

WYDZIAŁY POLITECHNICZNE KRAKÓW

BIBLIOTEKA GŁÓWNA



L. inw.

5133

Arendt - Doermer

Leitfaden der Chemie

12. Auflage

Widmann

Biblioteka Politechniki Krakowskiej



100000299203

Widmann

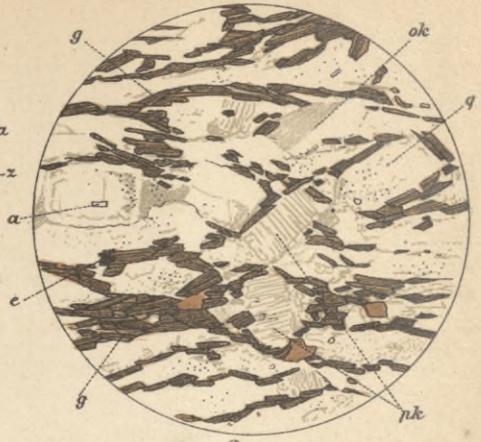
DR. EUGEN WIDMANN

BRESLAU 16

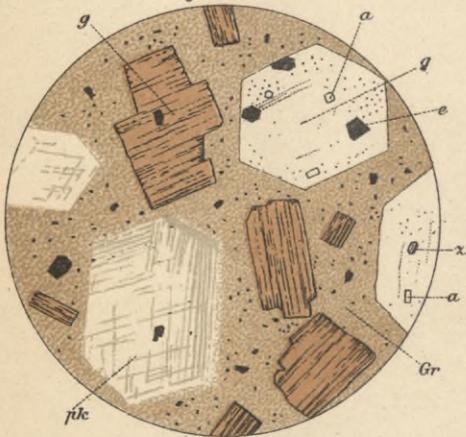
HOBRECHTUFER 8 Chemi № 196.



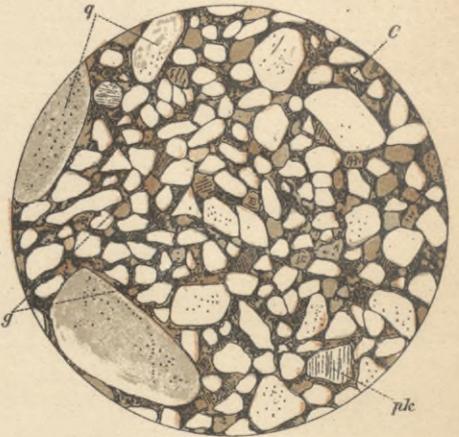
1. Granit.



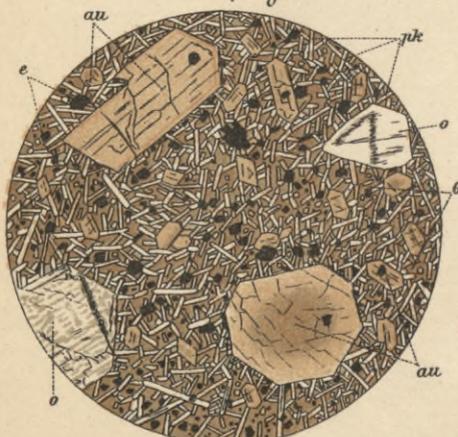
4. Gneis.



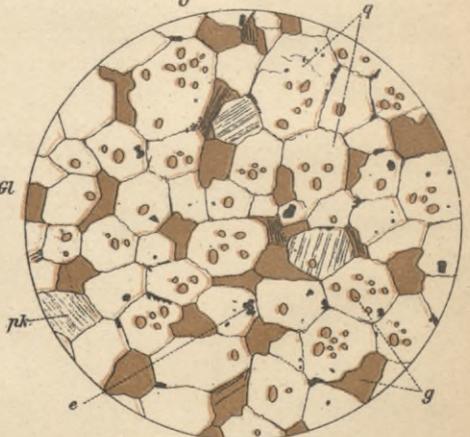
2. Porphyr.



5. Grauwacke.



3. Basalt.



6. Quarzglimmerfels.

Leitfaden
für den
Unterricht in der Chemie und
Mineralogie.

Methodisch bearbeitet

von

Prof. Dr. Rudolf Arendt.

Zwölfte, umgearbeitete Auflage

von

Dr. L. Doermer,

Oberlehrer an der Oberrealschule vor dem Holstentore in Hamburg.

Mit 145 in den Text eingeschalteten Abbildungen und einer Buntdrucktafel.



Leipzig und Hamburg.
Verlag von Leopold Voss.
1913.

10+3
80.

Alle Rechte vorbehalten.

Insbesondere ist die Nachbildung sämtlicher Abbildungen der Mineralien und Gesteine im Mineralogisch-petrographischen Teile (S. 101—116) und der Buntdrucktafel untersagt.

1.	Auflage	1884
2.	„	1886
3.	„	1889
4.	„	1892
5.	„	1895
6.	„	1897
7.	„	1898
8.	„	1901
9.	„	1904
10.	„	1907
11.	„	1909
12.	„	1913.



II 5133

Druck von Metzger & Wittig in Leipzig.

Akc. Nr. 4435/50

Aus der Vorrede zur ersten Auflage.

Der vorliegende „Leitfaden“ ist nach den methodischen Prinzipien bearbeitet, welche ich zuerst (1868) in meinem Lehrbuche, später in meinen Grundzügen der Chemie zur Durchführung gebracht und in meiner Technik der Experimentalchemie¹⁾ eingehend entwickelt und erörtert habe. Ich glaube daher, an diesem Orte von einer Besprechung der angewendeten Methode absehen und mich mit einer Verweisung auf die genannten Werke begnügen zu dürfen.

Das Buch enthält die wichtigsten Lehren der Anorganischen und Organischen Chemie in gedrängtester Kürze und ist für Schulen bestimmt, welche diesem Unterrichtszweige nicht mehr als höchstens ein Jahr widmen können.

Die Ausführung der für den Unterricht nötigen Versuche ist nicht besonders beschrieben: ich habe vielmehr überall da, wo es wünschenswert ist, einen Versuch vorzuführen, auf meine Technik der Experimentalchemie (Leipzig 1881, LEOPOLD VOSS) verwiesen, und zwar in eckiger Parenthese, z. B. [T. § 113]. Der Lehrer findet in diesem Werke eine ganz ins einzelne gehende Anleitung zur Benutzung und Handhabung der chemischen Apparate und Anstellung aller für den Unterricht nützlichen Demonstrationsversuche.

Die Holzschnitte, welche zur Illustration des Textes dienen, sind sämtlich Originale, mit Ausnahme von Fig. 83 (142) u. 84 (143), welche dem Werke von ELSNER: Die Praxis des Nahrungsmittelchemikers entnommen sind.

Februar 1884.

R. Arendt.

¹⁾ In noch ausführlicherer Weise ist dies in dem 1887 erschienenen Werke: „Lehrgang der Chemie“ (Halle, Buchhandlung des Waisenhauses) geschehen, worauf ich hierdurch verweisen möchte.

Aus dem Vorwort zur neunten Auflage.

Der Verfasser dieses Leitfadens, Prof. Dr. RUDOLF ARENDT, ein hervorragender Pädagoge, ein gewandter Experimentator, ein Mann von reichem Wissen und Können, ist am 15. Mai 1902 gestorben. Seine Verdienste um die Entwicklung des chemischen Unterrichtes habe ich bereits im Vorwort zu seinen in der achten Auflage von dem leider so früh verstorbenen Dr. L. KÖHLER bearbeiteten Grundzügen und an anderer Stelle¹⁾ zu würdigen versucht.

L. Doermer.

Vorwort zur zwölften Auflage.

In der vorliegenden Auflage sind einige grundsätzliche Änderungen vorgenommen worden. Dem ARENDT'schen Lehrgange wird der Vorwurf gemacht, daß er bei der Einführung in die Verbrennungserscheinungen zum Ausschließen der Luft ganz unvermittelt den Wasserstoff heranziehe, den er zu diesem Zwecke, im Widerspruch zu seinen eigenen methodischen Forderungen, mit Hilfe einer dem Schüler noch völlig unbekanntem Säure darstelle. Dadurch, daß ein Kupferstreifen blank bleibt, wenn man ihn in Luft erhitzt, die vorher über ausreichende Mengen glühenden Kupfers geführt worden ist, wird S. 7 bis 9 gezeigt, daß die Luft den die Aschenbildung der Metalle herbeiführenden Teil beim Überleiten über glühendes Kupfer verloren hat. Damit scheidet der Wasserstoff als Hilfsmittel aus, und die Luftuntersuchung schließt sich den klassischen Versuchen LAVOISIER'S enger an. Der Wasserstoff wird dann erst erhalten, wenn, nach der Untersuchung des Verhaltens der Metalle der Luft gegenüber, ihre Einwirkung auf Wasser geprüft wird.

Die Zusammenstellung der Mineralien trug in den früheren Auflagen zu sehr den Charakter einer einfachen Aufzählung, so daß der Herausgeber sich entschlossen hat, die Mineralien, soweit als irgend möglich, dem chemischen Lehrstoff an passenden Stellen einzureihen und dadurch inniger mit diesem Stoffe zu verbinden. Die Mineralien sind ihrem Namen nach leicht im Sachregister, ihrer chemischen Zusammensetzung nach zuallermeist unter den entsprechenden chemischen Verbindungen aufzufinden. Zur Herausarbeitung der Begriffe Verbindungsgewicht und Äquivalentgewicht ist eine Anzahl quantitativer Versuche aufgenommen worden, von denen die Schüler selbst den größeren Teil unter Benutzung

¹⁾ Pädagogisches Archiv 1903, Heft 5.

von Apothekerwagen ausführen können. Der Herausgeber hat sich ferner bemüht, auch sonst überall an Stelle einfacher Aufzählungen von Eigenschaften und Anwendungen, die häufig nur aus Stichwörtern bestand, fließende, die Zusammenhänge betonende Textdarstellungen zu setzen. Darauf und nicht auf eine Vermehrung des Lernstoffes ist die kleine Vermehrung des Umfanges um einige Seiten in erster Linie zurückzuführen.

Versuche werden nur dann beschrieben, wenn ihre Anordnung von der üblichen abweicht oder wenn sie verwickelter sind. Die Beschreibungen sind in fette, eckige Klammern [] eingeschlossen. Die gleichfalls in eckige Klammern eingeschlossenen Hinweise, z. B. [T. § 196], bezeichnen die Stelle, wo in der vom Unterzeichneten bearbeiteten 4. Auflage von ARENDTS Technik der anorganischen Experimentalchemie die in Frage kommenden Versuche genau beschrieben sind. Im übrigen ist es absichtlich unterlassen, die Versuchsanordnungen jedesmal im einzelnen zu beschreiben, einmal, um den Lehrer in der Auswahl geeigneter Versuche nicht zu beschränken, dann aber vor allem, weil das Buch nur ein Leitfaden für die im Unterricht gewonnenen Erkenntnisse sein soll und voraussetzt, daß die Experimente von den Schülern in den Übungen selbst angestellt und in ihre Übungsheftchen eingetragen oder, wo das nicht möglich ist, von dem Lehrer im Unterrichte vorgeführt worden sind. An Versuchen für diese Stufe besteht kein Mangel; in dem für Lyzeen und für die Unterstufe der Studienanstalten umgearbeiteten ARENDTSchen Leitfaden haben Dr. FR. HEINECK und der Herausgeber auf Grund ihrer Unterrichtserfahrungen eine ganze Anzahl von Versuchen beschrieben, wie sie der Unterzeichnete auch der Benutzung dieses Leitfadens zugrunde legt. — Auch an zahlreichen anderen Stellen des Leitfadens sind Änderungen eingetreten; es würde zu weit führen, sie hier alle namhaft zu machen. Es sollte den Verfasser freuen, wenn diese Änderungen von den Freunden des kleinen Werkchens als Verbesserungen empfunden würden. Die physikalischen Konstanten sind nach der neuesten Auflage von LANDOLT-BÖRNSTEIN-ROTHS Physikalisch-chemischen Tabellen berichtigt worden.

Hamburg 1913.

L. Doermer.

I n h a l t.

Anorganischer Teil.

	Seite
I. Schwere Metalle.	1
1. Äußere oder physikalische Eigenschaften der Metalle	1
2. Verhalten der Metalle beim Erhitzen	6
3. Veränderungen der Luft und der Metalle bei der Aschenbildung	7
4. Die Entdeckung des Sauerstoffs und die Zusammensetzung der Luft	9
II. Die Leichtmetalle und ihre Oxyde.	12
1. Die Alkalimetalle	13
2. Die Alkalierdmetalle.	13
3. Die Erdmetalle	14
III. Nichtmetalle oder Metalloide	15
1. Wasserstoff und Wasser.	15
Das Wasser.	17
Quantitative Zusammensetzung des Wassers	19
2. Kohlenstoff und Kohlendioxyd	21
3. Schwefel und Schwefeldioxyd	25
Allgemeiner Rückblick	35
IV. Sulfide	37
1. Metallsulfide	38
a) Synthese der Metallsulfide	38
b) Die in der Natur vorkommenden Metallsulfide	39
c) Oxydationsprodukte der Metallsulfide.	42
2. Metalloidsulfide	42
V. Die Halogene und ihre Verbindungen mit Metallen und Metalloiden	44
1. Das Chlor und die Chloride	44
A. Das Chlor	44
B. Die Chloride	45
1. Chlor und Metalle	45
2. Chlor und Metalloide	46
a) Der Chlorwasserstoff	46
b) Quantitative Synthese des Chlorwasserstoffs und Gesetz der konstanten Verhältnisse	47
3. Das Brom und die Bromide	48
4. Das Jod und die Jodide	49
5. Das Fluor und die Fluoride	50
6. Zusammenfassung	50

	Seite
VI. Reduktionen	51
1. Reduktion durch Wasserstoff	51
2. Reduktion durch Metalle	53
3. Reduktion durch Kohle	54
4. Reduktion durch Wärme	57
5. Reduktion (Spaltung) durch Elektrizität	57
VII. Verbindungsgewichte und Atomlehre	58
VIII. Stöchiometrie	63
IX. Der Hochofenbetrieb	65
X. Hydroxyde und Säuren	69
1. Hydroxyde	69
a) Hydroxyde der Alkalimetalle	69
b) Hydroxyde der Alkalierdmetalle	71
2. Säuren	72
a) Schwefelsäure	72
b) Salpetersäure	74
c) Andere Sauerstoffsäuren	74
XI. Bildung von Salzen	75
1. Bildung von Salzen aus Säuren und Metallen	75
a) Metalle in verdünnter Salzsäure und verdünnter Schwefelsäure	75
b) Äquivalentgewichte	76
c) Metalle und Salpetersäure	78
2. Bildung von Salzen aus Metalloxyden und Säuren	79
3. Darstellung von Salzen aus Hydroxyden und Säuren	80
4. Bildung von Salzen aus Hydroxyden und Säureanhydriden	80
5. Bildung von Salzen aus Metalloxyden und Säureanhydriden	82
XII. Die wichtigsten Salze	82
1. Chloride	82
2. Sulfate	83
3. Karbonate	88
4. Nitrate	91
5. Die Phosphate	93
6. Silikate	94
7. Edelsteine	97
XIII. Wasserstoffverbindungen oder Hydride	98

Mineralogisch-petrographischer Teil.

1. Mineralien	101
2. Kristallsysteme	102
3. Gesteinslehre oder Petrographie	105
A. Massengesteine oder Eruptivgesteine	105
B. Sediment- oder Absatzgesteine	108
a) Mechanische Sedimente	109
1. Tongesteine	109
2. Sandsteine und Konglomerate	110
b) Chemische Sedimente	110
c) Organogene Sedimente	111
Kohlengesteine	111
C. Kristallinische Schiefer und deren Einlagerungen	113
Erklärung der Buntdrucktafel	114

Anorganischer Teil.

I. Schwere Metalle.

1. Außere oder physikalische Eigenschaften der Metalle.

Die Metalle haben schon in vorgeschichtlicher Zeit ihrer leichten Bearbeitbarkeit und ihrer vielseitigen Verwendbarkeit wegen im Leben der Urvölker eine hervorragende Rolle gespielt. Die Menschen des Steinzeitalters kannten die Metallgewinnung und Bearbeitung nicht und standen somit auf einer niedrigen Kulturstufe. Erst die Verdrängung der Steingeräte durch die vom Orient eindringenden Metalle führte sie zu höherer Kulturentwicklung. Auf die Steinzeit folgte das Kupferzeitalter, auf dieses das Bronzezeitalter und darauf das Eisenzeitalter. Diese Reihenfolge entspricht der Schwierigkeit der Gewinnung von Kupfer, Bronze und Eisen. Von diesen Metallen findet man nämlich nur das Kupfer in freiem Zustande in der Erdkruste, während das Zinn, das durch Zusammenschmelzen mit Kupfer die Bronze liefert und das Eisen erst durch umständliche Verfahren aus Erzen gewonnen werden können. Neben diesen drei Metallen waren auch manche anderen in den ältesten Zeiten schon bekannt, wie z. B. das wegen seiner schönen, gelben Farbe und seines unvergänglichen Glanzes zu allen Zeiten hochgeschätzte Gold. Heute kennt man im ganzen etwa 50 verschiedene Metalle, von denen uns aber im täglichen Leben nur wenige begegnen. Diesen wollen wir nunmehr unsere Aufmerksamkeit zuwenden.

Die Metalle zeichnen sich anderen Stoffen wie Schwefel, Holz, Zucker gegenüber durch ihren eigentümlichen Glanz aus. Die Farbe der meisten Metalle ist auf frischer Oberfläche mehr oder weniger weiß. Nur das Kupfer ist rot und das Gold ist gelb. Die verschiedenen weißen Metalle lassen jedoch bei genauerer Betrachtung oft noch wieder Unterschiede in der Farbe erkennen; so ist das Zinn (Stanniol, Zinnwaren) weiß, das Zink (Dachrinnen) bläulich weiß, das Blei (Bleirohre, Flintenschrot) weißlich-grau. Aber auch Eisen, Nickel, Silber und Platin sind weiß, und doch zeigen auch sie geringe durch Beschreibung schwer auszudrückende Unterschiede im Farbton. — Während ein Zinkstab beim Biegen bald durchbricht und beim Hämmern aufreißt, also spröde ist, läßt sich ein Bleistab leicht hin- und herbiegen und ohne aufzu-

reißen, zu einem Blech aushämmern und ein Stab aus Zinn gibt ein knirschendes Geräusch beim Biegen, den sogenannten „Zinnschrei“, ohne dabei zu zerbrechen; es läßt sich ähnlich wie Blei gut hämmern. Zinn und Blei sind also biegsam und hämmerbar. Auch Kupfer und Nickel lassen sich leicht biegen und hämmern; das Eisen in Gestalt von Gußeisen und Stahl ist spröde, der Stahl daneben noch elastisch. Blumendraht, d. i. Schmiedeeisen, hingegen ist biegsam und hämmerbar. Nur ein einziges Metall ist bei gewöhnlicher Temperatur flüssig, nämlich das zum Füllen von Thermometern und Barometern verwandte Quecksilber. Dieses erstarrt bei -39° , bildet aber schon bei gewöhnlicher Temperatur unsichtbare giftige Dämpfe. — Während das Blei so weich ist, daß es sich mit dem Fingernagel ritzen läßt, sind die übrigen Metalle härter als dieses, weicher jedoch als Stahl, von dem sie sämtlich geritzt werden. Wie sich aus der Tabelle S. 5 und 6 ergibt, unterscheiden sich die Metalle sehr wesentlich voneinander durch ihre Dichte, die für jedes reine Metall eine ganz feste unveränderliche Größe ist. Die Dichte der hier genannten Metalle beträgt mehr als 4, weshalb man sie auch Schwermetalle nennt zum Unterschiede von den Leichtmetallen, von denen später die Rede sein wird. — Die Metalle Eisen und Nickel werden vom Magneten angezogen.

Es ergibt sich also, daß die Metalle durch hohen **Glanz** ausgezeichnet sind. Daß sie sich aber hinsichtlich ihrer **Farbe**, ihrer **Elastizität** und **Biegsamkeit**, ihrer **Härte**, ihrer **Dichte** und ihrem **Verhalten einem Magneten gegenüber** voneinander unterscheiden.

