalle 160.  
 Agenzien 36.  
 Akridin 357. 358.  
 Akridinfarbstoffe 372.  
 Alabaster 167. 169. 207. 214.  
 Alanin 330.  
 Alaun 208.  
 Alaunstein 168.  
 Alaunthon 192.  
 Albit 176.  
 Albumin 374. 380. 387.  
 Aldehyde 325.  
 —, aromatische 368.  
 Aldehydgrün 370.  
 Ale 406.  
 Alizarin 359. 367. 371.  
 Alizarinblau 371.  
 Alkaliblau 370.  
 Alkalien 20. 21. 34.  
 Alkalische Erden 21.  
 Alkaloide 365.  
 Alkanna 368.  
 Alkannarot 368.  
 Alkannin 368.  
 Alkohol, absoluter 312.  
 —, denaturierter 312.  
 — sulfuris 41.  
 Alkoholbasen 326.  
 —, Salze 327.  
 Alkohole 309.  
 —, aromatische 349.  
 —, Struktur 313.  
 Alkoholgärung 395. 404.  
 Alkoholische Getränke 393.  
 Alkoholometer 311.  
 Allylen 308.  
 Almandin 178.  
 Alpaka 5.  
 Althäaschleim 336.  
 Altvulkanische Gesteine 186.  
 Aluminate 138.  
 Aluminium 18. 20.  
 — chloratum 45.  
 Aluminiumacetat 316.  
 Aluminiumbronze 21.  
 Aluminiumchlorid 45. 47.  
 Aluminiumoxyd 21. 34.  
 Alunit 168.  
 Amaranth 372.  
 Ameisenäther 324.  
 Ameisensäure 314. 316.  
 Ameisensäurealdehyd 326.  
 Amethyst 33. 159.  
 Amianth 174.  
 Amide 328.  
 Amidobenzol 354. 355.  
 Amidobuttersäure 330.



- Amidocaprönsäure 330.  
 Amidoderivate 354.  
 Amidoessigsäure 330.  
 Amidopropionsäure 330.  
 Amidotoluol 355.  
 Amidosäuren 328. 329.  
 Amidovaleriansäure 330.  
 Amine 326.  
 —, gemischte 328.  
 Amino, s. Amido.  
 Aminsäuren 328.  
 Ammoniak 120. 265.  
 — Darstellung 139.  
 Ammoniakmaschine 122.  
 Ammoniakflüssigkeit 121.  
 Ammoniakgärung 395.  
 Ammoniak soda 212.  
 Ammonium 120.  
 Ammoniumchlorid 206.  
 Ammoniumchromat 232.  
 Ammoniumhydroxyd 120.  
 328.  
 Ammoniumkarbonat 213.  
 Ammoniummanganalaun 208.  
 Ammoniumnitrat 216.  
 Ammoniumoxyd 120.  
 Ammoniumsulfat 207.  
 Ammoniumverbindungen  
 328.  
 Amphibol 174.  
 Amphibolit 185.  
 Amygdalin 359.  
 Amyl 310.  
 Amylalkohol 309. 312.  
 Amylamin 327.  
 Amylen 304. 307.  
 Amylum 334.  
 Anaërobe 400.  
 Anästhesie 320.  
 Anästhetikum 320. 366.  
 Analyse 35.  
 Anasäther 324.  
 Andalusit 175.  
 Andalusitglimmerfels 185.  
 193.  
 Andesin 176.  
 Andesit 187.  
 Anhydrit 19. 166. 194. 203. 207.  
 Anilin 354.  
 Anilinblau 369.  
 Anilinfarben 355. 369.  
 Anilingelb 370.  
 Anilingrün 370.  
 Anilinorange 370.  
 Anilinrot 370.  
 Anilinschwarz 370.  
 Anilinviolett 370.  
 Anisöl 360.  
 Anorthit 176.  
 Anthracen 342. 343. 344.  
 Anthracenfarbstoffe 371.  
 Anthracit 179. 195. 196.  
 Anthrol 349.  
 Antimon 22. 31.  
 —, gediegen 157.  
 Antimonblüte 32. 158.  
 Antimonglanz 164.  
 Antimonige Säure 32.  
 Antimonnickelglanz 165.  
 Antimonocker 158.  
 Antimonoxyd 32.  
 Antimonsilberblende 165.  
 Antiphlogistische Theorie 17.  
 Antiseptische Mittel 409.  
 Aorta 383.  
 Apatit 171.  
 Aprikosenäther 324.  
 Aquamarin 175.  
 Arabin 336.  
 Aragonit 170.  
 Archäische Formation 183.  
 Argentum 4.  
 — chloratum 45.  
 — sulfuratum 40.  
 Argon 17.  
 Arkoze 190.  
 Aromatische Körper 303.  
 342.  
 Arrak 407.  
 Arrow-root 336.  
 Arsen 22. 30.  
 —, gediegen 156.  
 Arsenblüte 30. 158.  
 Arsenfahlerz 30.  
 Arsenicum sulfuratum 40.  
 Arsenige Säure 31.  
 Arsenit 158.  
 Arsenkies 30. 164.  
 Arsennickelglanz 165.  
 Arsenilberblende 165.  
 Arsenwasserstoff 269.  
 Asa foetida 364.  
 Asbest 20. 174.  
 Aschen 189.  
 Aschenbildung 8.  
 Asphalt 179. 363.  
 Asphaltlack 363.  
 Assimilation 377.  
 Atmosphäre 25.  
 Atmungsprozefs 11.  
 Atom 68.  
 Atomgewichte 69.  
 Atomlehre 67. 68.  
 Atomvolum 69.  
 Atropin 366.  
 Auflösung 14.  
 Augenachat 161.  
 Augit 174.  
 Aurin 371.  
 Auringment 30. 40. 164.  
 Aurum 4.  
 Avanturin 159.  
 Azobenzol 355.  
 Azoderivate 355.  
 Azofarbstoffe 372.  
 Azoische Formation 183.  
 Azolitmin 368.  
 Azorubin 372.  
 Azoxybenzol 355.  
 Backobst 409.  
 Bänder 380.  
 Bänderthon 191.  
 Bakterien 397.  
 Bakterienproteine 403.  
 Baldrianöl 360.  
 Balsam 362.  
 Bandachat 161.  
 Bandeisen 59.  
 Bandjaspis 160.  
 Barilla 211.  
 Barium 18. 20.  
 Bariumchlorid 47.  
 Bariumhydrat 103.  
 Bariumsulfat 207.  
 Bariumsuperoxyd 255.  
 Baryt 20.  
 Basalt 187. 189. 198.  
 Bathmetall 5.  
 Bauchspeichel 385. 388.  
 Baumöl 338.  
 Baumwollensaatöl 338.  
 Bazillen 397.  
 Beizen 367.  
 Beleuchtung 276.  
 Benennung der vielfachen  
 binären Verbindungen 73.  
 Benzaldehyd 350.  
 Benzazurin 372.  
 Benzin 305.  
 Benzoëharz 362.  
 Benzoëssäure 351.  
 Benzol 342.  
 Benzoflavin 372.  
 Benzolkern 344. 356.  
 Benzolring 344.  
 Benzopurpurin 372.  
 Benzopyrrol 357.  
 Benzylalkohol 350.  
 Bergamottöl 361.  
 Bergkrystall 33. 158.  
 Bergöl 305.  
 Bergsalz 166.

- Bernstein 179. 363.  
 Bernsteinlack 363.  
 Bernsteinsäure 318.  
 Beryll 175.  
 Bessemerprozeß 62.  
 Bessemerstahl 60.  
 Bessorie 336.  
 Bestandteile 36.  
 Biegungselastizität 2.  
 Bier 393. 406.  
 Bierbereitung 406.  
 Bieressig 407.  
 Bildhauermarmor 169.  
 Bildhauersandstein 192.  
 Bindegewebsfasern 380.  
 Biotit 178.  
 Birnäther 324.  
 Biskuit 222.  
 Bismutin 166.  
 Bismarckbraun 372.  
 Bismutum 4.  
 Bittererde 20.  
 Bittermandelöl 350. 360.  
 Bittersalz 20. 168. 208.  
 Bitterspat 170.  
 Bitterwasser 208.  
 Bitumen 179.  
 Bituminitt 179.  
 Bixin 369.  
 Blanc fixe 208.  
 Blauholz 368.  
 Blausäure 258.  
 Blei 3. 6.  
 —, gediegen 157.  
 Bleiacetat 316.  
 Bleichen 250.  
 Bleichflüssigkeiten 248.  
 Bleichlorid 45. 47.  
 Bleifolie 3.  
 Bleiglätte 3. 34. 164.  
 Bleiglanz 3. 4. 38. 164.  
 Bleikammerkrystalle 243.  
 Bleikammerprozeß 244.  
 Bleikarbonat 215.  
 Bleioxyd 34.  
 Bleipflaster 341.  
 Bleisulfid 38.  
 Bleivitriol 3. 168.  
 Bleiweiß 215.  
 Bleizucker 316.  
 Blenden 27.  
 Bleu de Lyon 371.  
 Bleu de Paris 371.  
 Blocklehm 190.  
 Blöcke, erratische 191.  
 Blume des Weines 404.  
 Blut 384.  
 Bluteiweiß 374.  
 Blutfibrin 374.  
 Blutgefäße 380.  
 Blutkörperchen 384.  
 Blutkohle 22.  
 Blutkuchen 384.  
 Blutjaspis 160.  
 Blutlaugensalz, gelbes 259.  
 —, rotes 260.  
 Blutstein 163.  
 Blutumlauf 382.  
 Blutvergiftung 410.  
 Bogheadkohle 179.  
 Bohnen 391.  
 Bohnerz 194.  
 Bomben 189.  
 Bor 22. 32.  
 Boracit 33. 172.  
 Borax 33. 172. 219.  
 Bordeaux 372.  
 Borneokampfer 361.  
 Borneol 361.  
 Borocalcit 33. 172.  
 Borsäure 32.  
 Borsäureanhydrid 105.  
 Borsäurehydrat 110.  
 Bortrioxyd 105.  
 Bouillon 393.  
 Bouquet des Weines 405.  
 Bouteillenglas 229.  
 Brantwein 393. 407.  
 Brasilienholz 367.  
 Brasilin 367.  
 Braueri 406.  
 Brauneisenerz 4. 163.  
 Brauneisenstein 194.  
 Braunkohle 179. 195. 196.  
 Brandschiefer 192.  
 Braunstein 163.  
 Brennasche 210.  
 Brennschmelze 311.  
 Brenzkatechin 347. 348.  
 Brenzschleimsäure 356.  
 Brillant 181.  
 Brom 50.  
 Bromide 50.  
 Bromum 50.  
 Bromwasser 50.  
 Bromwasserstoff 50.  
 Bronzen 5.  
 Bronzit 174.  
 Brot 391.  
 Brotgärung 408.  
 Bruchfestigkeit 1.  
 Brucin 366.  
 Buchdruckerwalzen 312.  
 Buntbleierz 3. 172.  
 Buntkupfererz 4. 165.  
 Butalanin 330.  
 Butan 304. 307.  
 Butter 338. 386. 391.  
 —, ranzige 338.  
 Butteräther 324.  
 Butterfett 386.  
 Buttermilch 386.  
 Buttersäure 314. 317.  
 Buttersäureäthylester 324.  
 Buttersäureamylester 324.  
 Buttersäuregärung 395.  
 Butyl 310.  
 Butylalkohol 309.  
 Butylamin 327.  
 Butylen 304. 307.  
 Butyraldehyd 326.  
 Butyramid 329.  
 Butyryn 337.  
 Butyryl 315.  
 Cadmia 4. Note.  
 Cadmium 4.  
 — sulfurat 40.  
 Calcium 18. 19.  
 Calciumacetat 316.  
 Calciumcarbid 63.  
 Calciumchlorid 47. 206.  
 Calciumhydrat 103.  
 Calciumkarbonat 214.  
 Calciumsulfat 207.  
 Calette 181.  
 Campobellogelb 371.  
 Caprinsäure 314. 317.  
 Caprinyl 315.  
 Capronin 337.  
 Capronsäure 308. 317.  
 Capronyl 315.  
 Caprylsäure 314. 317.  
 Caprylyl 315.  
 Carasin 336.  
 Carbamid 328. 329.  
 Carbaminsäure 328.  
 Carbide 62.  
 Carbonium 21.  
 — sulfurat 41.  
 Carborundum 63.  
 Carboxylgruppe 313.  
 Carburate 62.  
 Carnallit 18. 166.  
 Carthamin 368.  
 Carnivoren 387.  
 Celluloid 334. 361.  
 Cellulose 333.  
 Cellulosegärung 395.  
 Cement 231.  
 Cementstahl 60.  
 Ceroten 304.  
 Cerussit 170.