Das Vorkommen und die Verwendung der wichtigsten schweren Metalle. Kein anderes Metall weist eine so vielseitige Verwendbarkeit auf wie das **Eisen**. Abgesehen von seiner Billigkeit rührt dies daher, daß es durch Zusätze geringer Mengen anderer Stoffe ganz ungewöhnlich verschiedene Eigenschaften annimmt. So läßt sich das spröde, nicht schied- oder schweißbare Gußeisen, wie schon sein Name andeutet, vorzüglich in Formen gießen, und liefert z. B. das Material für Öfen, Säulen und Maschinenteile. Der Stahl zeichnet sich durch große Festigkeit, Härte und Elastizität aus, und wird deshalb zur Herstellung von Werkzeugen, Eisenbahnschienen, T-Trägern, Schiffswellen, Panzerplatten, Waffen, Messern, Federn und dergleichen verwendet. Das Schmiedeeisen ist wenig elastisch, aber sehr dehnbar und zähe; in glühendem Zustande kann es durch Hämmern oder Walzen in der mannigfachsten Weise geformt werden, wie die Kunstschmiedearbeiten, die Eisenbleche und Stäbe beweisen. Dünne Stäbe davon können mittels starker Winden durch kleine Öffnungen in Stahlplatten hindurchgezogen, zu dünnen Drähten „gezogen“ werden. Zwei weißglühend gemachte Stücke Schmiedeeisen oder

Stahl lassen sich durch Aufeinanderlegen und kräftiges Aufeinanderpressen, durch Hämmern, so fest und innig miteinander verbinden, „schweißen“, daß man die Verbindungsstelle kaum wieder erkennen kann. Die gewaltige Bedeutung des Eisens für den Weltmarkt und für die deutsche Industrie erhellt aus der Tatsache, daß jährlich etwa 75 Millionen Tonnen Eisen erzeugt werden, wovon Deutschland etwa 16 Millionen Tonnen hervorbringt, womit es nur hinter den Vereinigten Staaten zurücksteht, die fast doppelt so viel gewinnen. Das Metall kommt nur selten frei in der Natur vor, wie z. B. das Meteoreisen, es muß vielmehr auf umständlichem Wege aus seinen Erzen gewonnen werden.

Das **Nickel** ist im Vergleich zum Eisen ein seltenes und daher ziemlich teures Metall, das zu Kochgeräten verarbeitet und vielfach zum „Vernickeln“ von Eisen, d. h. zum Überziehen mit einer dünnen Nickelschicht verwendet wird, die sich sehr schön blank polieren und reinhalten läßt.

Das **Kupfer**, dessen Hauptmenge heute aus den Vereinigten Staaten kommt, wo es z. T. in gediegenem, d. h. metallischem Zustande gefunden, z. T. aus Erzen¹⁾ gewonnen wird, ist ein sehr zähes und dehnbares Metall. Da es den elektrischen Strom sehr gut leitet, wird es hauptsächlich zu Kabeln und Drähten für elektrische Leitungen verarbeitet. Daneben bildet es das Material für Maschinenteile, Kessel, Röhren und Bleche für Dachbedeckung.

Das **Zinn**, früher ein beliebtes Metall für allerlei Tisch- und Hausgerät, wird zu ganz dünnen Folien „Stanniol“ ausgewalzt und zum Verpacken von Nahrungs- und Genußmitteln, z. B. von Käse, Schokolade, Tee, zur Anfertigung von Zinntuben für Salben und dergleichen und zur Herstellung der Kapseln für Weinflaschen verarbeitet. Bei weitem größere Mengen aber werden zur Bereitung von „Weißblech“ verbraucht, d. i. Eisenblech, das durch geeignete Vorbehandlung und Eintauchen in geschmolzenes Zinn mit einer dünnen Schicht davon überzogen ist. Das Weißblech wird vorwiegend zu Konservendosen verarbeitet.

Verzinnter Eisendraht spielt nur eine geringe Rolle gegenüber dem Eisendraht, der mit dem billigeren **Zink** überzogen, also „verzinkt“ und im Freien haltbarer ist als verzinnter. Das **Zink** ist, wie wir gesehen haben, bei gewöhnlicher Temperatur spröde, bei 100–150° hingegen leicht zu Blech auszuwalzen, das beim Decken und Abdichten von Dächern und beispielsweise zur Herstellung von Dachrinnen und Badewannen massenhaft Verwendung findet. Deutschland besitzt in Oberschlesien, in Westfalen und im Rheinland große und reiche Lager an Zinkerzen und erzeugt daraus zurzeit jährlich etwa 250000 t Zink, fast ebensoviel wie die erzeichen Vereinigten Staaten von Nordamerika. X

¹⁾ Erze sind Mineralien, die ein schweres Metall enthalten.

Ebenso wie das Zink wird auch das **Blei** nur aus Erzen gewonnen und vorwiegend zu Wasserleitungsröhren, zum Abdichten und Verbinden von eisernen Rohrleitungen und in chemischen Fabriken verwendet.

Das schön weiße und sehr politurfähige zur Herstellung von Schmuckgegenständen, Tischgerät und Münzen verwendbare **Silber** findet sich zwar in gediegenem Zustande in der Natur, wird jedoch zu allermeist aus Erzen gewonnen, und zwar besonders aus Bleierzen, in denen es in geringen Mengen enthalten ist. Deutschland erzeugte früher im Erzgebirge, im Harz und im Mansfeldischen ansehnliche Mengen Silber, tritt heute aber als Silberland den Vereinigten Staaten und Mexiko gegenüber völlig zurück. Reines Silber ist ebenso wie reines Gold, sehr weich und ohne härtende Zusätze an anderen Metallen, wie wir unten sehen werden, zu Schmuck- und Gebrauchsgegenständen ganz untauglich. Seine Geschmeidigkeit ist so groß, daß sich aus 1 g Silber ein Draht von ungefähr 2 km Länge ausziehen läßt.

Diese Eigenschaft besitzt das **Gold** in noch höherem Maße, wie das Blattgold beweist, das bis zu $\frac{1}{10.000}$ mm Dicke ausgeschlagen werden kann. Das Gold findet sich fast nur in gediegenem Zustande auf der Erde, in Spuren an sehr vielen Orten, in größeren abbauwürdigen Mengen jedoch nur an wenigen Stellen. Früher fand man es meist in Gestalt von gerundeten Körnern auf „Seifen“, d. h. zwischen den Geröllen und Sanden der Flüsse und Bäche, die durch die Verwitterung vom felsigen Gestein der Gebirge losgelöst, vom fließenden Wasser talabwärts befördert und dabei zerkleinert und abgerundet worden sind. Ein wahrer Strom von Goldsuchern ergoß sich oft in die Gegenden, aus denen die Kunde von Goldfunden kam, wie z. B. nach Kalifornien oder Alaska. Diese bequem auszubeutenden Fundstellen sind nun aber fast überall erschöpft und man ist genötigt, das Gold aus dem Fels der Gebirge, in dem es in größeren oder kleineren unregelmäßig gestalteten Bröckchen oder Flittern eingewachsen ist, „Berggold“, durch mühsames Losbrechen und Zerkleinern des Gesteins zu gewinnen. Transvaal, die Vereinigten Staaten und Westaustralien sind heute die Hauptgoldländer der Erde, die mit Rußland zusammen jährlich für fast 2 Milliarden Mark Gold liefern.

Kostbarer noch als Gold ist das silberähnliche fast unscheinbar zu nennende **Platin**, von dem 1 g heute mehr als 6 Mark kostet, während 1 g Gold etwa 3 Mark wert ist. Sein hoher Preis erklärt sich in der Hauptsache aus der Seltenheit seines Vorkommens; es findet sich fast nur im Uralgebirge. Die Stifte zum Befestigen der Stifzähne und die Zuführungsdrähte für elektrische Glühlampen, soweit diese durch das Glas der Birne hindurchgehen, bestehen aus Platin, das außerdem in chemischen Laboratorien und Fabriken für Tiegel, Schalen, Drähte und dergleichen unentbehrlich ist und neuerdings auch zu Schmuckgegenständen verarbeitet wird.

Legierungen. Durch Zusammenschmelzen von zwei oder mehr Metallen erhält man Legierungen. Ihre Eigenschaften sind oft zweckentsprechender als die der einzelnen Metalle. Dabei sind sie häufig billiger.

Eine Legierung aus Blei und Zinn heißt Schnellot und dient zum „Löten“, d. h. zum Verbinden von Metallstücken miteinander. Dazu ist es geeignet, weil es leichter schmilzt, als jedes der beiden Metalle für sich allein. Das Messing, eine Legierung von Kupfer und Zink, läßt sich leicht in Formen gießen und auf der Drehbank und mit der Feile bearbeiten, und findet daher und wegen seiner Billigkeit sehr vielseitige Anwendung. Die Bronze besteht meist aus Kupfer und Zinn und eignet sich je nach dem Gehalt an diesen beiden Bestandteilen zum Glockenguß oder zum Gießen von Skulpturen usw. Unsere deutschen Kupfermünzen bestehen nicht aus reinem Kupfer, weil dieses zu weich wäre und sich zu schnell abnutzen würde; sie sind vielmehr Münzenbronze (95% Cu, 4% Sn, 1% Zn), die neben der zum Prägen erforderlichen Dehnbarkeit auch die nötige Härte besitzt. Die deutschen Nickelmünzen enthalten nur 25% Nickel und 75% Kupfer und sind wegen der starken Färbekraft des Nickels dennoch weiß gefärbt. Die Zusätze von Kupfer zu den Goldmünzen (90% Au, 10% Cu) und zu den Silbermünzen (90% Ag, 10% Cu) dienen vor allem zur Härtung des Münzmetalles. Das Gold der Schmuckgegenstände ist mit mehr oder weniger Silber oder Kupfer legiert und ebenso wie das Silber für Schmuck oder für Tischgerät, das meist 80% Silber und 20% Kupfer enthält, mit einem Stempel versehen, der den Gold- oder Silbergehalt in Tausendsteln angibt. Eine Legierung von Kupfer, Nickel und Zink findet als Neusilber vielfach Verwendung. — Die Legierungen des Quecksilbers mit anderen Metallen heißen Amalgame. Keineswegs alle Metalle lassen sich miteinander legieren, d. h. zu einem durch und durch gleichartigen Metallgefüge zusammenschmelzen. Manche mischen sich gar nicht miteinander, wie z. B. Eisen und Quecksilber, weshalb man dieses auch in eisernen Flaschen in den Handel bringt.

Die wichtigsten schweren Metalle.

Hinter den einzelnen Namen stehen die in der Chemie vielfach benutzten Abkürzungen, gewöhnlich die Anfangsbuchstaben des entsprechenden lateinischen Wortes.

Namen	Dichte	Schmelzp.	Entdeckung
Eisen, Fe (Ferrum)	7,1—7,8	1200—1700°	Seit dem Altertum bekannt
Nickel, Ni (Nicolium)	8,8	1450°	1751 durch CRONSTEDT
Zink, Zn (Zincum)	7,1	419°	Anfang des 16. Jahrh. durch PARACELSUS

Namen	Dichte	Schmelzpt.	Entdeckung
Kupfer, Cu (Cuprum)	8,9	1083°	Seit dem Altertum bekannt
Blei, Pb (Plumbum)	11,3	327°	" " " "
Quecksilber, Hg (Hydrargyrum)	13,6	- 39°	" " " "
Silber, Ag (Argentum)	10,5	960°	" " " "
Gold, Au (Aurum)	19,3	1064°	" " " "
Platin, Pt (Platina)	21,4	1750°	1741 durch Wood
Zinn, Sn (Stannum)	7,3	232°	Seit dem Altertum bekannt

2. Verhalten der Metalle beim Erhitzen.

Schon beim mäßigen Erwärmen verändern manche Metalle ihre Eigenschaften; Zink wird über 100° hämmerbar und walzbar [T. § 3]; bei stärkerem Erhitzen wieder spröde; Zinn und Blei werden vor dem Schmelzen spröde [T. §§ 1 und 2]. Bei stärkerem Erhitzen schmelzen die Metalle, einige schon über Lampenfeuer (Zinn, Blei, Zink usw.), andere erst bei Rotglühhitze (Kupfer, Nickel), noch andere erst im Gebläsefeuer (Eisen, Platin).

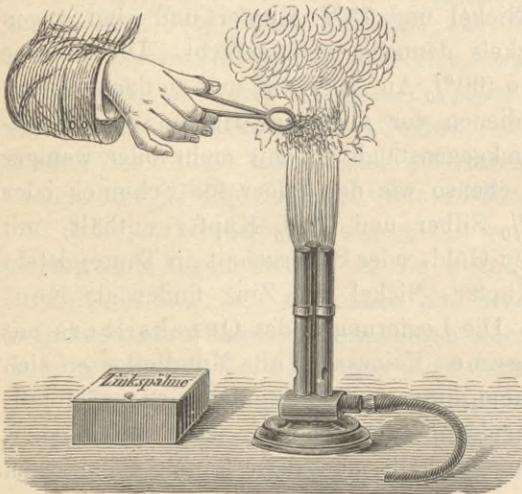


Fig. 1. Verbrennen von Zinkspänen.

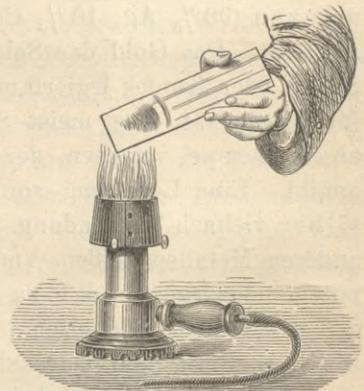


Fig. 2. Anlassen von Eisen (Stahl).

Die meisten Metalle bedecken sich bei starkem Erhitzen mit einer Haut, z. B. geschmolzenes Zinn, Zink oder Blei [T. § 1—3]. Die Haut läßt sich mit einem Spatel abziehen und bildet sich sofort wieder von neuem. Die abgezogene Masse ist eine pulverförmige bei den verschiedenen Metallen verschiedenartig gefärbte Substanz, ohne metallische Eigenschaften. — Feine Zinkspäne verbrennen, wenn sie in einer Flamme erhitzt werden, mit bläulich-weißem Lichte unter Bildung einer weißen Asche (Fig. 1) [T. § 3], Eisen (Stahl) und Kupfer [T. §§ 4 u. 5] überziehen sich schon vor dem Schmelzen mit einer Haut, wenn man sie in einer Flamme erhitzt (Fig. 2). Nur Silber, Gold und Platin bleiben, falls sie rein, also

nicht mit anderen Metallen legiert sind, beim Erhitzen unverändert. Sie werden Edelmetalle genannt zum Unterschiede von den unedlen Metallen, die sich beim Erhitzen sofort mit einer Haut überziehen.

Die bei den unedlen Metallen sich bildenden Überzüge werden Aschen genannt; einige von ihnen führen besondere Namen: Bleiglätte, Zinkweiß, Eisenhammerschlag, Kupferhammerschlag, Zinnasche.

Alle Schwermetalle mit Ausnahme der Edelmetalle überziehen sich, wie wir gesehen haben, beim Erhitzen mit einer Aschenschicht oder verbrennen gar vollständig zu Aschen, d. h. zu Stoffen, die ganz andere Eigenschaften haben, als die Metalle, aus denen sie entstanden sind.

[Zieht man mittels eines Eisenspatels die Aschenhaut von geschmolzenem Blei hinweg, so erscheint die Oberfläche des Metalls einen Augenblick blank, um sofort wieder anzulaufen und sich von neuem mit einer Aschenhaut zu überziehen. — Man falte ein dünnes, blankgeputztes Kupferblech (Schablonenblech) von etwa 6×10 cm zuerst einmal nach Art eines Briefbogens, dann falte man erst die offene Längskante 2—3 mal scharf um (Fig. 3 a u. b), dann in der gleichen Weise die offenen kurzen Kanten, klopfe das ganze Briefchen und besonders die ungefalteten Ränder mit einem Hammer gut platt und erhitze das mit der Zange gehaltene Briefchen in der Flamme des Bunsenbrenners. Öffnet man nach dem Erkalten das Briefchen durch Auffalten, so zeigt sich, daß das Kupfer im Innern blank geblieben ist.]

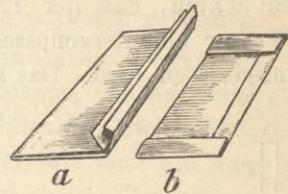


Fig. 3 a und b.

Diese beiden Versuche zeigen, daß es bei den unedlen Metallen an den Stellen zur Aschenbildung kommt, wo sie mit der Luft in unmittelbarer Berührung sind, daß die Metalle hingegen blank bleiben, wenn der Luft der Zutritt zum Metall verwehrt wird. **Bei der Bildung der Metallaschen wirkt also die Luft mit.**

3. Veränderungen der Luft und der Metalle bei der Aschenbildung.

In welcher Weise die Luft bei der Veränderung erhitzter unedler Metalle mitwirkt, wollen wir durch die folgenden Versuche feststellen:

[In ein schwer schmelzbares Glasrohr von ~ 25 cm Länge und $\sim 1,5$ cm Weite (a Fig. 4) bringt man ein spiralgig zusammengerolltes Stück Kupferdrahtnetz, das das Rohr möglichst ausfüllt, jedoch jederseits 2 cm von den Gummistöpseln entfernt bleibt. Das Rohr wird vor dem Versuche auf die Wage gelegt und durch Auflegen von Gewichten oder durch Schrot tariert. Dieses Rohr verbindet man in der durch Fig. 4 angedeuteten Weise mit einem ~ 12 cm langen, gut $\frac{1}{2}$ cm weiten Röh-

chen aus schwer schmelzbarem Glase *b*, das einen sorgfältigst gereinigten Kupferblechstreifen enthält. Die beiden Röhren werden in der aus der Fig. 4 ersichtlichen Weise mit den Meßzylindern *A* und der Flasche *B* durch gute Gummistöpsel und kurze, frische Schlauchstücke verbunden. Der Zylinder *A* ist bei Beginn des Versuches mit Luft, *B* ist mit Wasser gefüllt. Das Rohr des Hahntrichters *T* muß bis auf den Boden des Zylinders *A* reichen oder durch einen bis dorthin reichenden Schlauch verlängert werden. Vor dem Beginne des Versuches wird durch den geöffneten Trichterhahn so viel Wasser eingegossen, daß es den Boden des Zylinders bedeckt und das Trichterrohr und den Trichter anfüllt; dann wird der Hahn sofort geschlossen. Während des Versuches ist darauf zu achten, daß der Trichter immer wieder nachgefüllt wird, ehe alles Wasser hinuntergeflossen ist, weil sonst beim späteren Nachgießen Luft mitgerissen wird. Das Rohr bei *C* füllt sich beim Eingießen von Wasser

in den Hahntrichter von selbst mit Wasser; es wird durch einen Quetschhahn verschlossen, worauf man den Stöpsel *S* herausnimmt und die Flasche *B* wieder völlig mit Wasser füllt.

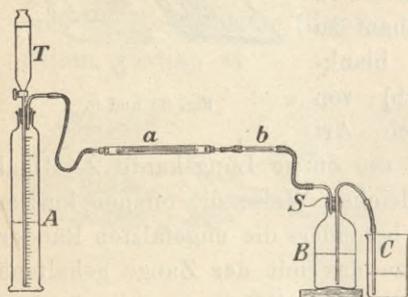


Fig. 4.

1) Nachdem man noch auf Dichtigkeit geprüft, das Volum am Zylinder *A* abgelesen, das Becherglas *C* entleert und den Quetschhahn geöffnet hat, erhitzt man mit einigen

Schlitzbrennern das Kupfer in dem Rohr *a* bis zum Glühen, läßt dann unter fortwährendem Erhitzen durch teilweises Öffnen des Trichterhahnes ganz langsam (in der Minute etwa 50 ccm) Wasser (500 ccm) einlaufen und stellt hierauf das Volum des in das Becherglas *C* ausgeflossenen Wassers durch Wägen oder Umgießen in einem Meßzylinder fest. Das Wasservolum ist gleich dem in *C* eingetretenen Gasvolum.

2) Hierauf nimmt man die Brenner unter der Röhre *a* weg und erhitzt mittels einer Bunsenflamme das Röhrchen *b* mit dem Kupferstreifen bis zum Glühen und beobachtet, ob eine Schwärzung des Kupfers eintritt.

3) Schiebt man einen Schrauben-Quetschhahn über den Gummischlauch zwischen *a* und *b*, schraubt ihn fest zu und läßt, solange *b* noch heiß ist, durch Abstreifen der Schlauchverbindung Luft in das Röhrchen *b* eintreten.

4) Nimmt man den Stöpsel von der Flasche *B* und taucht einen bereitgehaltenen brennenden Holzspan in das Gas.

5) Bringt man das Rohr *a* mit dem Kupfer wiederum auf die Wage.]

Aus diesen Versuchen ergeben sich der Reihe nach folgende Tatsachen:

1) Beim Überleiten von Luft über glühendes Kupfer verschwindet ein Teil der Luft, und zwar angenähert $\frac{1}{5}$ des ursprünglichen Volums, während $\frac{4}{5}$ übrig bleiben.

2) Die übriggebliebene Luftart ist nicht mehr imstande, heißes Kupfer zu schwärzen.

3) Die Schwärzung des Kupfers tritt aber ein, wenn man wieder gewöhnliche Luft an das heiße Metall herantreten läßt.

4) Der brennende Span erlischt in dem übriggebliebenen Gas. Dieses kann also die Verbrennung nicht unterhalten.