- Cetyl 310.  
 Cetylalkohol 309.  
 Chalcedon 33. 160.  
 Chamotte 222.  
 Champagner 405.  
 Chaptalisieren 405.  
 Chemie, Stellung und Auf-  
 gabe 36.  
 Chiastolith 175.  
 Chiastolithschiefer 185. 193.  
 Chilesalpeter 171. 216.  
 Chinagerbstoff 353.  
 Chinasilber 5.  
 Chinidin 366.  
 Chinin 366.  
 Chinolin 357. 358. 365.  
 Chinolinfarbstoffe 372.  
 Chinolingelb 372.  
 Chinolinrot 372.  
 Chlor 42.  
 —, Darstellung 254.  
 Chloral 325.  
 Chloralhydrat 325.  
 Chlorammonium 206.  
 Chlorapatit 171.  
 Chlorcalcium 206.  
 Chlordioxyd 246.  
 Chloride, Formeln 74. 75.  
 —, Natur 49.  
 Chlorit 174.  
 Chloritschiefer 184.  
 Chloroform 326.  
 Chlorkalium 206.  
 Chlorkalk 248.  
 Chlorophyll 377.  
 Chlorsäure 245.  
 Chlortetroxyd 246.  
 Chlorum 42.  
 Chlorwasserstoff 47.  
 Chlorwasserstoffsäure 49.  
 Chondrin 374. 380.  
 Chondrogen 374.  
 Chromalaun 208.  
 Chromchlorid 47.  
 Chromeisenerz 172.  
 Chromgranat 178.  
 Chromite 138.  
 Chromogene 366.  
 Chromsäure, Reduktion 251.  
 Chrysanilin 371.  
 Chryseinsäure 371.  
 Chrysoberyll 172.  
 Chrysoidin 372.  
 Chrysolith 174.  
 Chrysophenin 372.  
 Chrysopras 33. 160.  
 Chrysorin 5.  
 Chylus 384. 384. 388.  
 Chylusgefäße 381.  
 Chymus 388.  
 Cider 394.  
 Cinchonidin 366.  
 Cinchonin 366.  
 Cinnabaris 39.  
 Citrin 159.  
 Citronenöl 361.  
 Cocaïn 366.  
 Coccin 372.  
 Cochenille 368.  
 Codeïn 366.  
 Cölestin 168.  
 Cognac s. Kognak.  
 Collidin 358.  
 Conchinin 366.  
 Conglutin 374.  
 Congogelb 372.  
 Congorot 372.  
 Coniïn 365.  
 Corallin 370.  
 Cordierit 175.  
 Cordieritglimmerfels 193.  
 Cottonöl 338.  
 Croceïnorange 372.  
 Crocin 369.  
 Crotonylen 308.  
 Cülassee 181.  
 Cumenylaktrylsäure 351.  
 Cumol 343.  
 Cumylsäure 351.  
 Cuprum 4.  
 — bichloratum 44.  
 — chloratum 44.  
 — sulfuratum 38.  
 Curcuma 368.  
 Curcumin 368.  
 Cyanwasserstoff 258.  
 Cymol 353.  
**D**  
 Dachschiefer 184. 192.  
 Dacit 187.  
 Dammar 363.  
 Darm 382.  
 Darmsaft 388.  
 Darmzotten 389.  
 Decylen 304.  
 Degorgieren 406.  
 Dehnbarkeit 1.  
 Dekan 289.  
 Desinfektion 23.  
 Destillation, fraktionierte 310.  
 Dextrin 336.  
 Dextrose 331.  
 Diabas 187.  
 Diacetylen 308.  
 Diäthylamin 327.  
 Diamant 23. 156.  
 Diamantfuchsin 370.  
 Diamantrot 372.  
 Diastase 333. 374. 405.  
 Diastatische Fermente 403.  
 Diatomeenerde 161. 195.  
 Dibenzyl 343.  
 Dibenzyltoluol 344.  
 Dickdarm 382.  
 Diffusion 12. 25.  
 Digallussäure 352.  
 Dikieselsäure 111.  
 Dill 392.  
 Diluvialthon 191.  
 Diluvium 201.  
 Dimethylantracen 343.  
 Dimethylbenzol 343. 353.  
 Dimethylnaphtalin 343.  
 Dimethylthiophen 356.  
 Diorit 187.  
 Dioxybenzole 347. 348.  
 Dioxytoluole 347. 349.  
 Diphenyl 342. 343. 345.  
 Diphenyläthan 343.  
 Diphenylmethan 342. 343.  
 345.  
 Diphenyltolylmethan 344.  
 Diplokokken 397.  
 Dipropargyl 308.  
 Disaccharide 331.  
 Disazofarbstoffe 372.  
 Dischwefelsäure 108. 133.  
 Disthen 175.  
 Dixylbenzol 344.  
 Dolomit 19. 170. 185. 194.  
 Dolomitischer Kalkstein 193.  
 Doppelsalze 132.  
 Doppelspat 214.  
 Doppelvitriol 209.  
 Drehfestigkeit 1.  
 Drehungselastizität 2.  
 Druckelastizität 2.  
 Druckfestigkeit 1.  
 Drusen 159.  
 Dünsand 192.  
 Dünndarm 382.  
 Durol 343.  
 Dürffleisch 409.  
 Dynamit 313.  
**E**  
 Eau de Javelle 248.  
 Eau de Labarraque 248.  
 Echtrot 372.  
 Edelsteine 180.  
 Edelsteinschliffe 180.  
 Eichengerbstoff 353.

- Eier 391.  
 Einlagerungen 183. 185.  
 Einpökeln 409.  
 Eis 194.  
 Eisen 3. 6.  
 —, gediegen 157.  
 Eisenchlorid 45. 47.  
 Eisenchlorür 45. 47.  
 Eisenglanz 4. 162.  
 Eisengranat 178.  
 Eisenkies 4. 39. 164.  
 Eisenkiesel 160.  
 Eisenlack 363.  
 Eisennickelkies 165.  
 Eisenoxyd 34.  
 Eisenpulver, Verbrennen 9.  
 Eisenreduktionsprozefs 58.  
 Eisenspat 170. 194.  
 Eisensulfid 38.  
 Eisenvitriol 168. 208.  
 Eisessig 316.  
 Eisfeldspat 175.  
 Eismaschine 122.  
 Eiweifs 374.  
 Eiweifskörper 373. 387.  
 Eiweifsstoffe, Verdauung 387.  
 Eläolith 176.  
 Eläolithsyenit 187.  
 Eläolithsyenit-Porphyr 187.  
 Elastin 374.  
 Elektrolyse 65.  
 Elemente 36. 37.  
 Emulsin 274.  
 Emulsionen 338.  
 Entstehungszustand 86.  
 Enzyme 399. 403.  
 Epsomit 168. 208.  
 Erbsen 391.  
 —, grüne 391.  
 Erbsenstein 170. 214.  
 Erden 21.  
 Erdharz 363.  
 Erdmetalle 21.  
 Erdnußöl 338.  
 Erdöl 179. 305.  
 Erdpech 179.  
 Erdwachs 179.  
 Ernährung des Tierkörpers 386.  
 Erratische Blöcke 191.  
 Eruptivgesteine 185.  
 Erythrit 309.  
 Erze 3. Note.  
 Erzgebirge, Sächsisches 196.  
 Essenzen 311.  
 Essigäther 324.  
 Essigbilder 408.  
 Essiggärung 395. 407.  
 Essiggut 407.  
 Essigsäure 314. 316.  
 Essigsäureäthylester 324.  
 Essigsäurealdehyd 325.  
 Essigsäurephenyläther 347.  
 Ester 321.  
 Esterifikation 322.  
 Facetten 181.  
 Färberei 366. 367.  
 Färberröte 367.  
 Fäulnis 394. 395.  
 Fäulniswidrige Mittel 409.  
 Fahlerz 4.  
 Fahlerze 166.  
 Farbe 1.  
 Farbstoffe 366.  
 —, adjektive 367.  
 —, substantive 367.  
 Fasergips 167. 207.  
 Faserstoff 374.  
 Fayence 222.  
 Federharze 364.  
 Feldspat 18. 175.  
 —, gemeiner 176.  
 —, glasiger 176.  
 —, monokliner 175.  
 —, Verwitterung 199.  
 Feldspate, triklone 176.  
 Felse 183.  
 Fenchelöl 360.  
 Fermente 394. 396.  
 —, geformte 396.  
 —, ungeformte 396. 403.  
 Fernambukholz 367.  
 Ferrosulfat 208.  
 Ferrum 3.  
 — chloratum 45.  
 — sesquichloratum 45.  
 — sulfuratum 38.  
 Festigkeit 1.  
 Festungsachat 161.  
 Fette 337.  
 Fettermulgierende Fermente 404.  
 Fettgewebe 380.  
 Fettkörper 303. 304.  
 Fettpolster 380.  
 Fettsäuren 313.  
 Feuer der Edelsteine 180.  
 Feuerlöschdosen 242.  
 Feuerluft 11.  
 Feueropal 161.  
 Feuerstein 33. 160.  
 Fieberwidrige Mittel 366.  
 Fibrin 374. 387.  
 Fibroin 374.  
 Fichtenharz 362.  
 Firnis 341.  
 Firnisse 311.  
 Fischguano 218.  
 Flaschenglas 229.  
 Flechtensäuren 367.  
 Fleisch, Einpökeln 408.  
 Fleischbrühe 339.  
 Fleischextrakt 393.  
 Fleischflüssigkeit 380.  
 Fliesen 222.  
 Flintglas 230.  
 Fluor 51.  
 Fluorapatit 171.  
 Fluorescein 371.  
 Fluoride 50.  
 Fluorit 166.  
 Fluorum 51.  
 Fluorwasserstoff 51.  
 Fluorwasserstoffsäure, Darstellung 144.  
 Flußeisen 3. 59.  
 Flußsäure, Darstellung 144.  
 Flußspat 166.  
 Flußstahl 3. 60.  
 Flußwasser 14.  
 Formaldehyd 325. 410.  
 Formeln, empirische 235.  
 —, rationelle 235.  
 Formyl 315.  
 Fraktionierte Destillation 310.  
 Fraueneis 167. 207.  
 Freskomalerei 226.  
 Frigoriferen 409.  
 Frischprozefs 59. 62.  
 Frischstahl 60.  
 Fruchtesenzen 324.  
 Fruchtschiefer 185. 193.  
 Fruchtzucker 331.  
 Fuchsinblau 370.  
 Furfuran 356.  
 Furfuranalkohol 356.  
 Furfurankarbonsäure 356.  
 Furfurol 356.  
 Fuselöl 309. 312.  
 Fußbodenbelegplatten 222.  
 Gänseschmalz 338.  
 Gärung 394.  
 — des Bieres 406.  
 — des Weines 405.  
 Gärungserreger 394.  
 Galaktose 331.  
 Galenit 164.  
 Galläpfelgerbsäure 352.



- Galle 385. 388.  
 Gallensteine 385.  
 Gallisieren 405.  
 Gallussäure 351. 352.  
 Galmei 3. 174. 179.  
 —, edler 170.  
 Galvanoplastik 149.  
 Galvanostegie 149.  
 Gas sylvestre 26.  
 Gasfabrikation 274.  
 Gebirgsarten 183.  
 Gediegen 3. Note.  
 Gefäße 380.  
 Gefrierpunkt von Salzlösungen 131.  
 Gelatine 374.  
 Gelbgufs 5.  
 Gelbholz 369.  
 Gelenkknorpel 369.  
 Geigenharz 362.  
 Gemüse, grünes 391.  
 Generatorgas 71.  
 Generatorofen 71.  
 Genufsmittel 392.  
 Gerberei 353.  
 Gerbsäuren 353.  
 Gerbstoffe 353.  
 Geröll 33. 192.  
 Gerstenzucker 332.  
 Geschiebelehm 190.  
 Geschiebesand 191.  
 Gesetz, GAY-LUSSACSCHES 93.  
 — der konstanten Verhältnisse 73.  
 — MARIOTTESCHES 94.  
 — der vielfachen Verhältnisse 68.  
 Gesteine 183.  
 —, einfache 151. 183.  
 —, gemengte 151. 183.  
 —, klastische 189.  
 Gewicht, absolutes, Berechnung aus dem Volum 89.  
 —, spezifisches 1.  
 — —, Berechnung aus dem Atom- oder Molekulargewicht 89.  
 Gewürze 392.  
 Gips 19. 166. 207.  
 —, dichter 167. 194. 207.  
 —, erdiger 167. 207.  
 —, gebrannter 207.  
 Gipsalabaster 167.  
 Gipsen des Weines 405.  
 Glanz 1.  
 Glanze 27.  
 Glanzeisenerz 162.  
 Glas 227.  
 Glas, Ätzen 51.  
 Glasfabrikation 227.  
 Glasfarben 230.  
 Glaskopf, brauner 163.  
 —, roter 163.  
 Glasur 223.  
 Glaubersalz 18. 166. 207.  
 Glimmer 177.  
 Glimmerschiefer 184.  
 Globuline 374.  
 Glockengut 5.  
 Glukose 331.  
 Glukosespaltende Fermente 403.  
 Gluten 374.  
 Glutin 374.  
 Glycerin 309. 312.  
 Glyceryl 312.  
 Glyko- s. auch Gluko-  
 Glykocholsäure 385.  
 Glykogen 336.  
 Glykokoll 330.  
 Glykol 309.  
 Glykose s. Glukose 331.  
 Glykoside 359.  
 Gneis 184. 198.  
 Gold 4.  
 —, gediegen 157.  
 Goldchlorid 47.  
 Goldscheidung durch die Quart 239.  
 Gradierwerke 205.  
 Granat 178.  
 —, edler 178.  
 —, gemeiner 178.  
 —, weißer 178.  
 Granatfels 185.  
 Granit 186. 187. 197.  
 Granulit 184.  
 Graphit 23. 156. 195.  
 Graupen 391.  
 Grauspießglaserz 32. 41. 164.  
 Grauwanke 190. 198.  
 Grauwanckenschiefer 191.  
 Greenockit 4. 40. 166.  
 Griffelschiefer 184.  
 Grossular 178.  
 Grünbleierz 3. 172.  
 Grünspan 317.  
 Grus 190.  
 Guajakharz 363.  
 Guajakol 348.  
 Guano 217.  
 Gummi arabicum 336.  
 — elasticum 364.  
 Gummigutt 364.  
 Gummiharze 364.  
 Gummilack 363.  
 Gufs, schmiedbarer 60.  
 Gufseisen 3. 58.  
 Gufsglas 230.  
 Gufsstahl 3. 60.  
 Guttapercha 364.  
 Haargefäße 381.  
 Hämatit 163.  
 Hämatoxylin 368.  
 Hämoglobin 384.  
 Härte 1.  
 Härtegrad des Wassers 341.  
 Halbsilber 5. Note.  
 Halogene 51.  
 Haloide 42. 51.  
 Haloidsäuren 51. 111. 112.  
 Haloidsalze 49. 51.  
 Hammelfleisch 391.  
 Hammeltalg 338.  
 Hanföl 338.  
 Harn 385.  
 Harnblase 385.  
 Harnleiter 385.  
 Harnstoff 329.  
 Hartglas 231.  
 Hartgummi 364.  
 Hartharze 362.  
 Harze 361.  
 Harzessenz 361.  
 Harzgas 361.  
 Haut 380.  
 Hauyn 177.  
 Hecht 391.  
 Hefe 404.  
 Hefepilz 398.  
 Heizung 278.  
 Hektographenmasse 312.  
 Helianthin 372.  
 Heliochrysin 371.  
 Heliographie 232.  
 Heliotrop 33. 160. 372.  
 Heptan 304. 307.  
 Heptyl 310.  
 Heptylalkohol 309.  
 Heptylen 304. 307.  
 Herbivoren 386.  
 Hering 391.  
 Herz 382.  
 Hessischgelb 372.  
 Hessonit 178.  
 Hexan 304. 307.  
 Hexosen 331.  
 Hexoylen 308.  
 Hexyl 310.  
 Hexylalkohol 309.  
 Hexylen 304. 307.  
 Hirschhornsals 213.

Hirse 391.  
 Hochofenprozeß 58.  
 Höhlensalpeter 215.  
 Höllenstein 217.  
 Hövelit 166.  
 HORMANNSche Tropfen 320.  
 Hofmannsviolett 370.  
 Hohlglas 230.  
 Hohlspat 175.  
 Holzessig 310. 408.  
 Holzfaser 333.  
 Hopfen 406.  
 Hornstoff 374.  
 Holzgeist 309. 310.  
 Holzkohle 22.  
 Holzstein 160.  
 Homobrenzkatechin 347. 349.  
 Homologie 402.  
 Hornblende 174.  
 Hornblendeschiefer 185.  
 Hornfels 185. 193.  
 Hornsilber 45.  
 Hornstein 160.  
 Hühnereiweiß 374.  
 Hühnerfleisch 391.  
 Hülsenfrüchte 392.  
 Hüttenkunde 58.  
 Hunyadi-Jánosquelle 208.  
 Hutzucker 332. 333.  
 Hyacinth 162.  
 Hydrargyrum 4.  
 — chloratum 45.  
 — sulfuratum 39.  
 Hydrate, basische 100.  
 Hydrazobenzol 355.  
 Hydrochinon 347. 348.  
 Hydrogenium 7.  
 — sulfuratum 41.  
 Hydrophloron 347.  
 Hydrosäuren 51. 111.  
 Hydrotoluechinon 347.  
 Hydroxyde 100.  
 Hydrüre 258.  
 Hypersthen 174.  
 Hypnoticum 326.  
 Hypnotisch 365.

#### Immunisierende Substanzen

Indigo 368. [402.  
 Indigoblau, künstliches 372.  
 Indigotin 368.  
 Indol 357.  
 Infusorienerde 161. 195.  
 Ingwer 392.  
 Inkrustationen 214.  
 Isomerie 302.  
 Isomorphismus 129.  
 Iridium 5.

Japankampfer 361.  
 Jaspis 33. 160.  
 Jaspopal 161.  
 Jod 50.  
 Jodide 50.  
 Jodgrün 370.  
 Jodoform 326.  
 Jodtinktur 50.  
 Jodum 50.  
 Jodwasser 50.  
 Jodwasserstoff 50.  
 Judenpech 363.  
 Jungvulkanische Gesteine 186.

#### Kadaveralkaloide 366.

Kadmium 4.  
 Kadmiumchlorid 47.  
 Kadmiumoxyd 34.  
 Kadmiumsulfid 40.  
 Kälteschiffe 409.  
 Kämme 405.  
 Käse 386. 391.  
 Käsestoff 374.  
 Kaffee 393.  
 Kaffeegerbstoff 353.  
 Kaffein 366. 393.  
 Kaïnit 18. 168. 203.  
 Kalbfleisch 391.  
 Kali 19.  
 Kalifeldspat 175.  
 Kaliglimmer 177.  
 Kalisalpeter 171. 215.  
 Kaliseife 340.  
 Kalium 18.  
 — chloratum 47.  
 — sulfuratum 40.  
 — aluminiumsulfat 208.  
 Kaliumchlorid 47. 206.  
 Kaliumchromalaun 208.  
 Kaliumchromat 232.  
 Kaliumdichromat 232.  
 Kaliumferrocyanid 259. 260.  
 Kaliumhydrat 102.  
 —, Darstellung 138.  
 Kaliumkarbonat 209.  
 Kalk 20.  
 —, Zersetzung durch Chlor<sup>81</sup>.  
 Kalkalabaster 169. 214.  
 Kalkerde 20.  
 Kalkfeldspat 176.  
 Kalkgrauwacke 190.  
 Kalklicht 14.  
 Kalknatronfeldspat 176.  
 Kalksalpeter 171. 215.  
 Kalksinter 169. 214.  
 Kalkspat 169. 214.