5) Das Kupfer ist bei Bildung von Kupferasche schwerer geworden.

[Bringt man etwas Eisenpulver an einen an einer Wage aufgehängten Magneten, oder auf ein Stückchen Asbestpappe, das auf einer Wagschale liegt, und berührt das Pulver mit einer glühenden Stricknadel, so glüht es von selbst weiter und wird dabei schwerer, wie man am Ausschlag der Wage erkennt. Auch Zinkpulver wird beim Verbrennen schwerer. — Legt man auf ein in einer Schale auf Wasser schwimmendes paraffiniertes Scheibchen aus Korkmasse von etwa 5 cm Durchmesser und $1-1\frac{1}{2}$ cm Dicke, 2—3 Blättchen Asbestpapier und darauf Eisenpulver, entzündet dieses mit der glühenden Stricknadel und stülpt dann sofort ein (schmales) Becherglas darüber, so wird das Volum der eingeschlossenen Luft kleiner.]

Aus unseren Versuchen geht hervor: **Bei der Bildung der Metallaschen nehmen die Metalle an Gewicht zu, während das Volum der darüber geleiteten Luft abnimmt.**

Ein abgeschlossenes Luftvolum verliert in Berührung mit erhitzten unedlen Metallen ein Fünftel seines Volums. Das übrigbleibende Gas wirkt auf glühende Schwermetalle nicht mehr ein. Es kann die Verbrennung nicht mehr unterhalten. Wie Versuche gezeigt haben, können Tiere in dem Gase nicht mehr atmen, sie ersticken darin. Ein brennender Span erlischt darin. Dieses farb- und geruchlose Gas heißt **Stickstoff**. Der Engländer RUTHERFORD hat es im Jahre 1772 bei ähnlichen Versuchen gefunden, wie wir sie hier ausgeführt haben. Das Litergewicht dieses Gases, d. h. das Gewicht eines Liters bei 0° und 760 mm Barometerstand ist 1,25 g.

4. Die Entdeckung des Sauerstoffs und die Zusammensetzung der Luft.

Es bleibt noch die Frage zu beantworten, was aus dem Teile der Luft geworden ist, der bei der Veraschung der Metalle verschwand. Die naheliegende Vermutung, daß er sich mit dem Metall vereinigt hat und daher in der Metallasche enthalten ist, wurde schon im 17. Jahrhundert

von dem englischen Arzt MAYOW ausgesprochen. Doch erst in den Jahren 1771—1774 gelang es dem Schweden SCHEELE und bald darauf dem Engländer PRIESTLEY durch Erhitzen der roten Quecksilberasche diesen in den Metallaschen enthaltenen Bestandteil der Luft auch wirklich darzustellen.

Erhitzt man rote Quecksilberasche in einem schwer schmelzbaren Reagenzglas, so entweicht 1. ein Gas, in dem sich ein eingeführter glimmender Holzspan entzündet und worin er mit blendendem Glanze verbrennt. Dieses Gas hat aus Gründen, die wir später noch kennen lernen werden, den Namen **Sauerstoff** erhalten. 2. Entsteht ein metallischer Beschlag an den kälteren Teilen des Reagenzglases, der aus **Quecksilber** besteht. — Hat man die Quecksilberasche genau abgewogen und solange erhitzt, bis sie ganz verschwunden ist, so findet man durch erneute Wägung des gebildeten Quecksilbers — von Versuchsfehlern abgesehen — in 2 g Quecksilberasche stets rund 1,85 g oder 92,6% Quecksilber und 0,15 g oder 7,4% Sauerstoff. Eine Messung des aus 2 g Quecksilberasche entstehenden Sauerstoffs ergibt rund 105 ccm Sauerstoff von 0° bei 760 mm. Ein Liter Sauerstoff von 0° bei 760 mm wiegt demnach (da 105 ccm 0,15 g wiegen) 1,34 g. Sauerstoffgas ist also schwerer als Luft, deren Litergewicht bei 0° und 760 mm 1,29 g ist. Der Sauerstoff kommt in Stahlflaschen auf 100 Atm. zusammengepreßt in den Handel.

【Bringt man auf eine den Boden eines Glashafens bedeckende Asbestplatte Eisen- oder Zinkpulver, füllt den Hafen durch Verdrängung der Luft mit Sauerstoff aus einer Stahlflasche oder aus einem Gasometer und berührt das Metallpulver mit einer glühenden Stricknadel, so verbrennen die Metalle viel lebhafter als in Luft. — Eine Uhrfeder aus Stahl verbrennt unter lebhaftem Funkensprühen, wenn sie mit einem Stückchen glimmenden Feuerschwamm in ein Gefäß mit Sauerstoff eingetaucht wird. — Führt man eine abgemessene Sauerstoffmenge nach Fig. 4 über glühendes Kupfer, so verschwindet aller Sauerstoff, weil er sich mit dem Kupfer zu Kupferasche vereinigt. — Verbrennt man Schwefel in einer Sauerstoffatmosphäre, so ist die Verbrennung auch bei diesem Stoffe eine sehr viel lebhaftere als in Luft, wie man an der hellblauen Flamme erkennt. Dabei entstehen stechend riechende Dämpfe, die wir später genauer kennen lernen werden, und die sich beim Schütteln mit Wasser in diesem auflösen und ihm einen sauren Geschmack erteilen — daher der Name Sauerstoff —, sowie eine Lösung des blauen Lackmusfarbstoffs rot färben. — Mischt man in einem mit Wasser gefüllten Standzylinder $\frac{1}{5}$ Volum Sauerstoff mit $\frac{4}{5}$ Volumen Stickstoff, kehrt ihn dann um und hält einen brennenden Span in das Gasgemisch, so brennt er darin weiter wie in gewöhnlicher Luft】

Unsere bisherigen Versuche führen zu dem Ergebnis: In der Luft

sind zwei Gase enthalten, nämlich 1. **Sauerstoff**, der die Bildung der Metallaschen herbeiführt, indem er sich mit den Metallen vereinigt und der die Verbrennung und Atmung unterhält, und 2. **Stickstoff**, der sich nicht mit den Metallen verbindet und bei der Aschenbildung übrig bleibt. **Die Luft besteht überall auf der Erdoberfläche aus fast genau $\frac{1}{5}$ Volum Sauerstoff und $\frac{4}{5}$ Volumen Stickstoff**; außerdem aus einigen anderen Stoffen, die wir z. T. später kennen lernen werden, die aber nur in sehr geringer Menge, zusammen noch nicht mit 1%, an der Zusammensetzung der Luft beteiligt sind.

In neuerer Zeit ist es gelungen, die Luft in größeren Mengen zu verflüssigen [T. § 29]. Sie wird zu diesem Zwecke mittels einer Druckpumpe auf etwa 200 Atm. zusammengedrängt, im Schlangenrohr durch eine Kältemischung abgekühlt und strömt aus einer engen Öffnung in ein geschlossenes Röhrensystem, wobei ihr Druck sinkt. Hierdurch kühlt sie sich stark ab und strömt zunächst um die Röhre, welche die komprimierte Luft enthält, deren Temperatur dadurch bedeutend herabgesetzt wird. Die Folge ist eine abermalige Temperaturerniedrigung, und so geht sie bei weiterem Ausströmen schließlich in den flüssigen Zustand über. Läßt man jetzt die flüssige Luft in geeigneten Apparaten verdampfen, so verdampft der bei niedrigerer Temperatur siedende Stickstoff (Siedepunkt -194°) zuerst und es bleibt Sauerstoff (Siedepunkt -180°) übrig, der noch rund 5% Stickstoff enthält. Solcher Sauerstoff kommt unter einem Drucke von etwa 100 Atm. in Stahlbomben in den Handel. Der Sauerstoff in den Bomben ist aber gasförmig und nicht flüssig, weil Sauerstoff bei Temperaturen über -119° durch keinen noch so hohen Druck verflüssigt werden kann. Bei -119° geht er aber durch einen Druck von 51 Atm. in den flüssigen Zustand über; bei Temperaturen unter -119° läßt er sich auch schon durch geringeren Druck verflüssigen, so ist er bei -183° schon durch eine Atmosphäre zu verflüssigen. Bei Stickstoff liegt die Temperatur oberhalb der er durch Druck nicht verflüssigt werden kann, bei -146° . Die Temperatur oberhalb der ein Gas nicht mehr verflüssigt werden kann, wie hoch man auch den Druck wählen mag, nennt man **kritische Temperatur**; der Druck, welcher notwendig ist, um ein Gas bei seiner kritischen Temperatur zu verflüssigen, heißt **kritischer Druck**. Die kritischen Temperaturen und Drucke sind für verschiedene Gase ganz verschieden.

Die Luftschicht, die den Erdball einhüllt, lastet mit einem erheblichen Gewicht auf der Erdoberfläche, sie übt einen Druck aus, der einer Quecksilbersäule von 760 mm das Gleichgewicht hält, was einem Gewicht von etwa 1 kg auf 1 qcm der Erdoberfläche entspricht.

Geschichtliche Bemerkungen. Wenn auch SCHEELLE und PRIESTLEY schon erkannt hatten, daß der Sauerstoff neben dem Stickstoff den

Hauptbestandteil der Luft ausmacht, so war ihnen doch unklar geblieben, welche Rolle der Sauerstoff bei der Bildung der Metallaschen, bei der Verbrennung und Atmung spielt. Erst der französische Physiker LAVOISIER gab die richtige Erklärung für diese Erscheinungen und räumte dadurch mit den z.T. phantastischen Vorstellungen auf, die sich die Forscher zu Ende des 18. Jahrhunderts von der „Verkalkung“ der Metalle und der Verbrennung machten. Diese nahmen fast allgemein an, daß beim Verbrennen etwas Brennbares, das sie Phlogiston nannten, aus den verbrennenden Stoffen herausginge. Der denkwürdige Versuch, durch den LAVOISIER 1777 den unumstößlichen Beweis lieferte, daß der Sauerstoff allein die Ursache der Metallverkalkung ist und daß die Luft aus ein Volum Sauerstoff und vier Volumen Stickstoff besteht, wurde folgendermaßen ausgeführt (Fig. 5): In einer Retorte *A* mit langem, *S*-förmig gebogenem

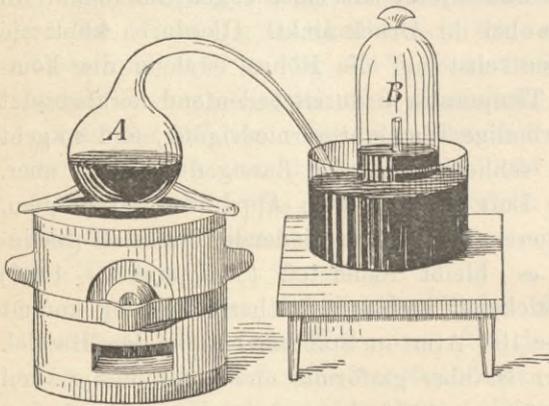


Fig. 5. LAVOISIER'S Versuch.

Halse wurde Quecksilber mit einer abgesperrten Luftmenge längere Zeit erhitzt. Dabei verschwand $\frac{1}{5}$ des Luftvolums; beim darauffolgenden kräftigeren Erhitzen des entstandenen Quecksilberoxyds wurde ebensoviel Sauerstoff frei, wie vorher aus der Luft verschwunden war.

Nach der aus dem Griechischen stammenden Bezeichnung Oxygenium

(Säureerzeuger) für Sauerstoff hat man den chemischen Vorgang der Metallveraschung als **Oxydation** bezeichnet. Die Verbindungen der Metalle mit Sauerstoff, die wir bisher Metallaschen nannten, heißen **Metalloxyde**, also Zinkoxyd, Bleioxyd, Eisenoxyd, Kupferoxyd usw. Die unedlen Metalle werden beim Erhitzen an der Luft oxydiert, während die edlen Metalle Gold, Silber und Platin beim Erhitzen keine Verbindungen mit dem Sauerstoff eingehen.

II. Die Leichtmetalle und ihre Oxyde.

Im Anfange des neunzehnten Jahrhunderts wurde eine Anzahl von schwer darzustellenden Metallen entdeckt, die sich von den bisher besprochenen vor allem dadurch unterscheiden, daß sie ungewöhnlich leicht sind; denn die Dichte der meisten dieser Metalle bleibt unter 3, während die Dichten der früher besprochenen Metalle wesentlich größer sind. Die

Metalle werden daher in Schwermetalle mit der Dichte über 4 und Leichtmetalle mit der Dichte unter 4 eingeteilt.

1. Die Alkalimetalle.

Die Metalle **Kalium** und **Natrium** sehen sich äußerlich sehr ähnlich. Beide sind weich, leicht mit dem Messer zu schneiden und lassen sich kneten. Auf der frischen Schnittfläche sind die Metalle silberweiß und metallglänzend. Die Schnittfläche überzieht sich aber sofort mit einer weißlichen Oxydhaut, und die Metalle gehen vollständig in die aus der Luft Feuchtigkeit anziehenden und daher zerfließenden Oxyde über, wenn man nicht den Sauerstoffzutritt verhindert. Daher bewahrt man diese Metalle unter Petroleum oder Ligroin auf, Flüssigkeiten, die keinen Sauerstoff enthalten. In der Natur können die Metalle daher natürlich auch nicht frei vorkommen. Beim Erhitzen schmelzen sie sehr leicht, entzünden sich und verbrennen, das Kalium mit violetter, das Natrium mit gelber Flamme.

Bei der Verbrennung entwickelt sich ein weißer Rauch, der ebenso wie die auf den Glühscherben zurückbleibende schmutzig weiße Masse aus den **Oxyden** der beiden Metalle besteht. Die Oxyde von Kalium und Natrium lösen sich abweichend von den Oxyden der Schwermetalle leicht in Wasser auf. Ja sie ziehen sogar Feuchtigkeit aus der Luft an, sie sind wasseranziehend oder hygroskopisch. Die Oxyde der beiden Metalle werden Alkalien genannt, und die zugehörigen Metalle heißen Alkalimetalle. Die Lösungen der Oxyde machen die Haut schlüpfrig und wirken ätzend. Sie heißen Kalilauge und Natronlauge, weil sie laugenhaft schmecken und verändern gewisse Pflanzenfarben in besonderer Weise, so färben sie z. B. den violetten Farbstoff der Lackmusflechte oder rotes Lackmuspapier deutlich blau; man sagt: sie reagieren alkalisch.

2. Die Alkalierdmetalle.

Das **Kalzium** kommt in Form von wulstigen Stangen oder Drehspänen in den Handel. Es überzieht sich an der Luft langsam mit einer dicken Oxydschicht, ist aber viel widerstandsfähiger gegen die Einwirkung des Luftsauerstoffs als die Alkalimetalle und braucht daher nicht unter Petroleum aufbewahrt zu werden, wenn man nur die Aufbewahrungsgefäße gut verschließt. Jedoch findet sich auch dieses Metall nicht in der Natur. Auf frisch angefeilten Flächen sieht es weiß, eisenähnlich aus. Das Metall ist wesentlich härter als Kalium und Natrium, auch härter als Blei und läßt sich mit dem Messer kaum schneiden. Beim Verbrennen an der Luft oder im Sauerstoff wird die Flamme gelbrot gefärbt, und es entsteht das weiße **Kalziumoxyd**. Dies ist in Wasser löslich, jedoch löst sich in der gleichen Menge Wasser sehr

viel weniger als von den Oxyden der Alkalimetalle. Die Lösung, die von dem nicht gelösten Anteil durch Filtrieren getrennt und dadurch völlig klar wird, heißt Kalkwasser. Sie färbt ebenso wie die aus gebranntem Kalk erhaltene Lösung rotes Lackmuspapier blau. „Gebrannter Kalk“ ist Kalziumoxyd, das durch starkes Erhitzen des in der Natur massenhaft vorkommenden Kalksteins erhalten wird. Durch Übergießen des gebrannten Kalkes mit Wasser entsteht der gelöschte Kalk, der mit Sand und Wasser vermengt als Mörtel zum Mauern und Tünchen gebraucht wird.

Die Metalle Barium und Strontium sind dem Kalzium sehr ähnlich, doch färbt das Barium bei seiner Verbrennung zu Bariumoxyd die Flamme grün, während das Strontium sie karminrot färbt. Diese beiden Metalle sind wesentlich schwieriger darzustellen als Kalzium. Die Oxyde der drei Metalle Kalzium, Barium und Strontium bilden erdige weiße Massen, die sich im Wasser viel schwerer lösen als die Oxyde der Alkalimetalle; sie werden zum Unterschiede von den Alkalien alkalische Erden genannt und die zugehörigen Metalle bilden die Gruppe der Alkalierdmetalle. Zu diesen Metallen gehört auch das seltene Radium, ein Element, das unter Aussendung höchst eigenartiger Strahlen (radius der Strahl) und unter Abgabe von Wärme, in andere Elemente zerfällt.

Das **Magnesium** ist den Alkalierdmetallen ähnlich. Es ist silberweiß, überzieht sich an der Luft aber mit einer Oxydhaut, die grauweiß aussieht. Das Magnesiumband verbrennt mit ruhiger Flamme von außerordentlicher Helligkeit, das Magnesiumpulver verpufft fast augenblicklich und mit blendendem Glanze. Ein Draht von 0,3 mm Durchmesser verbreitet bei seiner Verbrennung ungefähr soviel Licht wie 70 Stearinkerzen. Das Magnesium wird daher in der Feuerwerkerei, zu Theaterblitzen und zur Beleuchtung beim Photographieren benutzt.

Bei der Verbrennung entsteht weißes, pulveriges **Magnesiumoxyd**, das auch Magnesia oder Bittererde genannt wird. Ebenso wie bei der Verbrennung der Schwermetalle verbindet sich der Sauerstoff der Luft dabei mit dem Metalle. Das Magnesiumoxyd ist fast unlöslich in Wasser, doch wird befeuchtetes rotes Lackmuspapier durch frisches Magnesiumoxyd schwach gebläut.

3. Die Erdmetalle.

Das **Aluminium** ist ein leichtes weißes, etwas bläulich aussehendes Metall, das sich an der Luft kaum verändert. Beim Erhitzen in der Bunsenflamme schmilzt es und überzieht sich mit einer dünnen Oxydhaut. Wegen seiner Haltbarkeit und Leichtigkeit wird es zu mancherlei Gebrauchsgegenständen verarbeitet, z. B. zu Feldflaschen und Kochgeschirren für Soldaten und Touristen, für Küchengerät, in der Luftschiffahrt und als feines Pulver zum Bronzieren. Auch Legierungen mit Kupfer, Alu-

miniumbronze, oder mit Magnesium, Magnalium, finden technische Verwertung.

Bringt man das Metall in feiner Verteilung in die Flamme, so verbrennt es mit hellem Glanze zu einem schmutzig weißen, erdigen Pulver, das **Aluminiumoxyd** oder **Tonerde** genannt wird. Dieses Oxyd ist in Wasser unlöslich. Es findet sich als Mineral in der Natur bisweilen in glasklaren von ebenen Flächen begrenzten Stücken, sogenannten Kristallen, häufiger in trüben gerundeten Stückchen, und heißt Korund. Der Korund zeichnet sich durch große Härte aus. Eine durch Metalloxyde gefärbte Abart des Korunds ist der Rubin; schön dunkelrot gefärbte und klare Rubine sind hochgeschätzte Edelsteine, die teurer bezahlt werden als gleichgroße Diamanten. Auch die durch andere Metalloxyde blau gefärbten Saphire bestehen aus Aluminiumoxyd und gehören zu den begehrtesten Edelsteinen. Man findet Rubine und Saphire hauptsächlich in Hinterindien und Ceylon. Rubine und Saphire werden neuerdings in derselben Zusammensetzung und mit allen edlen Eigenschaften der natürlichen Steine auch künstlich dargestellt. Die unreinen trüben und durch Eisenoxyd braun gefärbten Abarten des natürlichen Korunds heißen Schmirgel und werden zum Schleifen von Edelsteinen, von Glas und Metall und zur Herstellung des Schmirgelpapiers benutzt.

Das Aluminium bildet zusammen mit einer Reihe von ähnlichen seltenen Metallen, z. B. dem Beryllium und dem Cer, deren Oxyde ebenfalls erdige Beschaffenheit haben, die Gruppe der Erdmetalle.

Die Leichtmetalle.