Kalkstein 19. 169. 185. 214.  
 —, dichter 193.  
 —, dolomitischer 193.  
 —, oolitischer 169.  
 —, thoniger 193.  
 —, zoogener 195.  
 Kalktuff 169. 214.  
 Kalmusöl 360.  
 Kalomel 45.  
 Kammkies 164.  
 Kampecheholz 368.  
 Kampferarten 361.  
 Kampferspiritus 361.  
 Kanadabalsam 362.  
 Kandiszucker 332.  
 Kaneelstein 178.  
 Kanonengut 5.  
 Kaolin 178. 221.  
 Kaolinthee 192.  
 Kaprubin 178.  
 Kapselthon 192.  
 Kapillaren 381.  
 Karamel 332.  
 Karbolsäure 348.  
 Karbolsäure als Antiseptikum 410.  
 Karlsbader Wasser 207.  
 Karmin 368.  
 Karminsäure 368.  
 Karneol 33. 160.  
 Karpfen 391.  
 Kartoffeln 391.  
 Kartoffelstärke 335.  
 Kartoffelzucker 341.  
 Kasein 374. 387.  
 Katechugerbstoff 343.  
 Katzenauge 33. 159.  
 Kautschuk 346.  
 Kehlkopfkornpel 379.  
 Kelp 211.  
 Keltern des Weines 405.  
 Keramik 220.  
 Keratin 374.  
 Kern 346.  
 Kies 33. 190.  
 Kiese 27.  
 Kiesel 22. 33.  
 Kieselgur 33. 161. 195.  
 Kieselkupfer 179.  
 Kieselmalachit 179.  
 Kieselensäure 33.  
 —, kolloidale 141.  
 Kieselensäureanhydrid 105.  
 Kieselensäurehydrate 110.  
 Kieselensäuremineralien, Entstellung 141.  
 Kieselchiefer 160. 191.  
 Kiesel-sinter 161.



- Kieselwismut 4. 179.  
 Kieselzinkerz 174. 179.  
 Kieserit 168. 203. 208.  
 Kirschgummi 336.  
 Kirschwasser 407.  
 Klastische Gesteine 189.  
 Kleber 374. 387.  
 Kleesäure 318.  
 Kleinsilber 5. Note.  
 Klischees, Herstellung 149.  
 Knallgas 13.  
 Knallpulver 242.  
 Knobloch 392.  
 Knochen 379.  
 Knochenasche 218.  
 Knochenfett 218. 238.  
 Knochenkohle 22.  
 Knochenleim 374. 379.  
 Knochenmehl 218.  
 —, entleimtes 218.  
 —, präzipitiertes 218.  
 Knorpel 379.  
 Knorpelleim 374. 379.  
 Kobaltblüte 172.  
 Kobaltchlorür 47.  
 Kobaltglanz 165.  
 Kobaltultramarin 231.  
 Kochsalz 201. 206. 393.  
 Königswasser 240.  
 Körnerlack 363.  
 Kognak 407.  
 Kognakessenz 324.  
 Kohle, plastische 23.  
 Kohlehydrate 330.  
 Kohlenblende 179.  
 Kohlendioxyd 105.  
 Kohlendunst 22. 71.  
 Kohleneisenstein 170. 194.  
 Kohlengesteine 195.  
 Kohlenmeiler 22.  
 Kohlenoxyd 71.  
 — aus Oxalsäure 318.  
 Kohlensäure 24. 26.  
 Kohlensäureanhydrid 105.  
 Kohlensäurehydrat 110.  
 Kohlenstoff 21. 22.  
 —, Hydrüre 270.  
 Kohlenwasserstoff, leichter 270.  
 —, schwerer 271.  
 Kohlenwasserstoffe 304.  
 —, aromatische, Struktur 344.  
 —, Struktur 307.  
 Kokken 397.  
 Kokosöl 338.  
 Koks 22.  
 Kollodium 334.  
 Kolophonium 362.  
 Kondensation 14.  
 Konglomerat 190.  
 Konkretionen 214.  
 Konstante Verhältnisse 67.  
 Konversionssalpeter 216.  
 Konverter 62.  
 Kopal 363.  
 Kopallack 363.  
 Kopfsalat 391.  
 Korallen 195.  
 Kornbranntwein 407.  
 Korund 162.  
 Krapp 367.  
 Krauseminzöl 360.  
 Kreatin 380.  
 Kreide 169. 195.  
 Kreislauf des Blutes 383.  
 — des Stoffes 394.  
 Kreosol 349.  
 Kreosot 348. 349. 408.  
 Kresol 347. 348.  
 Krokydolith 174.  
 Krone 181.  
 Kryptidin 358.  
 Kryptokrystallinisch 151.  
 Krypton 17.  
 Krystallglas 230.  
 Krystallographie 152.  
 Krystallponceau 372.  
 Krystallwasser 129.  
 Kümmel 392.  
 Kümmelöl 360.  
 Kuhbutter 338.  
 Kuhmilch 386.  
 Kunststeine 226.  
 Kupfer 4. 6.  
 —, gediegen 157.  
 Kupferacetat 316.  
 Kupferchlorid 44. 47.  
 Kupferchlorür 44. 47.  
 Kupferglanz 4. 38. 165.  
 Kupfergrün 179.  
 Kupferkies 4. 38. 165.  
 Kupferlasur 4. 170.  
 Kupfernickel 4. 165.  
 Kupferoxyd 34.  
 Kupfersulfat 209.  
 Kupfersulfür 38.  
 Kupfervitriol 168. 209.  
 Labdrüsen 385.  
 Labradorit 176.  
 Lachs 391.  
 Lacke 311.  
 Lackmus 368.  
 Lävulose 331.  
 Laktose 333.  
 Lapilli 189.  
 Lapis infernalis 207.  
 — Lazuli 177. 232.  
 Lasurstein 177. 232.  
 Laterit 191.  
 Laugwerke 206.  
 Laurineenkämpfer 361.  
 Lavendelöl 360.  
 Lebensluft 11.  
 Leber 383.  
 Leberkies 164.  
 Leblanc-Soda 211.  
 Legierungen 5.  
 Legumin 374. 387.  
 Lehm 179. 191. 221.  
 Leimfabrikation 218.  
 Leimgebende Gewebe 374.  
 — Substanzen 387.  
 Leinöl 338.  
 Leinölfirnis 341.  
 Leinsamenschleim 336.  
 Leikom 336.  
 Lepidin 358.  
 Lepidolith 177.  
 Letten 192.  
 —, sandiger 191.  
 Leucin 330.  
 Leucit 176.  
 Lichtdruck 247.  
 Lichtgrün 370.  
 Ligroin 305.  
 Likör 406.  
 Linsen 391.  
 Liparit 187.  
 Litowirzische Legierung 5.  
 Liqueur Ammoniacustici 121.  
 Lithionglimmer 177.  
 Löfs 191.  
 Löfskindel 214.  
 Löslichkeit der Salze 128.  
 Löfsmännchen 214.  
 Lösungen, gesättigte 128.  
 —, übersättigte 129.  
 Lösungsvermögen 14.  
 Lorbeer 391.  
 Luft, atmosphärische 12.  
 —, freie 26.  
 Luppe 59.  
 Lutidin 357.  
 Luteolin 369.  
 Lydit 160.  
 Lymphe 384.  
 Lymphgefäße 381.  
 Magen 382. 387.  
 Magensaft 385. 387.  
 Magenschleim 385.  
 Magnesia 20. 34.  
 Magnesiaglimmer 178.

- Magnesiasalpeter 171. 215.  
 Magnesit 20. 170.  
 Magnesium 18. 20.  
 — chloratum 45.  
 — sulfuratum 39.  
 Magnesiumband, Verbrennen 9.  
 Magnesiumchlorid 45. 47.  
 Magnesiumoxyd 34.  
 Magnesiumsulfat 208.  
 Magnesiumsulfid 39.  
 Magneteisenerz 4. 172.  
 Magneteisenstein 185.  
 Magnetit 172.  
 Maische 406.  
 Maischen 406. 407.  
 Maismehl 391.  
 Majolika 222.  
 Majoran 392.  
 Makrokrystallinisch 151.  
 Malachit 4. 171.  
 Malachitgrün 370.  
 Maltose 333.  
 Malz 405.  
 Malzextrakt 405.  
 Manchestergelb 371.  
 Mandarinengelb 370.  
 Mandelemulsion 338.  
 Mandelöl 338.  
 Manganchlorür 47.  
 Manganedioxyd 253.  
 Manganoborat 219.  
 Manganosulfat 209.  
 Manganspat 170.  
 Mangansuperoxyd 253.  
 Manganvitriol 209.  
 Mannheimer Gold 5.  
 Mannit 309.  
 Marienglas 167. 207.  
 Markasit 39. 161.  
 Marmor 19. 169. 193. 214.  
 Martiusgelb 371.  
 Massengesteine 185.  
 Massikot 164.  
 Mastdarm 382.  
 Mauvein 369.  
 Mehl 408.  
 Meeressand 192.  
 Meersalz 166. 201. 204.  
 Meerschäum 20. 173.  
 Meerwasser 14.  
 Melanit 178.  
 Melaphyr 187.  
 Melasse 332.  
 Melen 304.  
 Melissinsäure 314.  
 Mennige 3. 164.  
 Menthakampfer 361.  
 Menthol 361.  
 Mercurius 4.  
 — sublimatus corrosivus 45.  
 Mergel 193.  
 Mesitylen 343.  
 Mesitylensäure 351.  
 Mesitylöl 347.  
 Messing 5.  
 Metakieselsäure 110.  
 Metakresol 348.  
 Metalle, schwere 1.  
 —, Verhalten zu Säuren 118.  
 —, Verhalten gegen Salpetersäure 238.  
 Metallglanz 1.  
 Metallhydrate, Darstellung und Eigenschaften 102.  
 Metalloide 21.  
 Metallurgie 58.  
 — galvanische 149.  
 Metallverkalkung 16.  
 Metaphosphorsäure 109.  
 Metargon 17.  
 Metastellung 345.  
 Metaxylol 343. 346.  
 Meteoreisen 4. 157.  
 Methan 270. 304. 307.  
 Methyl 308.  
 Methyläthylamylamin 328.  
 Methylalkohol 309. 310.  
 Methylamin 327.  
 Methylanthracen 343.  
 Methylbenzol 343.  
 Methylfurfuran 356.  
 Methylgrün 370.  
 Methylindol 357.  
 Methylnaphtalin 342. 343.  
 Methylphenol 347.  
 Methylpyrogallol 347.  
 Methylpyrrol 357.  
 Methylpyrrolkarbonsäure 357.  
 Methylthiophen 356.  
 Methyltriäthylammoniumhydroxyd 328.  
 Methyltriphenylmethan 344.  
 Methylviolet 370.  
 Mikroben 396.  
 Mikroklin 176.  
 Mikrokokken 397.  
 Mikrokrystallinisch 151.  
 Mikroorganismen 396.  
 Milch 386. 391.  
 Milchglas 230.  
 Milchopal 161.  
 Milchquarz 159.  
 Milchsäure 317.  
 Milchsäuregärung 395.  
 Milchsäure 381. 384.  
 Milchzucker 333.  
 Mimetesit 172.  
 Mineralien 151.  
 —, Zahl u. Klassifikation 155.  
 Mineralwässer 14.  
 Mirbanöl 353.  
 Mispickel 164.  
 Mörtel, hydraulischer 231.  
 Mohnöl 338.  
 Mokkastein 161.  
 Moleküle 69.  
 Molekulargewichte 69.  
 Molekularvolum 69.  
 Molken 333. 386.  
 Monosaccharide 331.  
 Mooschatt 161.  
 Mordant 367.  
 Morin 369.  
 Moringerbstoff 353.  
 Morinsäure 369.  
 Morion 159.  
 Moroxit 171.  
 Morphin 365.  
 Most 404.  
 Mucin 374. 384.  
 Mugliger Schnitt 183.  
 Multiple Proportionen 70.  
 Mund 382. 387.  
 Muscheln 195.  
 Muschlicher Schnitt 183.  
 Muskatnuß 392.  
 Muskelfibrin 374.  
 Muskeln 380.  
 Muskovit 177.  
 Mutterlauge 128.  
 Mydriatisch 366.  
 Myosin 374. 387.  
 Myricylalkohol 309.  
 Myrosin 374.  
 Myronsäure 359.  
 Nährstoffe 14. 387.  
 Nagelflu 190.  
 Nahrungsmittel 391.  
 —, Konservierung 408.  
 Naphta 305.  
 Naphtalin 342. 343.  
 Naphtol 349.  
 Narcein 366.  
 Narkotin 366.  
 Narkotisch 365.  
 Natrium 18.  
 — chloratum 46. 47.  
 — sulfuratum 40.  
 Natriumacetat 316.  
 Natriumchlorid 46. 47. 201.



Natriumdikarbonat 214.  
 Natriumeisenalaun 208.  
 Natriumhydrat 102.  
 —, Darstellung 138.  
 Natriumkarbonat 211.  
 Natriumsulfat 207.  
 Natrocalcit 18. 169.  
 Natron 19.  
 Natronfeldspat 176.  
 Natronglimmer 177.  
 Natronsalpeter 171. 215.  
 Natronseife 340.  
 Nelken 392.  
 Nelkenöl 360.  
 Neon 17.  
 Nephelin 176.  
 Neroliöl 360.  
 Nerven 381.  
 NEWTONSches Metall 5.  
 Nicholsonblau 370.  
 Nichtmetalle 21.  
 Nickel 4.  
 Nickelchlorür 47.  
 Nickelglanz 4.  
 Nickelkies 4. 165.  
 Nickeloxyd 34.  
 Nicolum 4.  
 Nieren 385.  
 Nikotin 365.  
 Nitrifikation 215.  
 Nitrobenzol 353. 355.  
 Nitrocellulose 334.  
 Nitroderivate 353.  
 Nitrogenium 11.  
 Nitroglycerin 312.  
 Nitroschwefelsäure 243.  
 Nitrotoluol 353.  
 Nomenklatur der binären  
 Verbindungen 73. 74. 75.  
 — der Salze 123.  
 Nonan 304.  
 Nonosen 331.  
 Nonylen 304.  
 Normeconinsäure 351.  
 Nufsöl 338.  
**O**bergärung 407.  
 Oberhefe 407.  
 Obst 391.  
 Obstwein 405.  
 Ölbildendes Gas 271.  
 Öle, ätherische 359.  
 —, fette 337. 338.  
 —, trocknende 338.  
 —, nicht trocknende 338.  
 Ölsäure 317.  
 Önanthaldehyd 316.

Önanthol 316.  
 Önanthensäure 314.  
 Önanthensäureäthylester 314.  
 Önanthyl 315.  
 Önocyanin 405.  
 Ofener Wasser 208.  
 Ofenkacheln 222.  
 Ohrknorpel 379.  
 Oktan 304. 307.  
 Oktosen 331.  
 Oktyl 310.  
 Oktylalkohol 309.  
 Oktylen 304. 307.  
 Oleinsäure 317.  
 Olfaktorium 213.  
 Olibanum 364.  
 Oligoklas 176.  
 Olivenöl 338.  
 Olivin 174.  
 Omnivoren 387.  
 Onyx 33. 160.  
 Opal 33. 161.  
 Operment 40. 164.  
 Opium 365.  
 Opodeldok 361.  
 Orangenblütenöl 360.  
 Orcin 347. 349.  
 $\beta$ -Orcin 347.  
 Oreid 5.  
 Organe der Verdauung 387.  
 Organeiweiß 390.  
 Organfett 275.  
 Organische Chemie 299.  
 — Verbindungen 299.  
 Orlean 369.  
 Orseille 368.  
 Orsellin 372.  
 Orthokieselsäure 110. 141.  
 Orthoklas 175.  
 Orthokresol 348.  
 Orthoklasporphyr, quarz-  
 freier 187.  
 Orthophosphorsäure 109.  
 Orthostellung 345.  
 Orthoxyol 343. 346.  
 Osmium 5.  
 Ossein 374.  
 Osteolith 172.  
 Oxalsäure 318.  
 Oxamid 328.  
 Oxaminsäure 328.  
 Oxyecuminsäure 351.  
 Oxydation 15.  
 Oxyde 15.  
 —, Formeln 74. 75.  
 —, Natur 34.  
 —, Umwandlung in Chloride  
 durch Chlor 81.

Oxyde, Umwandlung durch  
 Chlorwasserstoff 84.  
 —, — in Sulfide durch  
 Schwefel 82.  
 —, — durch Schwefelwasser-  
 stoff 85.  
 Oxydierbar 15.  
 Oxygenium 10.  
 Oxyhämoglobin 384.  
 Oxyesitylensäure 351.  
 Oxyaphtalin 349.  
 Oxypropionsäure 318.  
 Oxyssäuren 111. 112. 318.  
 Oxythiophen 357.  
 Oxythiotolen 357.  
 Oxytoluylsäure 351.  
 Ozokerit 179.  
 Ozon 256.

**P**alladium 5.  
 Palmitin 337.  
 Palmitinsäure 314. 317.  
 Palmöl 338.  
 Pankreas 388.  
 Pankreasflüssigkeit 385.  
 Pankreatin 385.  
 Papaverin 366.  
 Papierbleiche 250.  
 Paraffin 304. 306.  
 Paraffinöl 306.  
 Paragonit 177.  
 Parakresol 348.  
 Parasiten 396.  
 Parastellung 345.  
 Paraxyol 343. 346.  
 Pavillon 181.  
 Parvolin 358.  
 Pasteurisieren des Bieres 407.  
 — des Weines 405.  
 Pegmatolit 176.  
 Pelargonsäure 314.  
 Pelargonyl 315.  
 Pentamethylen 308.  
 Pentan 304. 307.  
 Pentosen 331.  
 Pepsin 359. 385.  
 Pepsinverdauung 387.\*  
 Peptonbildende Fermente  
 404.  
 Peptongärung 408.  
 Peptonisieren der Eiweiß-  
 körper 387.  
 Pergamentpapier 334.  
 Periodisches System der  
 Elemente 280.  
 Permanentweiß 208. 215.  
 Persio 368.

- Perubalsam 362.  
 Perusilber 5.  
 Petersilie 382.  
 Petiotisieren 405.  
 Petrefakten 33. 214.  
 Petroleum 179. 305.  
 Petroleumäther 305.  
 Petroleumbenzin 305.  
 Pfeffer 392.  
 Pfefferminzöl 361.  
 Pfeifenthon 221.  
 Pflanze, Wachstum 377.  
 Pflanzenalbumin 374.  
 Pflanzenfibrin 374.  
 Pflanzenkörper, Bestandteile 375.  
 Pflanzenschleim 336.  
 Pflaster 341.  
 Pfortader 383.  
 Phanerokrystallinisch 151.  
 Phenanthren 342. 343. 345.  
 Phenol 347. 348.  
 Phenole 347.  
 Phenolfarbstoffe 370.  
 Phenolnatrium 352.  
 Phenolphthalein 371.  
 Phenyl 345.  
 Phenylangelikasäure 351.  
 Phenylbraun 371.  
 Phenylcrotonsäure 351.  
 Phenylenbraun 372.  
 Phlogistische Theorie 17.  
 Phloroglucin 347.  
 Phloretin 359.  
 Phloridzin 359.  
 Phoenicienne 372.  
 Phonolith 187. 188.  
 Phosphin 370.  
 Phosphor 22. 29.  
 —, Darstellung 218.  
 —, langsame Verbrennung 12.  
 Phosphorbronze 5.  
 Phosphorit 171. 194. 218.  
 Phosphorpentoxyd 105.  
 Phosphorsäure 30.  
 Phosphorsäureanhydrid 105.  
 Phosphorsäurehydrate 109.  
 Phosphorus 29.  
 Phosphorwasserstoff 268.  
 Photogen 306.  
 Photographie 150.  
 Phtaleine 352. 371.  
 Phtalsäure 352.  
 Phyllit 184.  
 Picolin 358.  
 Pikrinsäure 353. 371.  
 Pilze 396.  
 Piperidin 365.  
 Piperin 366.  
 Pistole, elektrische 13.  
 Plagioklase 176.  
 Plasma 160. 384.  
 Plastizität 220.  
 Platin 5. 6.  
 —, gediegen 158.  
 Platina 5.  
 Platinchlorid 47.  
 Plumbate 138.  
 Plumbum 3.  
 — chloratum 45.  
 — sulfuratum 38.  
 Plutonische Gesteine 186.  
 Pökelfleisch 409.  
 Polierschiefer 33. 192. 195.  
 Polychroit 369.  
 Polyhalit 18. 203.  
 Polykieselsäure 111.  
 Polymethylenverbindungen 308.  
 Ponceau 372.  
 Porphyr, quarzfreier 187. 188.  
 Porphyrit 187.  
 Porphyrtuffe 190.  
 Porter 406.  
 Portlandcement 231.  
 Porzellan 222.  
 —, verglühtes 223.  
 Porzellanerde 179. 221.  
 Porzellanfabrikation 223.  
 Porzellanthon 178. 221.  
 Pottasche 209.  
 Prasem 159.  
 Prasopal 161.  
 Preßglas 230.  
 Probierstein 160.  
 Propalanin 330.  
 Propan 304. 307.  
 Propionaldehyd 326.  
 Propionamid 329.  
 Propionsäure 314.  
 Propionyl 315.  
 Propyl 310.  
 Propylalkohol 309.  
 Propylamin 327.  
 Propylbenzol 346.  
 Propylen 304. 307.  
 Propylpyrogallol 347.  
 Pseudomorphosen 160.  
 Ptomaine 366.  
 Ptyalin 374. 384.  
 Puddelstahl 60.  
 Puddlingsprozefs 59.  
 Püllnaer Bitterwasser 208.  
 Purpurin 367.  
 Puzzolane 231.  
 Pyridin 357. 358. 365.  
 Pyrit 164.  
 Pyrite 27.  
 Pyrogallol 347. 349.  
 Pyrogallussäure 349.  
 Pyrolusit 163.  
 Pyromorphit 172.  
 Pyrop 178.  
 Pyrophosphorsäure 109.  
 Pyroschwefelsäure 108. 133.  
 Pyroxen 174.  
 Pyroxenfels 185.  
 Pyroxylin 334.  
 Pyrrol 357.  
 Pyrrolkarbonsäure 347.  
 Quadratischeisen 49.  
 Quarz 33. 158.  
 —, gemeiner 159.  
 Quarzbiotitfels 190. 198.  
 Quarzfels 185.  
 Quarzglimmerfels 198.  
 Quarzit 191.  
 Quarzitisches Konglomerat 190.  
 Quarzitschiefer 185.  
 Quarzporphyr 187. 188. 197.  
 Quecksilber 4.  
 —, gediegen 157.  
 Quecksilberchlorid 45. 47.  
 —, als Antiseptikum 410.  
 Quecksilberchlorür 45. 47.  
 Quecksilberoxyd 34.  
 Quecksilbersulfid 39.  
 Quellsasser 14.  
 Quercit 309.  
 Quercitrin 369.  
 Quercitron 369.  
 Querfacetten 181.  
 Radikal 76. 235. 301.  
 Radikale der Fettalkohole 310.  
 Räucherkerzchen 363.  
 Räuchern von Fleischwaren 410.  
 Räucherpapier 363.  
 Raffinerie 333.  
 Rahm 386.  
 Rakoczyquelle 208.  
 Raseneisenerz 163. 194.  
 Raseneisenstein 4.  
 Rauchquarz 159.  
 Rauchtopyas 33. 159.  
 Reagenzien 36.  
 Reaktion 36.  
 Reaktionen auf nassem Wege 135.