Namen	Dichte	Schmelzpunkt	Entdeckung
Kalium, K	0,86	62°	DAVY 1807
Natrium, Na	0,97	98°	„ 1807
Kalzium, Ca	1,55	780°	„ 1808
Barium, Ba	3,80	850°	„ 1808
Strontium, Sr	2,54	800°	„ 1808
Magnesium, Mg	1,74	650°	BUSSY 1830
Aluminium, Al	2,70	657°	WÖHLER 1827

III. Nichtmetalle oder Metalloide.

1. Wasserstoff und Wasser.

Wasserstoff (Hydrogenium) H. [Man bringe auf den Boden eines Jenaer Reagenzglases (Fig. 6 bei a) Eisenpulver, das mit Wasser zu einem steifen Brei angerührt worden ist und auf die Wand des

schräg gestellten Reagenzglases trockenes Eisenpulver (bei *b* Fig. 6) und ergänze den Apparat nach der Figur. Erwärmt man jetzt zunächst das trockene Eisenpulver durch Bestreichen mit der Spitze der Bunsenflamme und dann das feuchte Eisenpulver und führt die Mündung des unter Wasser getauchten Rohres unter das Röhrrchen *c*, so füllt sich dieses mit einem farblosen Gas. Sobald das Röhrrchen gefüllt ist, nimmt man das Gasleitungsrohr aus der Wanne und hört dann erst auf mit dem Erhitzen. Hält man das mit dem Daumen verschlossene Röhrrchen an eine Flamme, und nimmt den Daumen weg, so entzündet sich das Gas und verbrennt.]

Leitet man also Wasserdampf (aus dem angefeuchteten Eisen stammend) über heißes Eisenpulver, so entsteht ein farbloses Gas, das mit kaum sichtbarer Flamme brennt, während das Eisenpulver in eine schwarze Masse übergeht, die aussieht wie das bei der Verbrennung des Eisens entstehende Eisenoxyd. Das Gas, das nur aus dem mit dem Eisenpulver in Berührung gewesenen Wasser stammen kann, wird

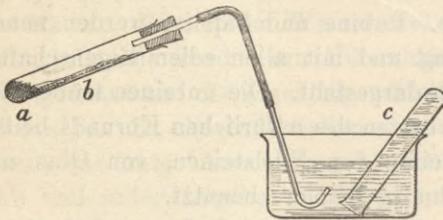


Fig. 6. Wasserstoff aus Wasser und Eisen.

Wasserstoff genannt. Wiederholt man diese Versuche in der

gleichen Weise mit Zink- und Magnesiumpulver, so erhält man wiederum Wasserstoff, während die Metalle in weiße den Oxyden ähnliche Pulver übergehen.

Bindet man einen halben Hornlöffel voll Kalziumspäne in ein Stückchen Mull ein, wirft das so entstandene Säckchen in eine Schale mit Wasser und stülpt ein großes mit Wasser gefülltes Reagenzglas darüber, so entwickelt sich schon bei gewöhnlicher Temperatur Wasserstoff. Das Wasser trübt sich und färbt dann rotes Lackmuspapier blau, wie die Lösung des Kalziumoxyds (S. 14). — Füllt man einen Standzylinder mit Wasserstoff aus einem Gasbehälter (Gasometer oder Bombe), hält ihn verkehrt mit dem offenen Ende nach unten und schiebt schnell von unten her eine brennende Kerze ein (Fig. 7), so entzündet sich das Wasserstoffgas an der Mündung des Zylinders, während die Kerze im Innern verlischt. Beim Herausziehen entzündet sich die Kerze von neuem an der Wasserstoffflamme, eine Erscheinung, die sich mehrmals wiederholen läßt. — Füllt man zwei gleichgroße Zylinder mit Wasserstoff, hält dann den einen verkehrt, den anderen aufrecht (Fig. 8), und bringt nach etwa 30 Sekunden eine Flamme an die Mündung der Gefäße, so entzündet sich der Wasserstoff, der in dem verkehrt gehaltenen Zylinder enthalten war, und verbrennt, während an dem mit der Öffnung nach oben gehaltenen Zylinder keine Entzündung mehr eintritt, weil der sehr leichte

Wasserstoff entwichen ist. Aus diesen Gründen kann man das Wasserstoffgas nach Fig. 9 auch aus einem Zylinder in einen anderen umgießen. Ein mit Wasserstoff gefüllter Kollodiumballon steigt an die Decke des Zimmers.]

Der Wasserstoff ist das leichteste aller Gase, 1 l davon wiegt bei 760 mm und 0° 0,09 g und ist also rund $14\frac{1}{2}$ mal so leicht wie Luft. Aus diesem Grunde werden Luftschiße mit Wasserstoff gefüllt. Die Freiballons erhalten meist eine Füllung von Leuchtgas, das auch leichter ist als Luft, doch nicht so leicht wie Wasserstoff.



Fig. 7.

Entzündungsversuch mit Wasserstoff.



Fig. 8.

Dichte des Wasserstoffs.

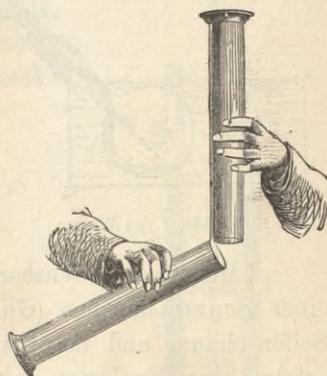


Fig. 9.

Das Wasser.

[Leitet man in umgekehrt gehaltene gut getrocknete Reagenzgläser oder Standzylinder trockenen Wasserstoff, entzündet ihn und läßt ihn verbrennen, so zeigen die Innenwände der Gefäße einen deutlichen Beschlag, der aus feinen Wassertröpfchen besteht. Läßt man Wasserstoff aus einer Glasröhre brennen und hält eine kalte Glasglocke darüber, so bedeckt sich diese auf der Innenwand alsbald mit einem wässerigen Beschlage; dieser zieht sich, solange die Glasglocke noch nicht zu stark erhitzt ist, zu Tropfen zusammen, welche aufgefangen werden können [s. auch T. § 44]. Während eine Wasserstoffflamme in einer Stickstoffatmosphäre verlischt, brennt sie in einem durch den Schlauch *S* (Fig. 10) mit Sauerstoff gefüllten Kolben noch besser als in Luft und liefert bei der Verbrennung deutlich sichtbare Wassermengen, wenn man den Kolben durch Eintauchen in kaltes Wasser abkühlt und durch den Schlauch neuen Sauerstoff zuführt. (Sollte die Flamme während des Versuches einmal erlöschen, so muß erst einige Zeit Sauerstoff in den Kolben eingeleitet werden, ehe man die Wasserstoffflamme wieder einführen kann, sonst kann eine gefährliche Explosion eintreten.)]

Die Verbrennung des Wasserstoffs an der Luft oder in einer Sauerstoffatmosphäre besteht also darin, daß Wasserstoff und Sauerstoff sich zu Wasser vereinigen; **das Wasser besteht aus Wasserstoff und Sauerstoff.**

Die Bildung von Wasserstoff bei der Einwirkung mancher Metalle auf Wasser (S. 16) erklärt sich nun einfach: Die Metalle (Eisen, Kalzium) verbinden sich mit dem Sauerstoff des Wassers zu Metalloxyden und der Wasserstoff wird frei und entweicht.

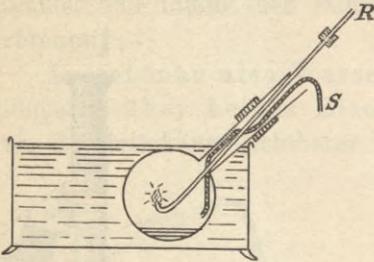


Fig. 10. Bildung von Wasser.

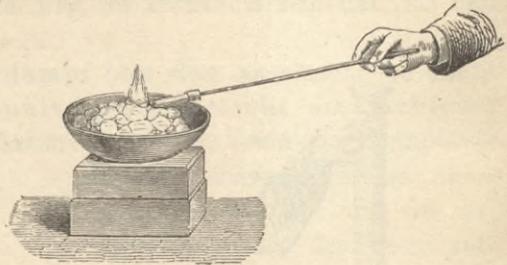


Fig. 11. Knallgas.

【Mischt man Wasserstoff und Sauerstoff in Volumverhältnis 2:1 in einer SCHEIBLERSCHEN (Gummi-)Blase, bläst von dem Gemenge etwas in Seifenschaum und berührt diesen dann mit einer Flamme (Fig. 11), so erfolgt eine Explosion mit außerordentlich heftigem Knall.】 Dies Gasgemenge wird daher auch Knallgas genannt. Eine Explosion, d. h. eine außerordentlich schnelle von einem Knall begleitete Verbrennung kann aber auch eintreten, wenn man Wasserstoff und Sauerstoff in anderen Volumverhältnissen miteinander mischt und auch dann, wenn man statt reinem Sauerstoff Luft nimmt. Daher muß Wasserstoff, ehe man ihn anzündet, stets erst auf Explosionsgefahr geprüft werden! Denn bei der Darstellung des Wasserstoffs sind die Entwicklungsgefäße zunächst immer mit Luft gefüllt, der sich dann, wenn die Wasserstoffentwicklung beginnt, Wasserstoff beimischt, so daß sich ein explosives Gemenge bildet, das eine gefährliche Explosion verursachen kann, wenn man es etwa an einem Gasableitungsrohr entzündet. 【Die Prüfung erfolgt, indem man ein Reagenzröhrchen verkehrt über die nach oben gerichtete Ausströmungsröhre des Wasserstoffentwicklers hält, das Röhrchen dann mit dem Daumen verschließt, und an eine mindestens 1 m entfernt stehende Flamme führt. Erfolgt bei der Entzündung des Gases ein Knall, oder ein pfeifendes Geräusch, so darf noch nicht angezündet werden, weil noch Luft beigemischt ist; pufft das Gas nur leise bei der Entflammung und brennt dann ruhig ab, so kann man es ohne Gefahr anzünden.】

Sorgt man dafür, daß die beiden Gemengteile des Knallgases sich erst in der Flamme selbst mischen können, so wird die Verbrennung des

Wasserstoffs mit Sauerstoff zu einem ganz ungefährlichen Experiment. Dies gelingt mittels des DANIELLSchen Hahnes (Fig. 12), bei dem Sauerstoff in einen Wasserstoffstrom eingeblasen wird und wo die Entzündung dort stattfindet, wo beide Gase zusammentreffen. Die sogenannte Knallgasflamme besitzt eine Temperatur von über 2000° , in der Platin schmilzt und eine Stricknadel unter lebhaftem Funkensprühen verbrennt. Eisenplatten können durch eine solche über die Platten hinweggeführte Knallgasflamme zerschnitten werden und Nähte an schmiedeeisernen Apparaten können zugeschweißt werden (autogene Schweißung). Richtet man die Flamme gegen sehr schwer schmelzbare Stoffe z. B. gegen Zylinder von Kalk, so strahlen diese infolge der starken Erwärmung ein sehr helles Licht aus (DRUMMONDSches Kalklicht).

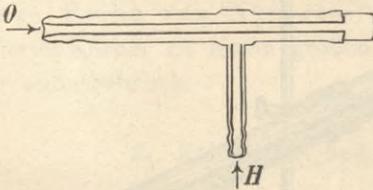


Fig. 12. DANIELLScher Hahn.

Quantitative Zusammensetzung des Wassers.

[Bringt man in dem Fig. 13 abgebildeten Eudiometerrohr ein durch Quecksilber abgeschlossenes Gemisch von einem Volum reinem Wasserstoff mit einem Volum reinem Sauerstoff durch einen elektrischen Funken zur Explosion, so bildet sich eine Spur Wasser und es bleibt Sauerstoff übrig. Nimmt man 3 Volume Wasserstoff und 1 Volum Sauerstoff, so bleibt Wasserstoff übrig. Wählt man aber genau 2 Volume Wasserstoff und 1 Volum Sauerstoff (im ganzen höchstens 10 ccm), so verschwindet das Gemisch scheinbar vollständig, es bleibt keines von den beiden Gasen übrig.] **Es verbinden sich also 2 Volume Wasserstoff mit 1 Volum Sauerstoff zu Wasser.** Das entstehende Wasser ist flüssig und nimmt daher einen verschwindend kleinen Raum ein [s. auch T. § 440ff. u. S. 844, Anm. 2].

Die Bildung von Wasser aus Wasserstoff und Sauerstoff erfolgt nach ganz festen Volumverhältnissen und demnach auch nach ganz unveränderlichen Gewichtsverhältnissen. Dabei stehen die Volumina der aufeinander einwirkenden Gase im Verhältnisse einfacher ganzer Zahlen (2 : 1).

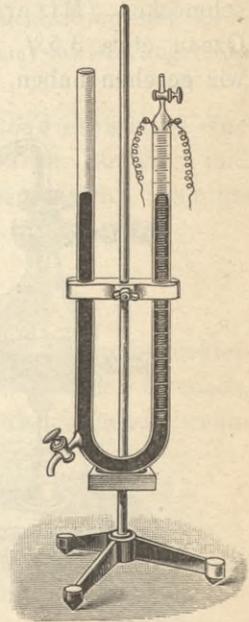


Fig. 13.

Das Wasser als Lösungsmittel.

Verdampft man etwas Leitungswasser oder Flußwasser in einem Uhrglase auf dem Wasserbad, so bleibt ein kleiner Rückstand auf dem Glase, wenn alles Wasser verdampft ist. Die natürlichen Wässer sind nie rein, sondern enthalten mehr oder weniger mineralische und organische Substanzen aufgelöst, die sie entweder dem Erdboden entzogen oder, wie das Regenwasser (und Schnee), durch den Staub der Luft in sich aufgenommen haben. An zahlreichen Orten treten Wässer zutage, welche so reich mit mineralischen Bestandteilen beladen sind, daß sie danach schmecken (Mineralwässer). Das Meerwasser enthält im offenen Ozean etwa 3,5%, in der Ostsee 0,5—2% Salzbestandteile gelöst. Wie wir gesehen haben, bleiben beim Verdampfen die gelösten Stoffe zurück;

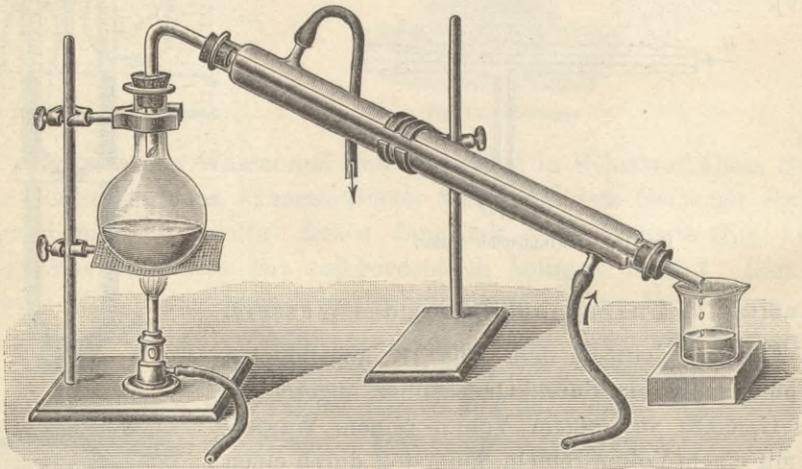


Fig. 14. Destillation von Wasser.

daher stellt man reines Wasser her, indem man gewöhnliches Wasser **destilliert**, d. h. verdampft und die Dämpfe durch Abkühlung wieder verdichtet. Destilliert man gefärbtes und mit Kochsalz versetztes Wasser mit Hilfe des LIEBIGSchen Kühlers (Fig. 14), so erhält man farbloses destilliertes Wasser, das auf einem Uhrglase beim Verdampfen nichts hinterläßt, während im Destillierkolben ein Rückstand von Kochsalz und Farbstoff hinterbleibt.

Läßt man ein Glas mit Quell- oder Leitungswasser längere Zeit stehen, so bilden sich an den Wänden des Glases Gasbläschen; erwärmt man solches Wasser, etwa durch Bestreichen eines damit gefüllten in einer Schale mit Wasser umgestülpten Reagenzglases mit einer Flamme, so steigen die in großer Zahl gebildeten Gasblasen auf und erfüllen den oberen Teil des Reagenzglases mit einem Gase, dessen genauere Untersuchung ergibt, daß es aus etwa 65 Volumteilen Stickstoff und 35 Volum-

teilen Sauerstoff besteht. Diese beiden Gase hat das Wasser aus der Luft aufgenommen. Da sich vom Sauerstoffgas in der Volumeinheit Wasser mehr löst als von Stickstoff, ist der Gehalt der im Wasser gelösten Luft an Sauerstoff größer als der der Atmosphäre. Ohne den in Wasser gelösten Sauerstoff wäre das Leben der Wassertiere und -pflanzen nicht möglich. Das Wasser vermag also auch Gase in sich aufzunehmen, aufzulösen oder zu absorbieren. Durch Erhitzen lassen sich die gelösten Gase austreiben, sie lösen sich also in kaltem Wasser leichter als in wärmem.

Ist so das Wasser ein wichtiges Lösungsmittel für Mineralstoffe und Gase, so spielt es weiter bei der Umgestaltung der Erdoberfläche als Transportmittel für die durch die Verwitterung entstandenen Gesteinstrümmen eine große Rolle.

Aber auch als Nahrungsmittel und als Lösungsmittel für eine ganze Reihe von Nährstoffen ist das Wasser für Tier und Pflanze, deren Körper zu einem großen Teil aus Wasser besteht, bekanntlich völlig unentbehrlich.

2. Kohlenstoff und Kohlendioxyd.

Kohlenstoff (Carboneum) **C**. Erhitzt man in einem bedeckten Gefäße Substanzen organischen Ursprungs, z. B. Holz, Zucker, Knochen, Steinkohle, Braunkohle u. a., so entweichen anfänglich übelriechende brennbare Gase (Fig. 15), und zuletzt bleibt ein schwarzer Rückstand, der die stärkste Glühhitze verträgt, ohne sich weiter zu verändern [T. § 50]. Die Rückstände bestehen der Hauptsache nach aus Kohlenstoff (organischem Kohlenstoff). Man unterscheidet sie nach dem Materiale, welchem sie entstammen, als Holzkohle, Zuckerkohle, Knochenkohle, Koks (der Rückstand von glühender Steinkohle) usw.

Allen diesen Kohlenstoffarten sind mehr oder weniger große Mengen von mineralischen Stoffen beigemischt, welche aus dem Rohmateriale stammen und beim Verbrennen der Kohle als Asche zurückbleiben (s. u.). Werden die beim Glühen der Steinkohlen entstehenden Gase gereinigt (s. organ. Teil), so bilden sie das bekannte Leuchtgas. Dieses enthält auch noch Kohlenstoff, der sich an einem in die leuchtende Gasflamme gehaltenen kalten Gegenstand als Ruß abscheidet. Auch aus einer Kerzen-, Petroleum- oder Terpentinölflamme scheidet sich Ruß ab, der hauptsächlich zur Bereitung von Druckerschwärze Verwendung findet.

Der organische Kohlenstoff ist schwarz, mehr oder weniger

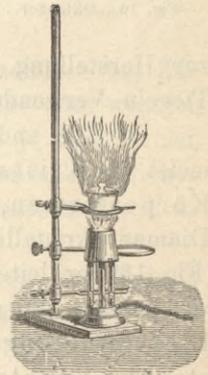


Fig. 15.
Verbrennen von Holz.

porös oder blasig aufgetrieben, in Wasser vollkommen unlöslich und in stärkster Glühhitze bei Luftabschluß vollkommen unveränderlich.

Er besitzt, besonders wenn er frisch ausgeglüht ist, in hohem Grade die Fähigkeit, Gase zu absorbieren (z. B. Sauerstoff aus der Luft, wobei er sich unter Umständen so stark erhitzen kann, daß er sich entzündet [T. § 67b]), und Farbstoffe, sowie manche andere Substanzen (z. B. gewisse Gifte) aus wässrigen Lösungen auf sich niederschlagen (Entfärbung von Rotwein und gefärbten Pflanzensäften, Desinfektion von ungenießbarem Wasser durch Tierkohle) [T. § 51].

Außer dem organischen Kohlenstoff kennt man noch zwei andere Formarten oder allotrope¹⁾ Modifikationen des Kohlenstoffs, die genau aus demselben Stoff bestehen, aber ganz andere physikalische Eigenschaften haben:

a) **Graphit** oder Wasserblei ist eine dichte oder schuppige, metallisch glänzende, grauschwarze Masse. Er fühlt sich fettig an, ist sehr

weich (Härte²⁾ = $\frac{1}{2}$ — 1) färbt daher leicht ab und ist ein guter Leiter für die Elektrizität. Graphit von geringerer Güte wird bei Passau, sehr guter in Sibirien und Ceylon bergmännisch gewonnen und findet namentlich zur Fabrikation von Bleistiften,

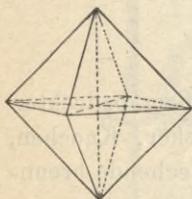


Fig. 16. Oktaeder.



Fig. 17. Kapdiamant.

zur Herstellung von Ofenschwärze und mit Ton gemischt zu feuerfesten Tiegeln Verwendung.

b) Die andere Formart, der **Diamant**, findet sich in der Natur meist in Kristallen. Das sind von ebenen Flächen begrenzte Körperformen, die auf natürlichem Wege entstanden sind. Der Diamant kristallisiert in oktaedrischen Formen des regulären Systems (Fig. 16), er leitet die Elektrizität nicht. Er hat von allen Stoffen, die wir kennen, die größte Härte und zeichnet sich infolge seines großen Lichtbrechungsvermögens durch hohen Glanz und infolge seines starken Lichtzerstreuungsvermögens durch lebhaftes Farbenspiel aus. Die wasserhellen Formen sind kostbare Edelsteine. Die trüben und schwarzen Abarten dienen zum Schleifen von Edelsteinen und zum Besetzen von Gesteinsbohrmaschinen. Der Diamant findet sich meist in aufgeschwemmtem Land (Diamantseifen), so in Australien, Ostindien, Brasilien, Deutsch-Südwestafrika, aber auch ein-

¹⁾ *Allos* (allos), ein anderer, und *tróπος* (tropos), die Wendung, die Art; also andersgeartet (äußerlich).

²⁾ Härteskala, s. im mineralogischen Teil.

gewachsen in vulkanischen Gesteinen, im blue ground von Südafrika (Kapdiamant, Fig. 17), das heute fast 90% aller Diamanten liefert. Meist sind die Diamanten recht klein, solche von 1 g = 5 Karat sind schon selten, der größte bisher gefundene Diamant von Johannesburg wog 3024 Karat, also rund 600 g. Als Schmuckstein wirkt der Diamant erst dadurch, daß er geschliffen, d. h. mit einer Anzahl glatter Flächen (Fazetten) versehen wird. Die häufigste Schliffform, die beim Diamanten zur Anwendung kommt, ist der Brillant (Fig. 18 u. 19). Daher werden die in dieser Form geschliffenen Diamanten auch einfach als Brillanten bezeichnet. Die aus Glasmasse bestehenden Nachahmungen des Diamants (Simili-, Jura-Diamanten) sind niemals so hart wie dieser und haben eine höhere Dichte, wodurch sie sich leicht von echten Diamanten unterscheiden lassen.

Während der Diamant wohlausgebildete Kristalle bildet, besitzt der Graphit bisweilen kristallinische Formen, welche darauf hinweisen, daß Kristalle, die in der Bildung begriffen waren, nicht zur vollkommenen Ausbildung gekommen sind. Beim organischen Kohlenstoff aber fehlt jede Spur einer Kristallausbildung. Er ist entweder amorph, d. h. gestaltlos, oder er zeigt die Struktur der Gebilde, aus denen er entstanden ist (Holzkohle).

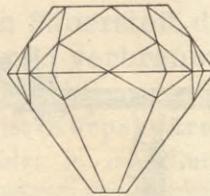


Fig. 18.
Brillant von der Seite.

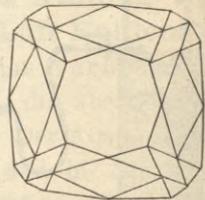


Fig. 19.
Von oben.

Wird Kohlenstoff nicht in geschlossenen Gefäßen, sondern bei Zutritt von Luft oder Sauerstoff erhitzt, so verbrennt er mehr oder weniger leicht meist ohne Flamme unter Glimmen und hinterläßt je nach seiner Abstammung eine mehr oder weniger große Menge unverbrennlicher Substanz oder Asche. Ganz reiner Kohlenstoff, z. B. wasserklarer Diamant, hinterläßt keine Spur von Asche.

Daß diese Asche nicht wie die sogenannten Aschen der Metalle das Verbrennungsprodukt des Kohlenstoffs ist, sondern daß dieses beim Verbrennen in Form eines unsichtbaren Gases entweicht, läßt sich leicht dartun, wenn man in einem Glasrohre Kohlenstoff, z. B. Holzkohle von außen erhitzt und Sauerstoff darüber leitet (Fig. 20). Die Kohle verschwindet im Rohre und ebenso der Sauerstoff und das auftretende Gas besitzt nicht mehr die Eigenschaft, die Verbrennung zu unterhalten, sondern es verlöscht vielmehr die Flammen, mit denen es in Berührung kommt. Fängt man das Gas in Wasser auf, so erteilt es ihm einen säuerlichen Geschmack und färbt blauen Lackmusfarbstoff schwach rot [T. § 52]. Dieses Gas ist das eigentliche **Verbrennungsprodukt des Kohlenstoffs**, und heißt:

Kohlendioxyd, wird aber fälschlich gewöhnlich Kohlensäure genannt. Es ist farblos und geruchlos; 1 l davon wiegt 1,964 g (0° , 760 mm). Es ist also etwa $1\frac{1}{2}$ mal so schwer wie Luft und sammelt sich daher auf dem Boden der Gefäße an, in die es geleitet wird, wie man daran erkennt, daß von einigen in einem Zylinder übereinander angeordneten Kerzen die unterste zuerst, die höheren der Reihe nach später verlöschen, wenn Kohlendioxyd in den Zylinder eintritt. Die kritische Temperatur des Kohlendioxyds ist $+31^\circ$ und der kritische Druck 75 Atm. Bei 0° läßt es sich schon unter einem Druck von 36 Atm. verflüssigen. Die in den Handel kommenden Bomben enthalten flüssiges Kohlendioxyd, das zu einer festen schneeartigen Masse erstarrt, wenn man es aus der Bombe in einen Beutel ausströmen läßt (Verdunstungswärme).

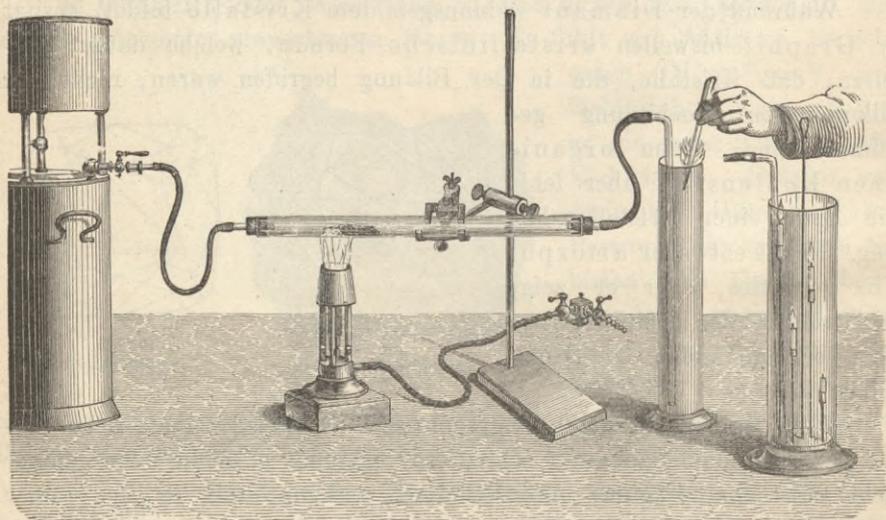


Fig. 20. Verbrennen von Kohlenstoff.

Das Kohlendioxyd wird vom Wasser gelöst; 1 l Wasser nimmt bei gewöhnlicher Temperatur etwa 1 l Kohlendioxyd auf. Wasser, das damit gesättigt ist, schmeckt säuerlich und heißt kohlen-saures Wasser. Unter stärkerem Drucke nimmt das Wasser größere Mengen des Gases auf, das nach Entfernung des Druckes z. B. beim Öffnen einer Flasche unter Aufbrausen entweicht. — Alle natürlichen Wässer enthalten größere oder geringere Mengen Kohlendioxyd: Quell- und Brunnenwasser in der Regel sehr wenig, Mineralwässer oft so viel, daß es beim Schöpfen derselben perlend oder sprudelnd entweicht (Säuerlinge).

Giëßt man zu Wasser, das Kohlendioxyd gelöst enthält, klares Kalkwasser, oder leitet man Kohlendioxyd durch Kalkwasser, so wird dieses milchig-trübe. Diese Veränderung des Wassers durch Kohlendioxyd, deren Ursache wir später verstehen lernen, dient zur Erkennung

von Kohlendioxyd. — Durch Verbrennung von Kohle im Sauerstoffstrom erhaltenes Kohlendioxyd trübt Kalkwasser sofort. Leitet man einen Luftstrom einige Zeit durch Kalkwasser, so tritt gleichfalls eine Trübung ein. **Die atmosphärische Luft enthält also auch Kohlendioxyd.** Denn bei der Verbrennung von Kohlen auf unseren Feuerherden kommt es durch die Schornsteine in die Luft; dazu kommt, daß es in vulkanischen Gegenden bisweilen in beträchtlichen Mengen dem Boden entströmt, z. B. in Pyrmont (Dunsthöhle), im Brohltal am Rhein, in den Phlegräischen Feldern bei Neapel (Hundsgrotte). Der Gehalt der Luft an Kohlendioxyd ist aber nur sehr gering, denn in 10000 l Luft sind rund 3 l davon enthalten. — Wird ausgeatmete Luft durch Kalkwasser geblasen, so trübt sich dieses schneller, als wenn man einen annähernd gleich starken Strom gewöhnlicher Luft hindurchleitet. Die ausgeatmete Luft enthält mehr Kohlendioxyd als die eingeatmete. Dies erkennt man auch daran, daß eine Kerze verlischt, wenn sie in Luft eingetaucht wird, die man mittels eines Glasrohres in einen mit Wasser gefüllten in der Wanne umgestülpten Glaszylinder eingeblasen hat. **Bei der Atmung wird also dem Körper durch den Sauerstoff der Luft Kohlenstoff entzogen und zu Kohlendioxyd verbrannt,** eine Verbrennung, die zwar ohne Flamme oder Glüherscheinung erfolgt, die aber dennoch von Wärmeentwicklung begleitet ist (Körperwärme). Der Austausch von Sauerstoff und Kohlendioxyd erfolgt in der Lunge und in den feinen Blutgefäßen.

Enthält die Luft mehr als die normale Menge an Kohlendioxyd, so ist sie der Gesundheit nachteilig, ja eine Luft, mit einem Gehalt von 3—4% Kohlendioxyd kann den Tod durch Erstickung herbeiführen. In geschlossenen Räumen, welche von vielen Menschen besetzt sind, kann durch die Atmung und des Abends überdies noch durch das Brennen von Gasflammen der Kohlendioxydgehalt der Luft in schädlicher Weise anwachsen. Dem beugt man beim Bau der Häuser durch Ventilation vor, indem durch passend angelegte Kanäle im Mauerwerk für Abführung der verdorbenen Luft und andererseits für Zuführung entsprechender Mengen frischer Luft durch andere Kanäle gesorgt wird. In Räumen, die nur von wenigen Menschen bewohnt werden, ist eine solche Vorsichtsmaßregel nicht notwendig, da auch bei geschlossenen Türen und Fenstern infolge der Diffusion durch die Ritzen derselben, ja selbst durch das poröse Mauerwerk [T. § 53], ein fortwährender Gasaustausch stattfindet, welcher meist genügt, um das gestörte Gleichgewicht wieder herzustellen.

3. Schwefel und Schwefeldioxyd.

Der **Schwefel** (Sulfur) **S** ist ein gelber fester Stoff der in Form von Stangen als Stangenschwefel oder in Pulverform als Schwefelblumen oder Schwefelblüte in den Handel kommt. — Schwefel-

stückchen knistern, wenn man sie in der Hand erwärmt, weil infolge der geringen Wärmeleitungsfähigkeit des Schwefels die äußeren erwärmten Teile sich stärker ausdehnen als die inneren. Die Elektrizität leitet er nicht und durch Reiben wird er elektrisch. Er schmilzt bei 120° zu einer honiggelben Flüssigkeit; bei $250\text{--}260^{\circ}$ wird er rotbraun und sehr dickflüssig; bei höherer Temperatur wieder dünnflüssig und siedet schließlich bei 448° . Durch Erhitzen in einer Retorte läßt er sich destillieren (Fig. 21). Kühlt man die Dämpfe schnell ab, indem man sie etwa in einen großen Kolben (Fig. 22) oder nach (Fig. 23) in ein Reagenzglas eintreten läßt, so scheidet sich der Schwefel in Gestalt

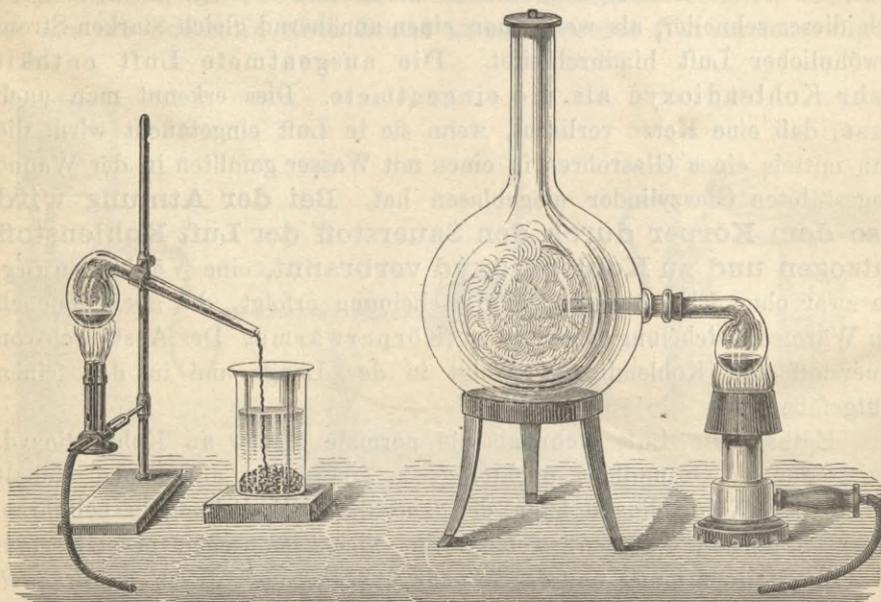


Fig. 21.

Fig. 22.

Destillieren und Sublimieren von Schwefel.

eines gelben aus winzigen Kriställchen bestehenden Pulvers (Schwefelblumen) an den Wänden ab: der Schwefel **sublimiert**, d. h. er geht aus dem gasförmigen unmittelbar in den festen Zustand über, ohne vorher flüssig zu werden.

In Wasser löst er sich nicht. Er kommt wie der Kohlenstoff in mehreren Formarten vor. Aus Lösungen (Schwefelkohlenstoff) scheidet er sich in gelben oktaederähnlichen Kristallen aus (oktaedrischer Schwefel). Bei langsamer Abkühlung [T. § 69c] erstarrt der geschmolzene Schwefel zu dünnen nadelförmigen Kristallen (Fig. 24) von bernsteingelber Farbe (nadelförmiger Schwefel), die sich in wenigen Tagen wieder in gelben Schwefel verwandeln. Gießt man stark erhitzten Schwefel in kaltes Wasser, so bildet er eine zähe gummiartige Masse

(amorpher Schwefel), der ebenfalls bald wieder in gewöhnlichen gelben Schwefel übergeht [T. § 69c].

Auf drei verschiedene Arten können demnach **Kristalle** entstehen: 1. aus Lösungen durch Verdunsten des Lösungsmittels; 2. aus Schmelzflüssen durch Abkühlung; 3. aus Dämpfen durch Sublimation.

In der Natur ist der Schwefel oft vulkanischer Abstammung. Er findet sich in schönen gelben mehr oder weniger durchscheinenden Kristallen (abgestumpfte rhombische Oktaeder) (Fig. 25) oder in gelben bis braunen Massen. Sizilien (Girgenti, Caltanissetta), Kalifornien und in letzter Zeit besonders Louisiana sind seine Hauptfundorte. Er findet ausgedehnte Benutzung hauptsächlich in der Pulverfabrikation, ferner zur Darstellung von Schwefelsäure, zur Herstellung von Kautschuk und in Form von Schwefelblumen zum Bestreuen der Reben als Schutz gegen Pilze.

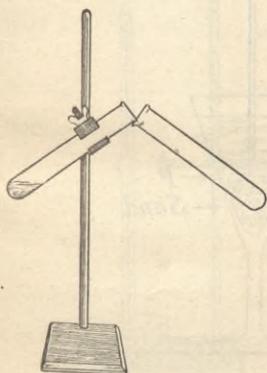


Fig. 23. Sublimation des Schwefels.



Fig. 24. Nadelförmiger Schwefel.

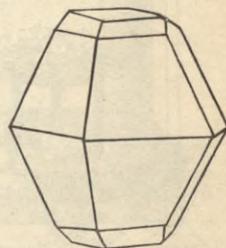


Fig. 25. Oktaedrischer Schwefel.

Wenn Schwefel an der Luft erhitzt wird, so verbrennt er mit bläulicher Flamme. Wenn man ihn in einem Rohre erhitzt, so läßt sich das gasförmige Verbrennungsprodukt auffangen. Dieses heißt:

Schwefeldioxyd und ist ein farbloses Gas von stechendem Geruch, das die Atmungsorgane stark reizt. Es ist mehr als doppelt so schwer wie Luft, sein Litergewicht ist 2,857. Es wird vom Wasser adsorbiert (ein Liter löst bei gewöhnlicher Temperatur etwa 40 l des Gases) und erteilt ihm einen scharf sauren Geschmack. Die Lösung — schweflige Säure — rötet blauen Lackmusfarbstoff stark. Das Schwefeldioxyd verdichtet sich bei -10° zu einer wasserhellen Flüssigkeit. Organische Farbstoffe werden durch Schwefeldioxyd gebleicht (Fig. 26), weshalb es in der Seiden- und Wollenbleiche sowie zum Bleichen von Stroh- und Weidenrutengeflechten (Strohhüte, Korbwaren, Papier) Verwendung findet. Auch tötet es organische Keime und

wird deshalb zur Beseitigung von Ansteckungsstoffen (Desinfektion) sowie zum Schwefeln von Weinfässern und Einmachegefäßen, Keller-räumen usw. benutzt.

4. Der **Phosphor**, (Phosphorus) P, wurde von dem Alchemisten Brandt in Hamburg im Jahre 1669 entdeckt bei dem Versuche, ein Goldelixier aus Harn herzustellen. Auch dieser Stoff kommt in mehreren Formarten vor, von denen für uns zwei von Wichtigkeit sind.

a) Gewöhnlicher oder weißer Phosphor ist eine sehr giftige wachsähnliche, meist zu Stengeln geformte Masse, die an der Luft raucht und im Dunkeln leuchtet, phosphoresziert, eine Eigenschaft, die in seinem Namen zum Ausdruck kommt, denn Phosphor bedeutet Lichtträger. Bei längerem Liegen an der Luft kann er sich von selbst entzünden, weshalb er unter Wasser aufbewahrt wird. Er schmilzt



Fig. 26. Bleichen durch Schwefeldioxyd.

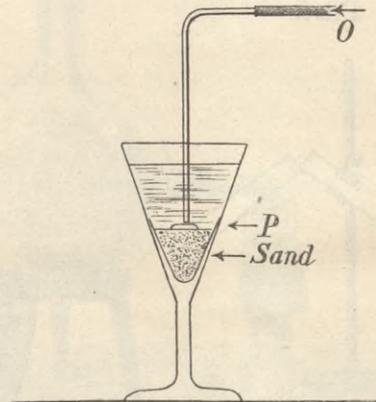


Fig. 27. Phosphor verbrennt unter Wasser.

unter Wasser bei 44° zu einer blaßgelben öligen Flüssigkeit; erwärmt man das Wasser auf 60° und darüber, so tritt Entzündung ein, wenn man durch ein Rohr Sauerstoff auf den über einer Sandschicht (Fig. 27) liegenden Phosphor leitet. Die Verbrennung erfolgt also unabhängig von den äußeren Umständen, sobald die Entzündungstemperatur erreicht und Sauerstoff zugegen ist. [Man bringe ein Stückchen weißen Phosphor auf einem Draht in ein Eudiometerrohr (Fig. 28) [T. § 64a] oder man führe aus einer Gasbürette mit Hilfe eines Niveaurohres 100 ccm Luft in eine mit Phosphor gefüllte Pipette [§ 64b], lasse sie dort einige Zeit in Berührung mit dem Phosphor und leite sie dann wieder in die Gasbürette zurück (Fig. 29). In beiden Fällen verschwindet $\frac{1}{5}$ der Luft, in letzterem Falle erhält man eine ganz genaue Analyse der Luft.]

[Man erhitze ein erbsengroßes Stückchen gut getrockneten Phosphors in einem Reagenzglaschen, das man mit einem Wattepfropf locker ver-

geschlossen hat.] Bei vorsichtigem Erhitzen bildet sich an der erhitzten Stelle bald eine rote Masse in dem geschmolzenen Phosphor. Dies ist:

b) Roter Phosphor, der aus dem gewöhnlichen durch Erhitzen in einer sauerstofffreien Atmosphäre auf $240\text{--}250^\circ$ entsteht. Er raucht nicht an der Luft, entzündet sich auch nicht von selbst und kann deshalb in gewöhnlichen Gefäßen aufbewahrt werden. Er ist auch nicht giftig. Erhitzt man den roten Phosphor wie vorher den weißen in einem Probiergläschen über 260° , so verdampft er und aus dem Dampf scheidet sich an den kälteren Teilen des Reagenzgläschens wieder weißer Phosphor ab. Beim Erhitzen des roten Phosphors an der Luft entzündet sich der dabei wieder entstehende weiße sofort nach seiner Bildung. Legt man auf ein Eisenblech etwas weißen und etwas roten Phosphor und stellt

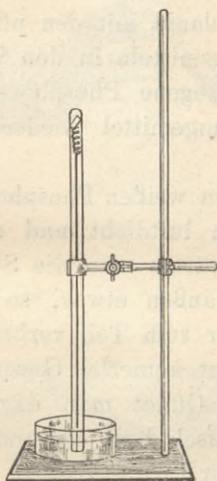


Fig. 28. Luftanalyse mit Phosphor.