Realgar 30. 40. 164.  
 Reduktion durch Elektrizität 65.  
 — durch Kalium oder Natrium 56.  
 — durch Kohlensäure 57.  
 — durch Kohlenstoff 55.  
 — in der organischen Natur 64.  
 — durch Wärme 53.  
 — durch Wasserstoff 53.  
 Reduktionen 52.  
 —, partielle 233.  
 Reduktionsprozesse im Großen 58.  
 —, kulturgeschichtliche Bedeutung 63.  
 Regenerativöfen 71.  
 Reis 391.  
 Reißblei 23.  
 Reisstärke 335.  
 Resorcinphtalein 371.  
 Resorption der Nahrungsstoffe 388. 389.  
 Reste 301.  
 Rhodanwasserstoff 260.  
 Rhodium 5.  
 Ricinusöl 338.  
 Rindfleisch 391.  
 Rindstalg 338. 391.  
 RINMANN'S Grün 231.  
 Rippenknorpel 379.  
 Roccellin 372.  
 Rösten von Sulfiden 83.  
 Röstgummi 336.  
 Rogenstein 169. 214.  
 Roggenbrot 391.  
 Roggenmehl 391.  
 Roggenstärke 335.  
 Roheisen 3. 58.  
 Rohrzucker 331.  
 Römancement 231.  
 Rosanilin 371.  
 Rosein 371.  
 Rosenöl 360.  
 Rosenquarz 159.  
 Rosisches Metall 5.  
 Rosette 181.  
 Rosmarinöl 360.  
 Rosolsäure 371.  
 Rotbleierz 3. 168.  
 Roteisenerz 4. 163.  
 Roteisenstein 185.  
 Rotgiltigerz 4.  
 Rotgiltigerze 165.  
 Rotguß 5.  
 Rotholz 367.  
 Rotkupfererz 4. 163.

Rotnickelkies 4. 165.  
 Ruberythrinssäure 359.  
 Rubin 162.  
 Rubinglas 230.  
 Rübensprit 407.  
 Rübenzuckerfabrikation 332.  
 Rüböl 338.  
 Rumessenz 324.  
 Rundeisen 59.  
 Rundiste 181.  
 Ruthenium 5.  
 Saccharose 333.  
 Säuerlinge 25.  
 Säureamide 338.  
 Säureanhydride 104.  
 Säurebildner 10. Note.  
 Säureerzeuger 10. Note.  
 Säurehydrate 104.  
 Säuren 34. 313.  
 —, aromatische 350.  
 Säureradikale 315.  
 Säurerest 315.  
 Safflor 368.  
 Safflorgelb 368.  
 Safflorrot 368.  
 Safran 369.  
 Sago 336.  
 Sahne 386.  
 Sal sedativum 33.  
 Salbei 392.  
 Salicin 359.  
 Salicor 211.  
 Salicylsäure 351.  
 Saligenin 359.  
 Salmiak 166.  
 Salmiakgeist 121.  
 Salpeter 171. 194. 215.  
 —, raffinierter 216.  
 Salpeterbildner 11. Note.  
 Salpetererzeuger 11. Note.  
 Salpeterferment 215.  
 Salpetermehl 216.  
 Salpeterplantagen 215.  
 Salpetersäure 108.  
 —, Nachweis 240.  
 —, rote rauchende 109.  
 Salpetersäureanhydrid 105.  
 Salpetrige Säure 236.  
 —, Nachweis 240.  
 Salpetrigsäurehydrat 108.  
 Salzbildner 51.  
 Salze 100. 113.  
 —, allgemeine Eigenschaften 128.  
 —, Darstellung aus Basen und Säuren 113.

Salze, Darstellung aus Säuren und Metallen 117.  
 —, — durch Basen 135.  
 —, — durch Elektrizität 148.  
 —, — durch Hitze 132.  
 —, — durch Licht 150.  
 —, — durch Metalle 146.  
 —, — durch Säuren 139.  
 —, — durch Salze 145.  
 —, Nomenklatur 123.  
 —, die wichtigsten 201.  
 Salzärten 204.  
 Salzsäure 48. 49.  
 —, Fabrikation 143.  
 —, quantitative Zusammensetzung 65.  
 Salzsäuregas 47.  
 Salzsolen 205.  
 Sand 33. 191.  
 Sandarach 363.  
 Sanidin 176.  
 Sandstein 191.  
 Santalin 367.  
 Santalsäure 367.  
 Santelholz 367.  
 Saphir 162.  
 Saphirquarz 159.  
 Saprophyten 396.  
 Sardonyx 160.  
 Sarkin 380.  
 Sassolin 33. 158.  
 Sauerstoff 10.  
 —, Entdeckung 10.  
 Schalstein 189.  
 Schaumgips 167. 207.  
 Schaumweine 405.  
 Scheibenglas 230.  
 Scheidewasser 239.  
 Schellack 363.  
 Schiefer, lithographischer 169. 193. 214.  
 Schiefergesteine, krystallinische 183.  
 Schieferletten 192.  
 Schieferthon 192.  
 Schiene 59.  
 Schießbaumwolle 334.  
 Schießpulver 241.  
 Schimmelpilze 397.  
 Schizomyzeten 397.  
 Schlacken 58.  
 Schlagader 383.  
 Schleifglas 230.  
 Schleimhäute 380.  
 Schleimstoff 374. 384.  
 Schlempe der Branntweimbrennerei 407.

- Schlempekohlepottasche 210.  
 Schliffornen 180.  
 Schmarotzer 396.  
 Schmelzbarkeit 1.  
 Schmelztiegel 222.  
 Schmiedeeisen 373.  
 Schmieröl 362.  
 Schmierseife 340.  
 Schnellessigfabrikation 408.  
 Schnellfluß, BEAUMÉScher 241.  
 Schnellräuchern 408.  
 Schnelllot 5.  
 Schnitt, gemischter 182.  
 —, mugliger oder muschliger 183.  
 — mit verlängerten Brillantfacetten 182.  
 Schönheitsmilch 363.  
 Schönit 203.  
 Schörl 178.  
 Schusterpech 362.  
 Schwarzbrot 408.  
 Schwarzerde 191.  
 Schwefel 22. 26.  
 —, gediegen 156.  
 Schwefeläther 319.  
 Schwefelantimon 41.  
 Schwefelarsen 40.  
 Schwefelblei 38.  
 Schwefeldioxyd 28. 104.  
 —, Darstellung 234.  
 Schwefeleisen 38.  
 Schwefelkadmium 40.  
 Schwefelkalium 40.  
 Schwefelkies 4. 164.  
 Schwefelkohlenstoff 41.  
 Schwefelkupfer 38.  
 Schwefelmagnesium 39.  
 Schwefelnatrium 40.  
 Schwefelquecksilber 39.  
 Schwefelsäure 105.  
 —, rauchende 108. 133.  
 Schwefelsäureäthylester 321.  
 Schwefelsäureanhydrid 104.  
 Schwefelsäurehydrat 105.  
 —, Reduktion 234.  
 Schwefelsilber 40.  
 Schwefeltrioxyd 104.  
 Schwefelwasserstoff 41. 260.  
 Schwefelwasserstoffwasser 41.  
 Schwefelzink 39.  
 Schwefelzinn 38.  
 Schweflige Säure 28.  
 Schwefligsäureanhydrid 104.  
 Schwefligsäurehydrat 108.  
 Schweinefleisch 391.  
 Schweineschmalz 338. 391.  
 Schweinfurter Grün 317.  
 Schweiß 338. 386.  
 Schweißbarkeit 1. 2.  
 Schweißdrüsen 380.  
 Schweißseisen 3. 58.  
 Schweißstahl 3.  
 Schwellung 14.  
 Schwemmland 201.  
 Schwerspat 19. 167. 207.  
 Sedativsalz 33.  
 Sedimentgesteine 189.  
 Seesalz 201. 204.  
 Sehnen 380.  
 Seidenleim 374.  
 Seidschützer Bitterwasser 208.  
 Seife, Darstellung 339.  
 Seifen 191.  
 Seifenleim 340.  
 Seitenketten 346.  
 Senarmonit 32. 158.  
 Senf 392.  
 Senföl 359. 360.  
 Sericin 374.  
 Serpentin 20. 173.  
 Serpentinfels 185.  
 Serum 384.  
 Serumalbumin 374.  
 Sesamöl 338.  
 Siccativ 219.  
 Siedepunkt von Salzlösungen 131.  
 Sikkativ 341.  
 Silber 4.  
 —, gediegen 157.  
 Silberblende 40.  
 Silberchlorid 45. 47.  
 Silberglanz 4. 40. 165.  
 Silbersalpeter 217.  
 Silbersulfid 40.  
 Silicium 33.  
 Siliciumcarbid 63.  
 Siliciumdioxyd 105.  
 Silikate 219.  
 Silikatgesteine, Verwitterung 199.  
 Similidiamanten 230.  
 Sinkwerke 206.  
 Skatol 357.  
 Smalte 231.  
 Smaragd 175.  
 Smirgel 162.  
 Soda 18. 168. 211.  
 Sodaasche 211.  
 Sodaseife 340.  
 Solaröl 306.  
 Solsalz 201. 205.  
 Solvaysoda 212.  
 Sombrierit 172. 195.  
 Sonnengelb 371.  
 Spaltpilze 397.  
 Spaltung durch Elektrizität 65.  
 Spargelstein 171.  
 Spateisenstein 4. 170. 194.  
 Spatsand 191.  
 Speckstein 20. 173.  
 Speichel 384. 387.  
 Speisebrei 388.  
 Speiseröhre 382.  
 Speiskobalt 165.  
 Sphärosiderit 170. 194.  
 Spiegelmetall 5.  
 Spinell 172.  
 Spirillen 397.  
 Spirituosen 393.  
 Spiritus fumans LIBAVII 45.  
 — sylvestris 26.  
 Spiritusfabrikation 407.  
 Spirochäten 397.  
 Sporenbildung 399.  
 Sprenggelatine 313.  
 Sprengöl 313.  
 Sprosspilze 397.  
 Sprudelstein 170. 214.  
 Stabeisen 3.  
 Stärke 319.  
 —, tierische 336.  
 Stärkefabrikation 335.  
 Stärk egummi 336.  
 Stärkemehl 334. 391.  
 — Umwandlung in Traubenzucker 336.  
 Stärkezucker 327. 331.  
 Staffelit 172.  
 Stahl 3. 6. 60.  
 Stalagmiten 169.  
 Stalaktiten 169.  
 Stannate 138.  
 Stanniol 3.  
 Stannite 138.  
 Stannum 3.  
 — chloratum 44.  
 — sulfuratum 38.  
 Staphylokokken 397.  
 Stäfsfurter Salzlager 202.  
 Statuenbronze 5.  
 Status nascens oder nascendi 86.  
 Stearin 337.  
 Stearinsäure 314. 317.  
 Steatit 173.  
 Steingut 222.  
 Steinkitt 226.  
 Steinkohle 179. 195. 196.