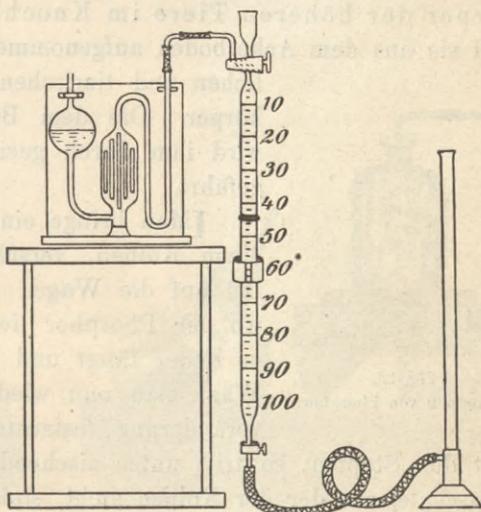


Fig. 29. Luftanalyse mit der Phosphorpipette.

in die Mitte zwischen den beiden Phosphorarten einen Brenner unter, so entzündet sich der rote Phosphor viel später als der weiße. Auch unter der Einwirkung des Lichtes wird weißer Phosphor in roten verwandelt [T. § 56c].

Benutzung des Phosphors: Früher diente der weiße Phosphor hauptsächlich zur Fabrikation der gewöhnlichen Streichhölzer, in deren Zündkuppen er enthalten war. Diese sind durch Reichsgesetz verboten, weil die Arbeiter in den Phosphorzündholzfabriken schweren Gesundheitsschädigungen ausgesetzt waren. Die sogenannten schwedischen Zündhölzer haben eine phosphorfreie Zündmasse, entzünden sich beim Reiben an nicht präparierten Flächen nur schwer oder gar nicht, hingegen leicht auf der an den Schachteln angebrachten Streichfläche, welche roten Phosphor enthält. Mit Speck oder Mehl vermischt findet der Phosphor auch als Rattengift Verwendung.

Wird Phosphor in einem mit Sauerstoff gefüllten Ballon verbrannt, so entwickelt sich ein weißer Rauch (Fig. 30), der sich auf dem Boden und an den Wänden zu einer schneeartigen Masse niederschlägt [T. § 56 e]. Sie heißt **Phosphorpentoxyd** oder **Phosphorsäureanhydrid**. Dies wird an der Luft durch Wasseraufnahme feucht und schmierig, weil es stark hygroskopisch ist. Die Lösung in Wasser heißt Phosphorsäure, hat scharf sauren Geschmack und färbt blaues Lackmuspapier stark rot. Die Phosphorsäure ist kein Gift, wie der Phosphor, sondern sie ist im Gegenteile zum Leben der Pflanzen und Tiere unbedingt erforderlich. **Es kann sich keine organische Zelle ohne Phosphorsäure bilden.**

In den Pflanzen findet sie sich namentlich in den Samen und im Körper der höheren Tiere im Knochengerüste. Von den Pflanzen wird sie aus dem Ackerboden aufgenommen und gelangt mit den pflanzlichen und tierischen Nahrungsmitteln in den Tierkörper. Die dem Boden entzogene Phosphorsäure wird ihm durch geeignete Düngemittel wieder zugeführt.



Fig. 30.

Verbrennen von Phosphor.

[Man bringe ein Stückchen weißen Phosphor in einen Kolben, verschließe ihn luftdicht und setze ihn auf die Wage. Dann erwärme man die Stelle, wo der Phosphor liegt, von außen etwas, so daß er Feuer fängt und ganz oder zum Teil verbrennt. Wägt man nun wieder, so ist keinerlei Gewichtsveränderung festzustellen. — Öffnet man dagegen jetzt den Stopfen, so tritt unter zischendem Geräusch Luft ein und die Wagschale, auf der der Kolben steht, sinkt herunter.]

Aus diesem Versuch und aus zahlreichen ähnlichen Versuchen geht hervor, daß bei chemischen Vorgängen keine Vermehrung oder Verminderung des Gewichts der an der Reaktion beteiligten Stoffe eintritt. **Gesetz von der Erhaltung des Gewichts.**

5. Das **Arsen**, (Arsenicum) As, ist eine graue, metallisch glänzende, kristallinische, spröde Masse; es verdampft, in einem Glasröhrchen erhitzt, ohne zu schmelzen, und setzt sich oberhalb zu einem metallisch glänzenden Ringe (Arsenspiegel) an, es sublimiert (Fig. 31). Arsen kommt in gediegenem Zustande im Scherbenkobalt vor. Eine Legierung mit Blei liefert den Hartschrot. Wird es an freier Luft (z. B. mittels einer Lötrohrflamme) auf einer Unterlage von Kohle (Fig. 32) erhitzt, so verbrennt es zu einem als Rauch aufwirbelnden weißen, pulverförmigen Produkte. Dabei entweichen geringe Mengen Arsendampf unverbrannt und verbreiten einen knoblauchartigen Geruch [T. § 57 e]. Das Verbrennungsprodukt ist:

Arsentrioxyd, gewöhnlich Arsenik genannt. Es ist ein weißes

höchst giftiges Pulver. In Wasser, besonders in kaltem, löst es sich sehr schwer. Die Lösung — arsenige Säure — rötet Lackmus schwach. Benutzung zur Vergiftung schädlicher Tiere, in der Medizin, in der Glas- und Farbenfabrikation. Die arsenhaltigen Farben finden trotz ihrer Schönheit nur geringe Anwendung, weil ihre Giftigkeit den Gebrauch einschränkt.

6. Das **Antimon**, (Stibium) Sb, sieht grauweiß aus, zeigt kristallinische Struktur und ist so spröde, daß es sich pulvern läßt. Es zeigt noch mehr Metallglanz wie das Arsen und kann als Übergangsglied zwischen Metallen und Metalloiden angesehen werden, weil es verschiedene Eigenschaften dieser beiden Gruppen besitzt. Eine Legierung von Antimon



Fig. 31. Arsenspiegel.



Fig. 32. Verbrennen von Arsen.

mit Blei wird zu Buchdruckerlettern verarbeitet, eine Legierung mit Zinn heißt Britanniametall. Das Antimon wird nur selten gediegen gefunden, es wird aus Erzen gewonnen. Es schmilzt bei 440° (z. B. v. dem Lötrohre auf Kohle) und verbrennt unter Ausstoßung eines weißen Rauches zu einer weißen pulverigen Masse, dem in Wasser unlöslichen Antimontrioxyd.

Diesen nicht metallischen Körpern schließen sich noch an:

7. **Bor**, (Borum) B, und 8. **Kiesel**, (Silicium) Si, von denen nur die Oxyde von Bedeutung sind.

Borsäure bildet kleine, weiße Kristallschüppchen (wasserhaltig) von schwach säuerlichem Geschmacke, die sich in heißem Wasser ziemlich leicht lösen, sich beim Abkühlen aber daraus zum größten Teile wieder abscheiden. Die Lösung macht blaues Lackmus schwach rot und Curcuma braun. Wird die kristallisierte Borsäure in einem

flachen Porzellanschälchen zuerst gelinde und dann stärker erhitzt, so bläht sie sich unter Ausstoßen reichlicher Mengen von Wasserdampf auf und hinterläßt zuletzt eine glasartig erstarrende, leicht zerbrechliche Masse, das Oxyd des Bors. Die Borsäure wirkt fäulniswidrig (antiseptisch) und wird daher in der Medizin bei der Behandlung von Wunden benutzt. Sie färbt die Flammen brennender Körper grün [T. § 59]. — Vorkommen in den Wasserdämpfen, die in den vulkanischen Gegenden Toskanas aus dem Erdboden dringen, als Sassolin und als Bestandteil des Borax.

Siliziumdioxid, meist Kieselsäure genannt, bildet den häufigsten Bestandteil der festen Erdkruste. Es ist daher außerordentlich verbreitet, teils tritt es als selbständiges Mineral auf, teils bildet es selbst große Gesteinsmassen oder ist an der Zusammensetzung von Gesteinen und Mineralien beteiligt. Das Siliziumdioxid tritt in der Natur in so zahlreichen verschiedenen Formen und Farben auf, wie kein anderes

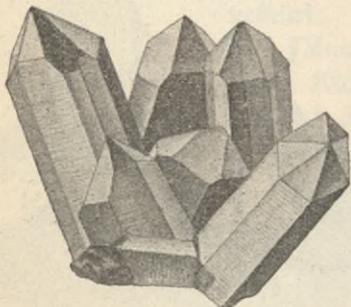


Fig. 33. Quarzdruse.



Fig. 34. Bergkristall.

Mineral. Die Fülle der Kieselsäuremineralien läßt sich in drei Hauptgruppen einteilen, deren Vertreter Quarz, Chalzedon und Opal sind.

1. **Quarz.** Dazu gehören die deutlich kristallisierten und kristallinischen Kieselsäuremineralien. Der farblose, wasserhelle Bergkristall bildet sehr schöne Kristalle des hexagonalen Kristallsystems. Sie bestehen aus einem regelmäßig sechsseitigen Prisma, dem ein oder, wenn die Kristalle nicht auf anderem Gestein gebildet wurden sondern freischwebend entstanden sind, zwei regelmäßig sechsseitige Pyramiden aufgesetzt sind (Fig. 33). Sehr häufig sind diese Prismen und Pyramidenflächen unter sich aber sehr verschieden groß. Sie sind gewissermaßen parallel mit sich selbst verschoben „verzerrt“ (Fig. 34). Die Winkel, unter denen die gleichartigen Flächen eines Kristalls sich schneiden, sind daher stets dieselben (Gesetz von der Winkelkonstanz). Die Prismenflächen sind meist horizontal gestreift. In Hohlräumen von kristallinischen Schiefen (Kristallkellern der Alpen) finden sich oft sehr schöne Berg-

kristalle. — Die braun durchsichtige Abart des Bergkristalls heißt Rauchquarz oder Rauchtropas, die violett gefärbte als Schmuckstein geschätzte Amethyst. — Der gemeine Quarz bildet Drusen von hexagonalen trüben Kristallen oder körnige, dichte, undurchsichtige Massen von weißer, gelber und grauer Farbe. Er ist ein Bestandteil vieler Gesteine, bei deren Verwitterung er zurückbleibt. Wird er dann von Flüssen oder vom Winde weggeschafft und abgerollt, so entsteht Sand; werden die Sandkörner von neuem durch Kieselsäure oder andere Bindemittel verbunden, so entstehen Sandsteine oder Quarzite. Milchquarz ist milchweißer, Rosenquarz rosafarbiger Quarz. — Das grünlich-graue Katzenauge und das braune seidenglänzende Tigerauge sind Abarten, die der Einlagerung feiner Kristallnadelchen von anderen Mineralien ihren Farbenschiller verdanken.

2. **Chalzedon** bildet nierenförmige wulstige Formen, ist an den Kanten durchscheinend und schwach grau, bläulich oder gelblich gefärbt und entweder einfarbig oder bandartig gestreift. Abarten davon sind der schwarz und weiß geschichtete Onyx, aus dem Kameen (Fig. 35) geschnitten werden, der fleischbis blutrote Karneol, der dunkelgrüne mit blutroten Eisenockerflecken durchsetzte Heliotrop und der Feuerstein. Dieser bildet kantendurchscheinende, schwarz-graue oder braune Knollen in der Kreide. Er bildet häufig das Versteinerungsmaterial für Fossilien, besonders für Seeigel. Er zeichnet sich durch scharfkantigen muscheligen Bruch aus.

Der Achat ist ein streifenweise geschichteter Chalzedon; die Schichten sind farblos, weiß, rötlich, rotgelb, bläulich oder braun, ge-



Fig. 35. Onyx (Kamee).



Fig. 36. Bandachat.

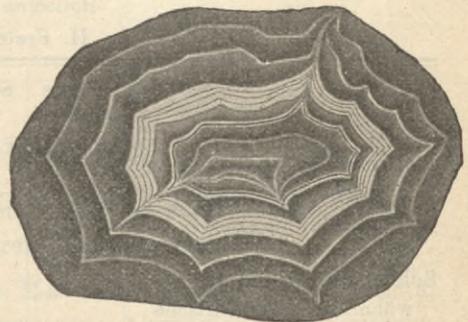


Fig. 37. Festungsachat.

legentlich durchsichtig, durchscheinend oder undurchsichtig und von sehr verschiedener Dicke. Er füllt größere oder kleinere, durch Dampfblasen entstandene Hohlräume in vulkanischen Gesteinen (Achatmandeln) aus. Früher fand er sich häufig bei Idar und Oberstein an der Nahe. Heute

kommt er meist aus Uruguay und Brasilien. Unterarten sind Bandachat (Fig. 36), Festungsachat (Fig. 37) u. a.

3. Der **Opal** ist amorphes Siliziumdioxyd mit wechselnden Mengen (3—13%) Wasser. Man unterscheidet: 1. Edlen Opal, der wegen seines prächtigen Farbenspiels als Edelstein geschätzt wird. 2. Feueropal ist durchscheinend hyazinthrot mit rötlichem und grünlichem Schimmer. 3. Der gemeine Opal ist weißlich, wachsgelb oder grau ohne Farbenspiel. Abarten davon sind der Halbopal und der Holzopal, das Material des versteinerten Holzes. — Kieselgur, Diatomeenerde oder Tripel besteht aus mikroskopischen Kieselskeletten von Diatomeen oder Kieselalgen. Sie bildet eine feinerdige, weißlich graue Masse, welche stark Flüssigkeiten aufsaugt und damit aufquillt, weshalb sie auch zur Dynamitfabrikation verwendet wird. Kieselgur ist ein schlechter Wärmeleiter und wird daher als Wärmeschutzmittel verwandt. Wegen ihrer Feinheit benutzt man sie als Poliermittel. Kieselgur kommt in der Lüneburger Heide, im Habichtswald bei Kassel, in Tripolis — daher die Bezeichnung Tripel — und an vielen anderen Orten vor.

Die besprochenen Metalloide und ihre Oxyde.

I. Gasförmige Metalloide.

	Litergewicht	Dichte Luft = 1	Kritische Temp.	Siedepunkt	Entdeckung
Sauerstoff , O (Oxygenium)	1,429 g	1,105	-119°	-183°	SCHEELE und PRIESTLEY (1774)
Stickstoff , N (Nitrogenium)	1,251	0,967	-146°	-196°	1772 von RUTHERFORD
Wasserstoff , H (Hydrogenium)	0,090	0,0696	-242°	-253°	im 16. Jahrh. durch PARACELSUS

II. Feste Metalloide.

	Dichte Wasser = 1	Schmelzpunkt	Siedepunkt	Bemerkungen
Kohlenstoff , C (Carboneum)				
Amorpher Kohlenstoff	1,2—1,7	~3500°	—	
Graphit	2,3			
Diamant	3,51			
Schwefel , S (Sulfur), gewöhnliche oktaëdrische Formart	2,07	113°	445°	Entzündungstemp. 260°. Bildet zahlreiche Modifikationen
Phosphor , P. (Phosphorus)				1669 von BRANDT in Hamburg entdeckt. Entzündungstemp. 60°.
Weißer	1,8	44°	287°	
Roter	2,2	—	—	1844 entdeckt
Arsen , As	5,7	Verdampft bei 180°	—	Seit dem 13. Jahrh. bekannt

	Dichte Wasser = 1	Schmelz- punkt	Siede- punkt	Bemerkungen
Antimon, Sb (Stibium)	6,6	630°	bei Weißglut	Seit dem 15. Jahrh. be- kannt
Bor, B (Borum), kristalli- sirtes	2,5	—	—	
Silizium, Si, kristallisiertes	2,3	1400°	—	1823 von BERZELIUS dar- gestellt

Oxyde dieser Metalloide

(Wasserstoff und Stickstoff ausgenommen).

I. Gasförmige.

	Liter- gewicht	Dichte Luft = 1	Krit. Temp.	Siede- punkt	1 l Wasser löst	Verhalten der Lösung gegen Lackmus
Kohlendioxyd	1,97 g	1,53	+ 31°	- 78°	1 l (bei 0°)	schwach sauer
Schwefeldioxyd	2,86	2,26	+ 157°	- 10°	50 l (bei 10°)	sauer

II. Feste.

	Farbe	Löslichkeit	Verhalten der Lösung gegen Lackmus
Phosphorpenoxyd	weiß	leicht löslich	sauer
Arsentrioxyd	„	schwer „	„
Antimontrioxyd	„	fast unlöslich	—
Bortrioxyd	„	löslich	sauer
Siliziumdioxyd	„	unlöslich	—

Allgemeiner Rückblick.

Die Oxyde lassen sich nach ihrem Verhalten zu Lösungsmitteln und Reagenzien (z. B. Pflanzenfarben) in drei Gruppen teilen:

1. Die Oxyde der schweren Metalle und des Aluminiums; sie sind in Wasser unlöslich und indifferent gegen Geschmack und Lackmus.

2. Die Oxyde der übrigen leichten Metalle, Alkalien und alkalische Erden; sie sind in Wasser löslich; die Lösungen schmecken laugenhaft und bläuen Lackmus (Basen).

3. Die Oxyde der Metalloide; sie sind meist in Wasser löslich; die Lösungen schmecken sauer und röten Lackmus (Säuren).

Säuren	Indifferente Oxyde	Alkalien und alkalische Erden
Kohlensäure.	Zinnoxid: weiß.	Kaliumoxyd
Schweflige Säure.	Bleioxyd: rötlich weiß.	Natriumoxyd
Phosphorsäure.	Zinkoxyd: weiß.	Kalziumoxyd
Arsenige Säure.	Eisenoxyd: rotbraun.	Bariumoxyd
Borsäure.	Kupferoxyd: schwarz.	Strontiumoxyd
Kieselsäure.	Aluminiumoxyd oder Tonerde: weiß.	Magnesiumoxyd: alle weiß.

Das Wasser ist indifferent: weder sauer, noch alkalisch.

Alle diese Oxyde lassen sich durch direkte Einwirkung von Sauerstoff auf Metalle und Metalloide erzeugen und entstehen durch Verbindung des Sauerstoffs mit dem betreffenden Stoffe. Sie haben ganz andere Eigenschaften wie die Stoffe, aus denen sie entstanden sind, und keinerlei Ähnlichkeit mehr mit ihnen; es sind neue Stoffe, und sie werden deshalb mit neuen Namen bezeichnet. Alle Vorgänge, bei denen die Substanzen der Körper sich derart verändern, daß neue Substanzen oder Stoffe entstehen, gehören dem Gebiete der Chemie an.

Die Chemie ist ein Zweig der beobachtenden Naturwissenschaften; ihre Aufgabe ist, die **stofflichen** Veränderungen der Substanzen zu untersuchen und die Ursachen derselben aufzufinden. Hierdurch unterscheidet sie sich von der Physik, welche es nur mit solchen Erscheinungen zu tun hat, bei denen die Substanz der Körper unverändert bleibt. Beide Gebiete grenzen aber hart aneinander und haben gemeinschaftliche Berührungspunkte.

Alle chemischen Veränderungen beruhen entweder auf der Verbindung zweier (oder mehrerer) Stoffe zu einem neuen: **Zusammensetzung** oder **Synthese** (hierher gehört die Mehrzahl aller bisher betrachteten Erscheinungen), oder sie beruhen auf einer Trennung bereits verbundener Stoffe (**Zersetzung** oder **Analyse**), wie z. B. die Zersetzung des Quecksilberoxyds durch Hitze in Quecksilber und Sauerstoff. Die meisten in der Natur vorkommenden Stoffe sind zusammengesetzte Stoffe, enthalten also zwei oder mehrere Bestandteile (binäre, ternäre, quaternäre usw. Verbindungen). Sie lassen sich durch Zersetzung in einfachere Stoffe umwandeln. Auf diesem Wege gelangt man zuletzt zu Stoffen, die sich nicht mehr in einfachere Bestandteile zerlegen lassen: **Elemente** oder **Urstoffe**. Bis jetzt sind mehr als 80 Elemente bekannt, von denen aber nur etwa die Hälfte eine allgemeine Bedeutung besitzt.

Tabelle der chemischen Elemente.

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

IV. Sulfide.

Nachdem wir die Verbindungen der Metalle und Metalloide mit Sauerstoff kennen gelernt haben, entsteht die Frage, ob sich diese Stoffe außer mit Sauerstoff auch noch mit anderen Elementen verbinden. Zur Beantwortung dieser Frage untersuchen wir das Verhalten von Metallen und Metalloiden gegenüber dem Schwefel.

1. Metallsulfide.

a) Synthese der Metallsulfide.

【Spannt man einen Kupferblechstreifen nach Fig. 38 in ein Reagenzglas mit Schwefel, erhitzt diesen zum Sieden und erwärmt den Kupferstreifen durch Bestreichen mit der Bunsenflamme, so tritt eine Glüherscheinung ein, die von unten nach oben über den ganzen Streifen hinwegläuft.】 Der Kupferstreifen wird im Schwefeldampf unter Erglühen in einen neuen Stoff umgewandelt, der sich durch seine blauschwarze Farbe, seine bunten Anlauf-farben und durch seine bröckelige Beschaffenheit sehr deutlich von dem Kupfer unterscheidet. Aus Kupfer und Schwefel, die in dem Röhrchen waren, hat sich **Schwefelkupfer** gebildet



Fig. 38.
Bildung von
Schwefelkupfer

【Wägt man 3 g Schablonenblech aus Kupfer in einem Porzellantiegel genau (auf cg) ab, gibt etwa 3 g Schwefelblumen zu, bedeckt den Tiegel, erwärmt etwa 10 Minuten über der Bunsenflamme unter dem Abzug und wägt nach dem Erkalten wieder, so findet man stets eine Gewichtszunahme von 0.75 g.】 Die Vereinigung von Kupfer und Schwefel erfolgt also stets nach ganz bestimmten Gewichtsverhältnissen.

【Wenn ein Gemenge von Schwefel (8 Teile) und Eisen (15 Teile) an einer Stelle erhitzt wird, tritt eine lebhaftere Glüherscheinung auf, die sich, auch wenn man den Brenner wegnimmt, durch die ganze Masse fortsetzt.】 Das Eisen verbindet sich mit dem Schwefel zu einem neuen Stoff, dem **Schwefeleisen**. Dieses ist eine lockere, schwarzgraue Substanz, die sich leicht pulvern läßt und in Wasser unlöslich ist.

Gemenge und Verbindung. Betrachtet man das Gemenge von Schwefel und Eisen und das neu entstandene gepulverte Schwefeleisen mit der Lupe, so lassen sich in dem Gemenge von Schwefel und Eisen beide Stoffe deutlich nebeneinander erkennen, in dem Schwefeleisen hingegen sind die beiden Bestandteile nicht mehr einzeln zu unterscheiden, die ganze Masse sieht einheitlich schwarzgrau aus. Bringt man das Gemenge auf Wasser, so fällt die Hauptmenge des Eisens auf den Boden, während der Schwefel zum Teil oben schwimmt. Das gepulverte Schwefeleisen fällt alles auf den Boden, ohne daß eine Trennung von Eisen und Schwefel zu erkennen wäre. In dem Gemenge lassen sich die beiden Stoffe durch ihre Farbe oder ihre Dichte unterscheiden, in der Verbindung hingegen lassen sich Schwefel und Eisen nicht mehr an ihrer Farbe oder an ihrer Dichte erkennen. In dem Gemenge können beliebige Mengen von Eisen und Schwefel enthalten sein, in der Verbindung kommen auf 3 Gew.-Teile Eisen stets 1,7 Gew.-Teile Schwefel. In der Verbindung von Kupfer und Schwefel kommen auf 3 Gew.-Teile Kupfer

stets 0,75 Gew.-Teile Schwefel. Die Verbindung ist also ein neuer Stoff mit neuen Eigenschaften. In einem Gemenge behalten die Bestandteile ihre Eigenschaften, in einer Verbindung hingegen sind die Bestandteile nicht mehr an ihren früheren Eigenschaften zu erkennen. Das Gemenge hat eine beliebige, die Verbindung hat eine unveränderliche, konstante Zusammensetzung.

Natrium vereinigt sich unter lebhafter Feuererscheinung mit Schwefel zu **Schwefelnatrium**. Dieses löst sich in Wasser mit gelber Farbe und erteilt ihm alkalische Reaktion [T. § 78].

In der gleichen Weise wie sich aus den Metallen Kupfer, Eisen und Natrium mit Schwefeldämpfen oder mit geschmolzenem Schwefel bei höherer Temperatur die Schwefelmetalle oder Metallsulfide bilden, so entstehen auch aus den meisten übrigen Metallen und Metalloiden durch geeignetes Zusammenbringen mit Schwefel die entsprechenden Sulfide.

b) Die in der Natur vorkommenden Metallsulfide.

Während die Sulfide der Alkalimetalle sich in Wasser leicht lösen und die der übrigen Leichtmetalle unter dem Einfluß der Atmosphärien leicht zersetzt werden, sind die Sulfide der Schwermetalle unlöslich in Wasser und verhältnismäßig widerstandsfähig gegen äußere Einflüsse. Daher finden sich in der Natur keine Sulfide von Leichtmetallen, ebensowenig wie mit Ausnahme des Aluminiumoxyds keine Oxyde von Leichtmetallen als Mineralien gefunden werden. Dahingegen gehören die Sulfide von Schwermetallen ebenso wie die Oxyde vieler dieser Metalle zu den häufigsten Mineralien. Von den Bergleuten sind die natürlich vorkommenden Sulfide je nach ihrem Aussehen Kiese, Glanze oder Blenden genannt worden. Die metallisch aussehenden hellgefärbten heißen Kiese, die metallisch glänzenden, dunkel aussehenden Glanze und die nicht metallisch durchscheinenden oder dunklen, durch hohen Glanz ausgezeichneten Blenden.

Der **Eisenkies**, **Schwefelkies** oder **Pyrit** ist ein sehr häufiges, messing-gelbes Mineral, das aus Eisen und Schwefel besteht. In Deutschland haben wir im Rammelsberg im Harz und in Meppen in Westfalen große Eisenkieslager; noch größer aber sind die von Rio Tinto in Spanien und solche in Norwegen. Meist bildet der Schwefelkies derbe Massen, d. h. Stücke, an denen man keine besondere Kristallform erkennen kann. Oft aber findet man wohlausgebildete Kristalle, die die Form eines Würfels haben (Fig. 39).

Der Eisenkies ist messinggelb mit einem Stich ins Graue. Das beim Streichen über unglasiertes Porzellan entstehende Pulver sieht grauschwarz aus. — Diese Probe des „Strichs“ wird häufig zur Unterscheidung und Erkennung von Mineralien herangezogen. — Der Eisenkies ist fast so hart wie Quarz und gibt an Stahl oder Eisen geschlagen

Funken; dieser Eigenschaft verdankt er die Bezeichnung Pyrit von dem griechischen pyrites (Feuerstein). Die Dichte ist annähernd 5. Wenn man den Eisenkies in einem Röhrchen erhitzt, gibt er Schwefel ab. Erhitzt man hingegen käufliches Schwefeleisen im einseitig geschlossenen Röhrchen, so wird kein Schwefel abgegeben. Das in der Natur als Eisenkies vorkommende Schwefeleisen enthält demnach mehr Schwefel als das aus Eisen und Schwefel künstlich dargestellte.

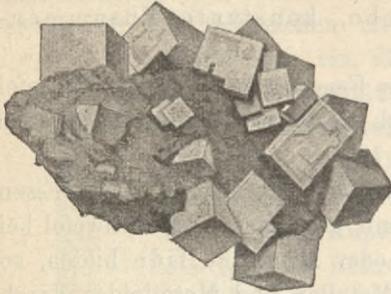


Fig. 39. Kristallform des Pyrits (Würfel).

Der **Bleiglanz** sieht dem Blei in Farbe und Glanz zum Verwechseln ähnlich, unterscheidet sich von ihm aber vor allem durch seine große Sprödigkeit und seine größere Härte, denn er läßt sich mit dem

Fingernagel nicht ritzen wie dieses. Auch seine Dichte von 7,5 ist kleiner als die von Blei. Zerschlägt man ein Stückchen Bleiglanz, so zerspringt es in viele kleine Bruchstücke, die sich oft dadurch auszeichnen, daß sie alle von ebenen Flächen begrenzt sind, die lauter rechte Winkel miteinander bilden. Jedes Spaltstückchen zerfällt beim Zerschlagen wiederum in kleinere ebensolche kisten- und würfelförmige Spaltungsstückchen. Man kann sich vorstellen, daß man durch immer weiter fortgesetzte Spaltung der kleinsten Spaltungsstückchen schließlich zu allerkleinsten, nicht weiter spaltbaren würfelförmigen Teilchen, den Molekülen, gelangte.

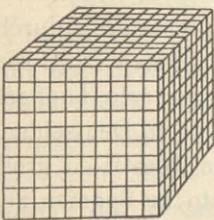


Fig. 40. Bleiglanzwürfel.

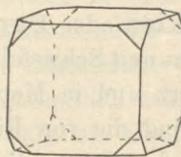


Fig. 41. Kristallform des Bleiglanzes.

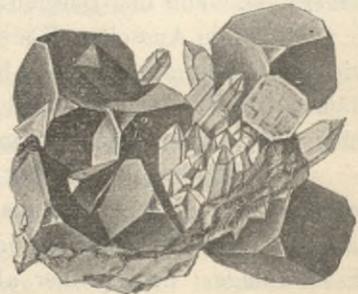


Fig. 42. Bleiglanzkristalle.

Die in der Natur häufig vorkommenden würfelförmigen Kristalle des Bleiglanzes könnte man sich danach zusammengesetzt denken aus lauter gesetzmäßig, Fläche an Fläche gelagerten, würfelförmigen Bleiglanzmolekülen (Fig. 40). Daß die Spaltungsflächen den Würfel­flächen des natürlichen Kristalls parallel laufen, erscheint uns nach dieser Annahme leicht erklärlich. Die Spaltungsstücke werden aber nicht Kristalle genannt,

weil sie durch einen gewaltsamen Eingriff als Bruchstücke einer natürlichen Form gewonnen worden sind, nur die durch innere Kräfte der Bleiglanzsubstanz geschaffenen ursprünglichen Formen heißen Kristalle. Außer in der Form des Würfels findet man den Bleiglanz oft in einer Kristallform, die man sich aus Würfel und Oktaeder zusammengesetzt denken kann. Die Ecken des Würfels sind dann wie in Fig. 41 u. 42 durch gleichseitige Dreiecke abgestumpft. — Der Bleiglanz ist von allen Bleierzen das wichtigste für die Bleigewinnung. Er bildet mit anderen Mineralien, z. B. mit Zinkblende, sehr häufig die Ausfüllung von Gesteinsspalten, er ist ein richtiges Gangmineral. Sehr oft wird aus ihm außer dem Blei Silber gewonnen, das als Silbersulfid in ihm enthalten ist und dessen Gewinnung schon von 0,01% Silbergehalt an lohnend ist. Über 0,1% Silber ist jedoch nur sehr selten im Bleiglanz anzutreffen. Das Silbersulfid ist in Form des schwarzen weichen Silberglanzes ganz fein im Bleiglanz verteilt. Künstlich erhält man dieses Silbersulfid schon, wenn man ein Stückchen Schwefel einen Tag auf einer Silbermünze liegen läßt.

Die **Zinkblende** ist meist braun oder schwarzbraun gefärbt; in wenig getärbten, gelblichen und kolophoniumfarbigen Stücken ist sie durchscheinend. Infolge ihres starken Lichtbrechungsvermögens, das dem des Diamanten fast gleichkommt, besitzt sie ausgezeichneten starken Glanz, den man geradezu als Diamantglanz bezeichnet. Sie ist sehr spröde, etwas härter wie Marmor, und gibt je nach ihrer Farbe einen gelben bis braunen Strich. Die Dichte ist 4. Das Mineral ist nach verschiedenen Richtungen sehr vollkommen spaltbar, die Spaltungsflächen stehen aber nicht alle aufeinander senkrecht wie beim Bleiglanz, sondern schneiden sich zum größten Teil unter Winkeln von $\sim 120^\circ$ oder von $\sim 60^\circ$. Gute regelmäßig ausgebildete Kristalle findet man längst nicht so häufig wie bei Eisenkies und Bleiglanz. Auch die Zinkblende ist ein richtiges Gangmineral, das in Deutschland, besonders in Schlesien, bei Aachen und im sächsischen Erzgebirge, gewonnen wird, um auf Zink verarbeitet zu werden.

Das natürlich vorkommende Quecksilbersulfid heißt **Zinnober** und wird zur Darstellung des Quecksilbers bergmännisch gewonnen. Von Almaden in Spanien, von Idria in Krain und von Neu-Almaden in Kalifornien kommt fast aller Zinnober. Als Malerfarbe findet der künstliche Zinnober Verwendung, dessen Farbe noch reiner „zinnerot“ ist als die des natürlichen. — Das natürliche Schwefelkupfer heißt **Kupferglanz**, und eine Verbindung von diesem mit Eisensulfid heißt **Kupferkies**. Dieser sieht dem Eisenkies sehr ähnlich, doch ist er mehr grünlich gefärbt als dieser und zeigt an der Oberfläche fast immer hübsche bunte Anlauf-farben, die man am Eisenkies nur selten findet. Durch die Härte, die beim Kupferkies zwischen 3 und 4 liegt, beim Eisenkies aber über 6 beträgt,

lassen sich die beiden Mineralien leicht unterscheiden. Auch dieses Mineral findet sich auf Erzgängen und in größeren Lagern, oft zusammen mit Eisenkies, z. B. in Rio Tinto in Spanien, im Rammelsberg bei Goslar und mit anderen sulfidischen Erzen vergesellschaftet an vielen Orten. Aus ihm werden große Mengen Kupfer gewonnen. — Ein anderes Kupfer-eisensulfid ist das **Buntkupfererz**, das kupferrot bis braun aussieht und blaue und rote Anlauffarben zeigt. Mit Kupferkies und Kupferglanz (Schwefelkupfer) zusammen findet es sich in einer 0,5 m mächtigen Erzsicht im Mansfelder Kupferschiefer, die durch ihren Gehalt an Silber (0,01—0,02 %) heute die größte Menge des in Deutschland gewonnenen Silbers liefert. — Der **Antimonglanz** (Antimonsulfid) bildet bleigraue bis schwarze säulenförmige Kristalle und ist das wichtigste Antimonerz.

c) Oxydationsprodukte der Metallsulfide.

Erhitzt man natürliche oder künstliche Sulfide in beiderseitig offenen Röhren, so entsteht unter dem Einfluß der Luft Schwefeldioxyd, das man an seinem stechenden Geruch und an der Rotfärbung von blauem Lackmuspapier erkennt. Die in den Sulfiden enthaltenen Metalle gehen dabei in die Metalloxyde über, wie man besonders bei der Verbrennung des Eisenkieses deutlich erkennt.

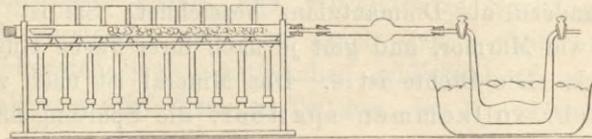


Fig. 43. Bildung von Schwefelkohlenstoff.

Wie wir später sehen werden, kann man die Metalle nicht unmittelbar aus den Sulfiden gewinnen, wohl aber aus den Oxyden. Daher führt man in den Hüttenwerken die Schwermetallsulfide durch Erhitzen unter Luftzutritt in die Oxyde über, man „röstet“ sie, wie der technische Ausdruck für diese Oxydation lautet. Das Schwefeldioxyd, das in den Hütten beim **Röstprozeß** entsteht, läßt man nicht in die Luft entweichen, einmal, weil es den Pflanzenwuchs in der Umgebung vernichten und den Menschen schädlich werden würde, dann aber, weil man daraus, wie wir später verstehen lernen, die wertvolle Schwefelsäure gewinnt.

2. Metalloidsulfide.

Leitet man Schwefeldämpfe über glühende Kohle (Fig. 43) [T. § 81], so erhält man **Schwefelkohlenstoff**, eine übel riechende, leicht flüchtige, stark lichtbrechende Flüssigkeit. Da er schon bei etwa 50° siedet, so verdampft er auch bei gewöhnlicher Temperatur schon sehr schnell. Bei der Verdunstung wird der Umgebung viel Wärme

entzogen, wie man an einem Thermometer erkennt, dessen Kugel von einem mit Schwefelkohlenstoff getränkten Wattebausch umgeben ist. Der Schwefelkohlenstoff löst sich nicht in Wasser und ist schwerer als dieses, denn er sinkt darin unter. Er löst Schwefel, Phosphor, Fette, Öle und Kautschuk und wird daher zum Ausziehen (Extrahieren) von Ölen aus Preßkuchen und Pflanzenteilen und zum Vulkanisieren des Kautschuks verwandt. Aus der auf Asbestpapier gegossenen phosphorhaltigen Lösung verdunstet er und läßt den Phosphor in dünner Schicht über das Papier ausgebreitet zurück, so daß dieser dem Angriff des Sauerstoffs der Luft eine große Oberfläche darbietet, sich entzündet und verbrennt.

Der Schwefelkohlenstoff hat eine sehr niedrige Entzündungstemperatur ($\sim 235^{\circ}$), denn er wird schon durch einen heißen Glasstab entzündet, der nicht einmal glühend zu sein braucht. Die Entzündung tritt sogar schon ein, wenn man mit dem heißen Glasstab noch einige Zentimeter von der Flüssigkeit entfernt ist, weil sich die Dämpfe schon entzünden. Die leichte Verdampfbarkeit und die niedrige Entzündungstemperatur machen den Schwefelkohlenstoff zu einem äußerst feuergefährlichen Stoff. Bei allen Arbeiten mit Schwefelkohlenstoff dürfen daher niemals Flammen auf dem Tisch stehen und beim Arbeiten mit offenen Flammen keine offenen Schwefelkohlenstoffflaschen. Nach dem, was wir bei der Oxydation der Schwermetallsulfide gefunden haben, müssen wir als Verbrennungsprodukte Kohlendioxyd und Schwefeldioxyd erhalten, von denen sich jedoch nur das letztere schon durch den Geruch bequem nachweisen läßt. Daß Schwefel in dem Schwefelkohlenstoff enthalten sein muß, ergibt sich außerdem daraus, daß sich aus der Flamme an kalten Gegenständen Schwefel abscheidet.

Aus Schwefel und Wasserstoff entsteht in der Hitze **Schwefelwasserstoff** [T. § 82], ein Gas, das sich in Wasser löst und diesem den Geruch nach faulen Eiern erteilt. Man erhält es leichter und in größeren Mengen, wenn man eine verdünnte Säure, die neben anderen Elementen stets Wasserstoff enthält, mit einem Metallsulfid zusammenbringt, am einfachsten mit Schwefeleisen. Der Wasserstoff der Säure vereinigt sich dabei mit dem Schwefel des Schwefeleisens. Das Gas brennt an der Luft mit bläulicher Flamme. Dabei wird der Wasserstoff zu Wasser, der Schwefel zu Schwefeldioxyd. Hält man einen kalten Gegenstand in die Flamme, so schlägt sich Schwefel darauf nieder. Der Schwefelwasserstoff entwickelt sich auch in faulenden Eiern, in Kloaken und Abfallstätten faulender tierischer Substanzen. Die Eiweißstoffe enthalten geringe Mengen Schwefel, der bei der Verwesung in Schwefelwasserstoff übergeht.

V. Die Halogene und ihre Verbindungen mit Metallen und Metalloiden.

1. Das Chlor und die Chloride.

A. Das Chlor.

Bei seinen eingehenden Untersuchungen des Braunsteins, eines schwarzen Minerals, das aus dem Schwermetall Mangan und Sauerstoff besteht, also ein Oxyd des Mangans ist, entdeckte SCHEELLE, als er ihn mit Salzsäure übergießt, das **Chlor**, ein zu den **Metalloiden** gehöriges Element. [Erhitzt man gepulverten Braunstein in einem Röhrchen, so gibt er Sauerstoff ab.]