- Steinkohlengas 273.  
 Steinkohlenteeröl 344.  
 Steinöl 305.  
 Steinsalz 18. 166. 194. 201.  
 Steinzeug 222.  
 Stocklack 363.  
 Stoffwechsel 390.  
 Stoffwechselprodukte 402.  
 Steppensalz 166. 201. 206.  
 Sternfacetten 181.  
 Stereochromie 226.  
 Stibium 31.  
 — sulfuratum 41.  
 Stiblich 158.  
 Stickoxyd 237. 242.  
 Stickoxydul 242.  
 Stickstoff 11.  
 Stickstoffdioxid 236.  
 Stickstoffpentoxyd 105.  
 Stinkkalk 193.  
 Stippfeuerzeuge 247.  
 Stöchiometrie 86.  
 Strahlkies 164.  
 Strahlsteinfels 185.  
 Strafs 230.  
 Streptokokken 397.  
 Strontian 20.  
 Strontianit 20. 170.  
 Strontium 18. 20.  
 Strontiumchlorid 47.  
 Strontiumhydrat 103.  
 Strychnin 366.  
 Stuckaturarbeiten 207.  
 Stuckmarmor 207.  
 Sublimat 45.  
 Substitution 82.  
 — im Kern 346.  
 — in der Seitenkette 346.  
 Sulfide 38.  
 — Formeln 74. 75.  
 — Natur 41.  
 — Umwandlung in Oxyde durch Sauerstoff 83.  
 Sulfocyanwasserstoff 260.  
 Sulfur 26.  
 Sumpfgas 270.  
 Syenit 187. 188.  
 Sylvin 18. 166.  
 Synthese 35.  
**T**achhydrit 203.  
 Tafel 181.  
 Tafellessig 408.  
 Tafelstein 182.  
 Tafelglas 230.  
 Talgarten 338.  
 Talk 20. 173.  
 Talkerde 20.  
 Talkschiefer 184.  
 Talmigold 5.  
 Tannin 352.  
 Tapioca 336.  
 Tartarus 319.  
 Taurocholsäure 385.  
 Teerfarbstoffe 367. 369.  
 Teerindustrie 344.  
 T-eisen 59.  
 Terpene 359.  
 Terpentin 362.  
 —, gekochter 362.  
 Terpentinöl 360.  
 Terracotta 222.  
 Tetracalciumphosphat 219.  
 Teträthylammoniumhydr-  
 oxyd 328.  
 Teträthylammoniumjodid  
 328.  
 Tetramethylen 308.  
 Tetrazofarbstoffe 372.  
 Tetrosen 331.  
 Teufelsdreck 364.  
 Thebain 366.  
 Thea 393.  
 Thein 366. 393.  
 THÉNARDS Blau 231.  
 Theobromin 366.  
 Thiophen 356.  
 Thiophenalkohol 357.  
 Thiophenkarbonsäure 357.  
 Thiotolen 366.  
 Thiotolenkarbonsäure 357.  
 Thiotoxen 356.  
 Thomasschlacke 62. 219.  
 Thon, bituminöser 192.  
 —, feuerfester 221.  
 Thone, von primärer Lager-  
 stätte 219.  
 —, von sekundärer Lager-  
 stätte 220.  
 Thoneisenstein 4.  
 —, brauner 163.  
 —, roter 163.  
 Thonerde 21. 34.  
 Thonerdegranat 178.  
 Thonpfeifen 222.  
 Thonröhren 222.  
 Thonschiefer 192.  
 Thonstein 189.  
 Thonwaren 220.  
 Thran 338.  
 Thymian 392.  
 Thymianöl 360.  
 Thymol 347.  
 Tiegel 222.  
 Tiegerauge 33. 160.  
 Tierkörper, Bestandteile 378.  
 Tierkohle 22.  
 Tinkal 172.  
 Tinkturen 296.  
 Tinte 353.  
 Titaneisenerz 173.  
 Töpferthon 179. 192. 221.  
 Töpferwaren 222.  
 Toluol 342. 343.  
 Tolulaldehyd 350.  
 Toluylsäure 351.  
 Tombak 5.  
 Topas 175.  
 Topfgeschirr 222.  
 Torf 179. 195.  
 Torsionsfestigkeit 1.  
 Toxalbumine 402.  
 Traganthin 336.  
 Trachyt 187. 188.  
 Trafs 231.  
 Traubenzucker 331.  
 —, Darstellung 336.  
 —, Gärung 394.  
 Treppenschnitt 182.  
 Trester 405.  
 Triäthylamin 327.  
 Trichloraldehyd 325.  
 Triglyceride 337.  
 Trikiesselsäure 111.  
 Trimethylamin 327.  
 Trimethylantracen 343.  
 Trimethylbenzol 346.  
 Trioxybenzole 347. 349.  
 Trimethylen 308.  
 Trinitrophenol 353.  
 Triose 331.  
 Trioxisoxylol 347.  
 Tioxitoluole 347.  
 Tripel 33. 161. 195.  
 Tripelsalze 132.  
 Triphenylmethan 342. 344.  
 345. 369.  
 Trona 18. 169. 211.  
 Tropäolin 372.  
 Tropfstein 169. 193. 214.  
 Trümmerachat 161.  
 Trümmergesteine 189.  
 Trypsin 374. 385. 388.  
 Trypsinverdauung 388.  
 Tschernosem 191.  
 Tuberkulin 403.  
 Türkis 172.  
 Tuff 189.  
 Turgeszenz 14.  
 Turmalin 178.  
 Übermangansäure 254.  
 Ultramarin 232.  
 Umkrystallisieren 129.

- Undurchdringlichkeit 1.  
 Unlöslichkeit der Salze 128.  
 Unterchlorige Säure 247.  
 Unterchlorsäure 246.  
 Untergärung 407.  
 Unterhefe 407.  
 Untersalpetersäure 237.  
 Uranpecherz 172.  
 Urgneisformation 183.  
 Urschieferformation 183.  
 Urstoffe 36. 37.  
 Urthonschiefer 184.  
  
**V**  
 Valenz 76.  
 Valeraldehyd 326.  
 Valeramid 329.  
 Valeriansäure 314.  
 —, Darstellung 324.  
 Valeriansäureamylester 324.  
 Valeryl 315.  
 Valerylen 308.  
 Vanille 392.  
 Vasec 211.  
 Vaseline 191.  
 Venen 383.  
 Ventilation 12. 25.  
 Verbindungen 36.  
 — höherer Ordnung 100.  
 Verbrennung 11. 15.  
 Verdauung 387.  
 Verdauungsorgane 382.  
 Verkalkung der Metalle 15.  
 Verseifung der Fette 339.  
 Versteinerungen 214.  
 Verwandtschaft, chemische 52.  
 Verwesung 394. 396.  
 Verwitterung der Silikatgesteine 199.  
 Vesuvium 372.  
 Vielfache Verhältnisse 70.  
 Viktoriaigelb 371.  
 Viktoriaorange 271.  
 Vitellin 374.  
 Vitriolöl, Nordhäuser 108. 133.  
 Volum, Berechnung aus dem absoluten Gewicht 91.  
 Vulkanische Gesteine 186.  
  
**W**  
 Wachsopal 161.  
 Waldasche 210.  
 Waldgas 26.  
 Waldgeist 26.  
 Wasser 12.  
 —, hartes 214. 341.  
 —, destilliertes 15.  
 — der Edelsteine 180.  
 —, quantitative Zusammensetzung 65.  
 —, Zersetzung durch Chlor 81.  
 —, Zusammensetzung 17.  
 Wasserblau 370.  
 Wasserblei 23.  
 Wassergas 72.  
 Wasserglas 226.  
 Wasserkies 164.  
 Wasserstoff 7.  
 Wasserstoffsäuren 51.  
 Wasserstoffsuperoxyd 255.  
 Wasserstoffverbindungen 258.  
 Wau 369.  
 Wechselzersetzen 84.  
 Weichharze 362.  
 Wedgewoodgeschirr 222.  
 Weihrauch 364.  
 Wein 393. 404.  
 Weinbereitung 405.  
 Weinessig 407.  
 Weingeist 309. 310.  
 Weinsäure 318.  
 Weinstein 319.  
 Weißbleierz 3. 170.  
 Weißbrot 408.  
 Weißfeuer, indianisches 242.  
 Weißnickelkies 4. 165.  
 Weißspießglaserz 158.  
 Weizengebäck 391.  
 Weizenmehl 391.  
 Weizenstärke 335.  
 Wertigkeit 76.  
 Wetzschiefer 192.  
 WIDMANNSTÄTTENSche Figuren 157.  
 Winkeleisen 59.  
 Wismut 4.  
 —, gediegen 157.  
 Wismutblende 4. 179.  
 Wismutglanz 4. 166.  
 Wismutoxyd 34.  
 Witherit 170.  
 Wolkenachat 161.  
 Wollschweißpottasche 210.  
 Würze 406.  
 Wüstensalz 166. 201. 206.  
  
**X**  
 Xanthin 370. 380.  
 Xylenol 347.  
 Xylol 342. 343.  
  
**Y**  
 Ylang-Ylangöl 360.  
  
**Z**  
 Zellstoff 333.  
 Zeugbleiche 250.  
 Ziegel 222.  
 Ziegelthon 221.  
 Zimt 392.  
 Zimtöl 360.  
 Zimtsäure 351. 352.  
 Zincum 3.  
 — chloratum 45.  
 — sulfuratum 39.  
 Zink 3. 6.  
 Zinkate 138.  
 Zinkblende 3. 39. 165.  
 Zinkblüte 3. 170.  
 Zinkchlorid 45. 47.  
 Zinkoxyd 34.  
 Zinkspat 170.  
 Zinkspinell 172.  
 Zinksulfat 209.  
 Zinksulfid 39.  
 Zinkvitriol 3. 168. 209.  
 Zinkweifs 215.  
 Zinn 3. 6.  
 Zinnchlorid 44. 47.  
 Zinnfolie 3.  
 Zinnkies 3. 38. 166.  
 Zinnober 39. 165.  
 Zinnoxid 34.  
 Zinnoxid 3. 164.  
 Zinnsulfid 38.  
 Zirkon 162.  
 Zirkonlicht 14.  
 Zitronenöl 360.  
 Zitronensäure 319.  
 Zoogener Kalkstein 195.  
 Zuckercouleur 332.  
 Zuckerhüte 332.  
 Zuckerkohle 22.  
 Zuckerruhr 331.  
 Zuckersirup 332.  
 Zugelastizität 2.  
 Zugfestigkeit 1.  
 Zusammengesetzte Körper 35. 36.  
 Zuschläge 58.  
 Zwiebeln 392.  
 Zwölffingerdarm 382.  
 Zymotechnik 404.



# Bildungselemente und erziehlicher Wert des Unterrichts in der Chemie an niederen und höheren Lehranstalten.

Von

Prof. Dr. **Rudolf Arendt**.

===== Zweiter, unveränderter Abdruck. 1895. № 2.— =====

Als im Jahre 1881 die „Technik der Experimentalchemie“ von Prof. Dr. ARENDT in erster Auflage erschien, bildete die vorstehend genannte Schrift die Einleitung zu dem Werke. Bei einer neuen Auflage ließ der Verf. diese Einleitung weg und läßt sie hier in nahezu unverändertem Abdrucke als 2. Auflage erscheinen.

Der Verf. erwähnt im Eingange, daß durch die hervorragende Ausbildung der Naturwissenschaften die Nötigung entstand, auch in der Schule diesen Wissenschaften Raum zu geben. Die anfangs daher entstandene Trennung der Schule nach dem Vorwiegen der philologisch-historischen und der naturwissenschaftlichen Disziplinen erwies sich nicht als zweckmäßig, da weder die eine noch die andere eine allgemeine Bildung zu geben imstande war, wie sie nach den Ausführungen der tüchtigsten Gelehrten und Schulmänner durch ihr Zusammenwirken erzielt wird. Namentlich hebt der Verf. sodann hervor, daß der Unterricht in Chemie eine sehr hohe bildende Kraft besitze und widerlegt die dagegen vorgeführten Meinungen. In kurzen Sätzen faßt er (S. 23 etc.) seine Ansicht zusammen und geht sodann auf seine Methode über, wie sie in seinen verschiedenen Lehrbüchern vorgeführt wurde. Es ist natürlich nicht möglich, den Gedankengang des Verf.'s hierüber eingehend anzugeben. Wir verweisen den Leser auf das Studium der kleinen Schrift selbst, welche in klarer Weise das Vorgehen durch ARENDT'S Methode und die Möglichkeit ihrer belehrenden und erziehlichen Wirkung nach verschiedener Richtung hin beleuchtet.

Wir können zum Schlusse nur den Wunsch aussprechen, diese neue Ausgabe von ARENDT'S Bildungselementen möge in weitesten Kreisen der Lehrerwelt bekannt werden, damit dem darin vertretenen Unterrichtszweige sein vollständiger Platz im Unterrichtsplane gegeben werde oder erhalten bleibe. *Pädagog. Jahresbericht (Leipzig) Band 48.*

## Die Chemie im täglichen Leben.

Gemeinverständliche Vorträge

VON

Prof. Dr. **Lassar-Cohn** (Königsberg i. Pr.).

*Dritte, umgearbeitete und vermehrte Auflage.*

Mit 21 in den Text gedruckten Holzschnitten.

1898. Preis gebunden № 4.—.

*Die früheren Auflagen dieses Buches wurden in je einem Jahre verkauft! In naturwissenschaftlichen Zeitschriften, in Unterhaltungsblättern, in der politischen Presse, überall ist das Buch von der Kritik warm empfohlen worden.*

Prof. OTTO N. WITT von der Techn. Hochschule Charlottenburg gebraucht bei Besprechung der ersten Auflage in seiner Zeitschrift „Prometheus“ u. a. folgende Sätze:

Niemand wird dieses Werk, welches sich aus zwölf Vorträgen zusammensetzt, lesen können, ohne eine Fülle von Belehrung daraus zu schöpfen, die er vergeblich in irgend welchen anderen uns bekannten populären Büchern suchen würde. Mit außerordentlichem Geschick hat der Verfasser es verstanden, die verschiedensten chemischen Dinge in den Kreis seiner Betrachtungen zu ziehen. . . . . Wir wünschen dem vortrefflichen Werke die weiteste Verbreitung, die es vollauf verdient, und wir hoffen, daß es dazu beitragen wird, der Chemie diejenige Popularität zu erwerben, welche sie leider noch nicht in dem hohen Grade besitzt, wie andere weniger durchgeistigte Wissenschaften.

# Einführung in die Chemie in leichtfasslicher Form.

Von

Prof. Dr. **Lassar-Cohn** (Königsberg i. Pr.).

Mit 58 Abbildungen im Text.

1899. Preis *M* 4.—.

## Aus dem Vorwort:

In der vorliegenden „Einführung“ ist der Versuch gemacht, Chemie auf Grundlage strengster Wissenschaftlichkeit in so leicht fasslicher Form, als es ihr Inhalt und ihr Riesengebiet zulassen, knapp und exakt vorzutragen. Jeder gebildete Laie, der ein ernstes Interesse an Naturwissenschaft hat, wird sie daher verstehen können; aber auch jüngeren Chemikern, die ihre Studien noch nicht vollendet haben, wird sie willkommen sein.

Auch Lehrer der Chemie, die bisher kein besonderes Gewicht auf ihre Methode gelegt haben, werden wohl manches finden, das ihnen das Unterrichten und ihren Hörern das Verständnis erleichtert. Soweit als möglich ist nämlich eine Vortragsform gewählt, die den Leser scheinbar selbst die Resultate finden lässt, die die Chemie erreicht hat, und diese Form bewährte sich für den vorliegenden Zweck im Laufe der Jahre als die anregendste und bestverständliche. Diese „Einführung“ hat sich nämlich aus Volkshochschulvorträgen herausgebildet. Darum sei es gestattet, hier des Verfassers Ansichten über den naturwissenschaftlichen Unterricht an Volkshochschulen bei dem grossen Interesse, das diese gegenwärtig überall erregen, näher darzulegen . . .

---

# Repetitorium der Chemie.

Mit besonderer Berücksichtigung der für die Medizin wichtigen Verbindungen

sowie des

„**Arzneibuches für das Deutsche Reich**“

und anderer Pharmakopöen,

namentlich zum Gebrauche für Mediziner und Pharmazeuten.

Bearbeitet von

**Dr. Carl Arnold,**

Professor der Chemie an der Königl. Tierärztlichen Hochschule zu Hannover.

**Neunte** verbesserte und ergänzte Auflage. 1899. Preis geb. *M* 7.—.

## Aus früheren Besprechungen:

. . . Den Erfolg verdankt es wohl nicht zum mindesten dem Umstande, dass es auf allen Gebieten nicht nur die letzten Resultate, sondern auch die neuesten Anschauungen in knapper Form zum Ausdruck bringt.

*Zeitschrift f. d. physik. u. chem. Unt.*

. . . Das Buch steht in jeder Beziehung auf der Höhe der Disziplin.

*Naturwiss. Wochenschr.*

. . . Der Verfasser scheut offenbar weder Mühe noch Sorgfalt, das Buch auf der Höhe der Zeit zu erhalten.

*Centralbl. f. Agriculturchemie.*

Wir haben auf dies empfehlenswerte Werk wiederholt aufmerksam gemacht..

*Dinglers polytechn. Journ.*



Technik  
der  
**Experimentalchemie.**

Anleitung zur Ausführung chemischer Experimente für Lehrer und Studierende,  
sowie zum Selbstunterricht.

Von  
**Prof. Dr. Rudolf Arendt.**

**Zweite**, umgearbeitete Auflage. Ein Band mit 780 Abbildungen und einer Figurentafel.  
Preis *M* 20.—, gebunden *M* 22.50.

... Die Ausstattung mit Abbildungen ist eine so reichhaltige, dass dadurch auch für den Ungeübteren die Einübung manches Verfahrens erleichtert wird ... aufs beste zu empfehlen.  
*Zeitschr. f. d. physik. u. chem. Unterricht.*

... Die Technik der Experimentalchemie verdient sowohl wegen ihres gediegenen Inhaltes, als auch wegen der vorzüglichen Ausstattung die Beachtung aller Fachgenossen und die weiteste Verbreitung.  
*Blätter f. d. bayr. Realschulwesen.*

Die Arendtsche Technik der Experimentalchemie ist ein ganz vorzügliches Werk. Es ist einzig in seiner Art und durch die zahlreichen instructiven Abbildungen zugleich ein Prachtwerk.  
*Dir. Kehr in Pädag. Blätter.*

Elemente  
der  
**Experimentalchemie.**

Geordnet nach den Grundsätzen

von  
**Prof. Dr. Rudolf Arendt.**

Herausgegeben  
von  
**J. F. Herding und O. Hahn.**

1898. *M* 1.—.

Das vorliegende Experimentierbüchlein ist gediegen und reichhaltig ...  
*Der Schulfreund.*

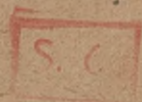
Das Werkchen giebt dem Lehrer Anleitung zum sicheren und gewandten Experimentieren beim Chemieunterricht. Es zeigt, wie man auch mit einfachen und billigen Apparaten Versuche anstellen kann ...  
*Westdtsh. Lehrertztg.*

... Wer das Buch, das aus der Praxis für die Praxis geschrieben ist, durchgearbeitet hat, wird gar bald zu den von den Verfassern als Quellen genannten Werken greifen, nämlich zu Arendts Grundzügen und zu seiner Technik der Experimentalchemie, die der Fachlehrer kaum entbehren kann ...  
*Pädag. Blätter (Kehr).*





S-98







Biblioteka Politechniki Krakowskiej



100000299204