[T. § 85.] Übergießt man Braunstein mit Salzsäure und erhitzt (Fig. 44), so erhält man ein gelblichgrünes Gas, das von dem griechischen

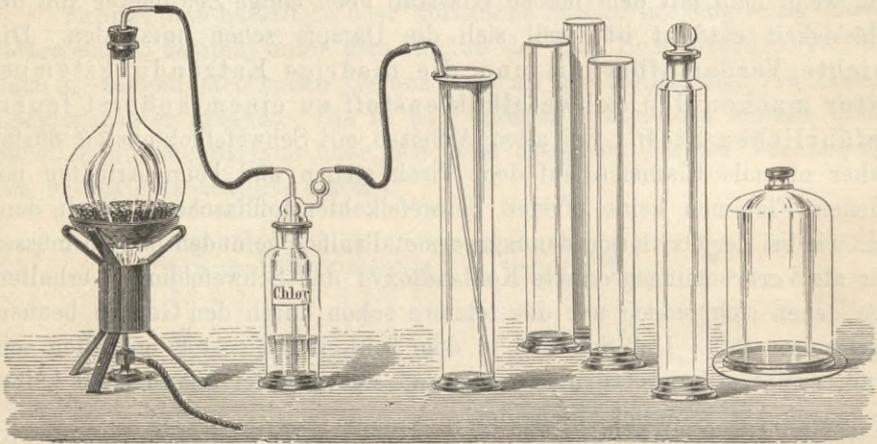


Fig. 44. Darstellung von Chlor.

chloros = grün den Namen **Chlor** erhalten hat. Beim Füllen der Standzylinder mit Chlor erkennt man, daß es schwerer ist als Luft, denn es sammelt sich zuerst auf dem Boden der Gefäße. Es ist ungefähr $2\frac{1}{2}$ mal so schwer wie Luft, ein Liter davon wiegt bei 0° und 760 mm Druck 3,165 g. Es löst sich mit gelber Farbe in Wasser; die Lösung heißt **Chlorwasser**. Beim Erhitzen entweicht das Chlor aus dem Chlorwasser, so wie auch andere Gase aus ihren wässerigen Lösungen entweichen, wenn man diese erhitzt. Das Chlor ist äußerst giftig, es bewirkt schon in sehr geringen Mengen eingeatmet Husten und Brustbeklemmung und verursacht in größeren Mengen Blutspeien und den Tod. Als Gegengift läßt man bei Vergiftungen durch Einatmen von Chlor die Dämpfe eines Gemisches von Alkohol und Salmiakgeist einatmen. Das Chlor zerstört und bleicht Pflanzenfarben und findet daher zum Bleichen von Papier und Zeug Verwendung. Da tierische Gewebe von Chlor

zu stark angegriffen werden, bleicht man mit Chlor nur leinene und baumwollene Stoffe, nicht aber Wolle und Seide.

B. Die Chloride.

1. Chlor und Metalle.

[T. § 86.] [Wirft man in einen mit Chlorgas gefüllten Zylinder unechtes Blattgold (Messing) oder unechtes Blattsilber (Zinn), so entzünden sich beide lebhaft darin unter Entwicklung von starkem Rauch (Fig. 45). Gepulvertes Antimon, in Chlorgas geschüttet, verbrennt mit lebhaftem Glanze unter Entwicklung eines dicken, weißen Rauches (Fig. 46). Echtes Blattgold löst sich in Chlorwasser auf.]



Fig. 45. Blattgold und Chlor.



Fig. 46. Antimon und Chlor.

Die Metalle vereinigen sich unter mehr oder weniger starker Feuererscheinung mit Chlor. Die Verbindungen, **Chloride** genannt, sind in der Hitze flüchtig und schlagen sich an den Wänden der Gefäße nieder. Sie sind verschieden gefärbt, z. B. das Eisenchlorid braun, das Natriumchlorid weiß. Das Zinnchlorid ist eine Flüssigkeit, die mit feuchter Luft Nebel bildet. Die weißen Dämpfe des Antimonchlorids sind sehr giftig. Alle Chloride mit wenigen Ausnahmen, zu denen das Chlorkupfer und das Chlorsilber gehören, lösen sich in Wasser auf. Die Lösungen der Schwermetallchloride und des Aluminiumchlorids reagieren sauer, die der Alkalimetallchloride und der Alkalierdmetallchloride wirken auf Lackmusfarbstoff nicht ein, sie sind neutral.

[T. § 90b.] Das **Natriumchlorid** oder **Chlornatrium**, das unter lebhafter Wärme- und Lichtentwicklung beim Überleiten von Chlor über erhitztes Natrium entsteht, schmeckt genau so wie das zum Salzen der Speisen verwendete Kochsalz, es hat dieselbe Zusammensetzung wie dieses. Es findet sich in großen Mengen in der Natur (s. S. 82).

Verbrennung und Thermochemisches. Bei vielen dieser Vereinigungen von Metallen mit Chlor traten ebenso wie bei der Verbindung zahlreicher Elemente und Verbindungen mit Sauerstoff Feuererscheinungen auf, die Metalle verbrannten im Chlor. Eine Verbrennung braucht demnach durchaus nicht immer eine Oxydation zu sein. Wenn aus Chlor und unechtem Blattgold unter Feuererscheinung Chlorkupfer entsteht, ohne daß das Kupfer oder Chlor vorher erwärmt worden sind, so muß bei ihrer Vereinigung Wärme entstehen. Welche beträchtlichen Wärmemengen entstehen, wenn man Wasserstoff im Knallgasgebläse mit Sauerstoff zu Wasser verbrennt, haben wir früher gesehen. Bei der großen Mehrzahl der bisher besprochenen chemischen Vorgänge wird Wärme frei, sie verlaufen exothermisch. Manchmal aber wird bei der Bildung einer Verbindung aus den Elementen auch Wärme verbraucht, z. B. bei der Vereinigung von Schwefel und Kohlenstoff (s. S. 42). Sobald man bei dieser Synthese nicht mehr erhitzt, also keine Wärme von außen mehr zuführt, hört die Schwefelkohlenstoffbildung auf. Derartige Verbindungen heißen endothermische. Die exothermischen Vorgänge verlaufen von selbst weiter ab, wenn sie einmal begonnen haben, die endothermischen, nur wenn man Wärme zuführt.

2. Chlor und Metalloide.

a) Der Chlorwasserstoff.

[T. § 94 u. 95.] Der Wasserstoff verbrennt im Chlorgas mit bläulich-grüner Flamme zu einem farblosen Gase — **Chlorwasserstoff** — das in Berührung mit feuchter Luft starke Nebel bildet, stechend riecht, scharf sauer schmeckt und blauen Lackmusfarbstoff stark rötet. Ein Gemenge von gleichen Volumteilen Chlor und Wasserstoff verbrennt mit starkem Knall explosionsartig zu Chlorwasserstoff und wird daher **Chlorknallgas** genannt. Die Entzündung des Chlorknallgases kann außer durch eine Flamme auch durch die Einwirkung von Sonnen- oder Magnesiumlicht erfolgen. Chemische Umsetzungen, die, wie in diesem Falle, durch die Einwirkung von Lichtstrahlen herbeigeführt werden, werden als photochemische Prozesse bezeichnet. Der Chlorwasserstoff läßt sich bequemer durch Übergießen von Kochsalz mit konzentrierter Schwefelsäure darstellen, wobei der Wasserstoff der Säure sich mit dem Chlor des Chlornatriums verbindet. Er wird von Wasser lebhaft absorbiert, d. h. er löst sich außerordentlich leicht in Wasser (Fig. 47) und bildet dann eine Lösung, die uns unter dem Namen **Salzsäure** bekannt ist. Wenn man aus der Salzsäure das Chlor darstellen will, so muß man dem in ihr enthaltenen Chlorwasserstoffgas den Wasserstoff entziehen. Dies gelingt, wie wir gesehen haben dadurch, daß man die Salzsäure mit Stoffen zusammenbringt, die viel Sauerstoff enthalten, der sich mit dem

Wasserstoff des Chlorwasserstoffs zu Wasser vereinigt, wodurch das Chlor frei wird. — Tauchen wir eine brennende Kerze oder Gasflamme in einen mit Chlor gefüllten Zylinder, so brennt die Flamme unter starker Rußabscheidung weiter (Fig. 48). Das Chlor nimmt dabei den Verbindungen von Kohlenstoff und Wasserstoff den Wasserstoff unter Bildung von Chlorwasserstoff weg, wobei Kohlenstoff als Ruß abgeschieden wird.

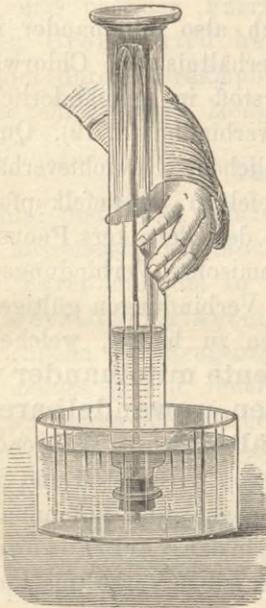


Fig. 47. Absorption von Chlorwasserstoff durch Wasser.



Fig. 48. Flamme in Chlor.

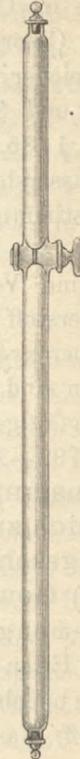


Fig. 49.

b) Quantitative Synthese des Chlorwasserstoffs und Gesetz der konstanten Verhältnisse.

Die in Fig. 49 abgebildete Röhre ist durch einen Hahn in zwei Teile geteilt, von denen der eine $\frac{1}{3}$, der andere $\frac{2}{3}$ des Gesamthaltens der Röhre ausmacht. Füllt man den kleineren Teil der sorgfältigst getrockneten Röhre mit getrocknetem Chlor, den größeren mit getrocknetem Wasserstoff und öffnet den Hahn, so erfolgt zuerst im diffusen Tageslicht langsam und schließlich im direkten Sonnenlicht in kurzer Zeit die Vereinigung der beiden Gase zu Chlorwasserstoff. Öffnet man einen der beiden Stöpsel unter Quecksilber, so zeigt sich, daß das Volum unverändert geblieben ist; es muß also das Volum des entstandenen Chlorwasserstoffs ebenso groß sein wie die Summe der Volumina von Chlor und Wasserstoff, die zu seiner

Bildung verbraucht worden sind. Öffnet man den Stöpsel aber unter Wasser, so steigt dieses, bis es $\frac{2}{3}$ der ganzen Röhre erfüllt. Da vom Wasser aller Chlorwasserstoff absorbiert wird, müssen diese $\frac{2}{3}$ also Chlorwasserstoff gewesen sein. Das übriggebliebene Gas ist Wasserstoff, wie sich leicht feststellen läßt. Es verbindet sich also ein Volum Wasserstoff mit einem Volum Chlor zu (zwei Volumen) Chlorwasserstoff.

Die im Chlorwasserstoff verbundenen Gewichtsmengen von Wasserstoff und Chlor müssen sich demgemäß zueinander verhalten wie die Gewichte gleicher Volumina Wasserstoff und Chlor, also z. B. wie 0,09 : 3,165, wo 0,09 und 3,165 die Litergewichte von Wasserstoff und Chlor sind, oder wie 1 : 35,5.

Wasserstoff und Chlor verbinden sich also miteinander in einem ganz bestimmten Gewichts- und Volumverhältnis zu Chlorwasserstoff gerade so, wie sich Wasserstoff und Sauerstoff in unabänderlichem Gewichts- und Volumverhältnis zu Wasser verbinden (S. 19), Quecksilber und Sauerstoff in bestimmtem unabänderlichem Gewichtsverhältnis zu Quecksilberoxyd (S. 10), Kupfer und Schwefel zu Schwefelkupfer (S. 38) verbunden sind. Es ist das große Verdienst des Chemikers PROUST, durch seine sorgfältigen Untersuchungen vieler chemischen Verbindungen in den Jahren 1799—1807 das für alle chemischen Verbindungen gültige **Gesetz der konstanten Verhältnisse** gefunden zu haben, welches lautet: **Wenn sich zwei oder mehrere Elemente miteinander verbinden, so geschieht dies nach ganz festen, unwandelbaren (konstanten) Gewichts- und Volumverhältnissen.** Während also in einem Gemenge von Wasserstoff und Chlor, von Wasserstoff und Sauerstoff oder von Eisen und Schwefel die Gewichtsmengen oder Volumina der Bestandteile beliebig wechseln können, stehen sie in den Verbindungen Chlorwasserstoff, Wasser, Schwefeleisen stets in demselben Verhältnis zueinander.

3. Das Brom und die Bromide.

Fügt man zu einer Lösung von Kaliumbromid Chlorwasser, so färbt sich die Lösung gelbbraun. Erhitzt man dann, so wird die Flüssigkeit fast farblos, weil bräunliche Dämpfe des Elementes **Brom** daraus entweichen. Das Brom ist eine schwere rotbraune Flüssigkeit von sehr unangenehmem Geruch (bromos griech. der Gestank). Es verdampft schon bei gewöhnlicher Temperatur lebhaft und bildet braune Dämpfe, die schwerer sind als Luft und infolgedessen auf den Boden der Gefäße sinken. Es zerstört die Haut und andere organische Stoffe rasch und seine Dämpfe greifen die Atmungsorgane stark an. Die Lösung in Wasser, das **Bromwasser**, läßt sich durch Schwefelkohlenstoff oder Äther ausschütteln, weil sich das Brom in diesen Stoffen leichter löst als in Wasser. Mit den Metallen Natrium und Kalium bildet das Brom dem Kochsalz ähnliche Verbindungen. Das **Kaliumbromid**, auch Bromkali

genannt, findet als Schlafmittel Verwendung. Wirft man unechtes Blattgold in einen Zylinder mit Bromdämpfen, so tritt nur langsame Verbindung ohne Feuererscheinung ein. Ein Gemisch von Wasserstoff und Bromdämpfen ist im Gegensatz zu dem Chlorknallgas nicht explosiv, es verbrennt vielmehr ruhig unter Bildung dichter weißer Nebel, die der entstehende, an sich farblose **Bromwasserstoff** dadurch bildet, daß er aus der Luft Feuchtigkeit anzieht und zu Nebeltröpfchen verdichtet. Bromwasserstoff färbt feuchtes blaues Lackmuspapier rot und löst sich unter Bildung einer sauren Flüssigkeit, der **Bromwasserstoffsäure**, leicht in Wasser auf. Die größte Menge des in der Medizin, in der Photographie und bei der Fabrikation organischer Farbstoffe Verwendung findenden Broms wird heute aus den Abraumsalzen gewonnen. Diese sind durch Verdampfen von Meerwasser entstanden, in dem sich Brom in sehr geringen Mengen findet.

4. Das Jod und die Jodide.

Chlor und Brom scheiden aus einer Lösung von Kaliumjodid metallisch aussehende Kriställchen des Elementes **Jod** aus, die sich mit brauner Farbe langsam in der Kaliumjodidlösung auflösen. Das Jod bildet metallisch glänzende blauschwarze, blätterige Kristalle. Beim Erhitzen im Reagenzglas verwandelt es sich in einen violetten Dampf (ioeides, griech. veilchenblau), aus dem sich an dem kälteren Teil des Glases kleine Kriställchen abscheiden, ohne daß eine Verflüssigung der Dämpfe vorausgeht, es sublimiert (s. S. 26). Durch Sublimation kann das Jod gereinigt, d. h. von Beimengungen getrennt und befreit werden. Das Jod löst sich in Wasser nur wenig, gut dagegen in wässriger Kaliumjodidlösung, in verdünntem und absolutem Alkohol, in Äther und in Schwefelkohlenstoff. Die Lösung im Schwefelkohlenstoff ist violett, die anderen Lösungen sind braun. Die alkoholische Lösung wird als Jodtinktur zum Vertreiben von Geschwülsten benutzt. Eine Stärkelösung wird durch Jod blau gefärbt, sie kann also zum Nachweis von Jod, als „Reagenz auf Jod“, Verwendung finden. Umgekehrt ist Jod ein Reagenz auf Stärke. Der blaue Farbstoff, die Jodstärke, zerfällt beim Erhitzen, bildet sich aber in der Kälte wieder.

Die Verbindungen des Jods mit den Metallen, die **Jodide**, bilden sich durch unmittelbare Vereinigung der Elemente, doch erfolgt ihre Synthese weniger lebhaft als die der Bromide und Chloride. Das wichtigste Jodid ist das **Kaliumjodid** oder **Jodkalium**, das äußerlich wiederum dem Kochsalz sehr ähnlich sieht. Die Verbindung mit Wasserstoff, den **Jodwasserstoff**, kann man durch unmittelbare Vereinigung der Elemente nur herbeiführen, wenn man fortgesetzt Wärme zuführt, sie erfolgt also wieder schwieriger als die des Bromwasserstoffs. Ja im Gegensatz zum Chlor- und Bromwasserstoff fängt der Jodwasserstoff bei

etwa 200° schon an, wieder in seine Elemente zu zerfallen; die beiden Elemente sind darin also nur lose gebunden. Das Jodwasserstoffgas löst sich äußerst leicht in Wasser und bildet die **Jodwasserstoffsäure**.

Das Jod findet sich wie das Brom in sehr geringen Mengen im Meerwasser, aus dem es von manchen Meeresalgen, den Tangen, aufgenommen wird. Früher wurde es aus den Aschen solcher Tange, die durch die Stürme losgerissen und an den Strand geworfen worden waren, gewonnen. Heute gewinnt man das in der Medizin und in der Farbstoffindustrie Verwendung findende Jod als wertvolles Nebenprodukt bei der Reinigung des Chilesalpeters, der wohl ebenso wie die Abraumsalze als Verdampfungsrückstand von Meerwasser anzusehen ist.

5. Das Fluor und die Fluoride.

Das Mineral **Flußspat**, das in schönen würfelförmigen Kristallen von gelber, grüner, blauer oder violetter Farbe gefunden wird (Fig. 50), besteht aus Kalzium und **Fluor**, einem Element, das sehr viel Ähnlich-

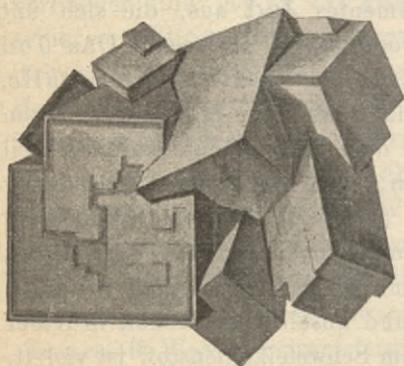


Fig. 50. Flußspat (Annaberg).

keit mit dem Chlor hat, dem es auch in der Farbe fast gleicht. Dieses Element wurde im Jahre 1884 von dem französischen Chemiker MOISSAN mit Hilfe des elektrischen Stromes aus geschmolzenem Flußspat zuerst dargestellt. Es ist nur schwierig zu erhalten, weil es sich mit allen Stoffen, den Sauerstoff ausgenommen, sofort verbindet.

Mit Wasserstoff vereinigt es sich bereits bei gewöhnlicher Temperatur und schon im zerstreuten Tageslicht explosionsartig zu **Fluor-**

wasserstoff. Den Fluorwasserstoff erhält man, wenn man gepulverten Flußspat mit konzentrierter Schwefelsäure übergießt. Das Gas greift aber Glas und Porzellaneräte und die unedlen Metalle mit Ausnahme des Bleis stark an, weshalb man die Darstellung in Blei- oder Platingeräten vornimmt. Es löst sich in Wasser und bildet die starkätzende **Flußsäure**, die zum Ätzen von Glas Verwendung findet und in Flaschen von Guttapercha oder Kunstwachs aufbewahrt wird. Der Fluorwasserstoff ist für die Atmungsorgane sehr schädlich, die Flußsäure ruft auf der Haut, besonders unter den Nägeln, schwer heilende Eiterungen hervor.

6. Zusammenfassung.

Die Elemente Chlor, Brom, Jod und Fluor gehen, wie wir gesehen haben, mit dem Wasserstoff Verbindungen ein, die sich sämtlich leicht

in Wasser lösen und Säuren bilden. Die entsprechenden Verbindungen dieser vier Elemente mit den Metallen sind unter sich in physikalischer und chemischer Hinsicht recht ähnlich: so haben sie alle eine mehr oder weniger salzartige Beschaffenheit und werden deshalb **Salze** genannt. Die vier Elemente selbst heißen **Halogene**, d. i. **Salzbildner**; ihre Salze werden zum Unterschiede von anderen Salzen, die wir später kennen lernen, auch als **Haloidsalze** bezeichnet.

Tabelle der Halogene.

Chem. Zeichen	Fluor, F	Chlor, Cl	Brom, Br	Jod, J
Entdeckung	Moissan 1886	Scheele 1774	Balard 1826	Courtois 1811
Formart	Gas	Gas	Flüssigkeit	Fester Stoff
Dichte, Luft = 1	1,31	2,491	3,1	4,9
Farbe	Litergewicht 1,697 g grüngelb	Litergewicht 3,167 g gelbgrün	braun	blauschwarz
Affinität zum Wasserstoff	sehr groß	groß	klein	sehr klein

VI. Reduktionen.

Bisher haben wir fast nur durch Vereinigung von Elementen neue Verbindungen erhalten. Es fragt sich, ob es gelingt, aus diesen Verbindungen die Elemente wieder zu gewinnen. Die Kraft, die die Elemente einer Verbindung zusammenhält, mit der eine Verbindung also ihrer Zerlegung widersteht, wird **Affinität** genannt. Sie ist zwischen verschiedenen Elementen verschieden groß. Sie pflegt um so größer zu sein, je mehr Wärme bei der Synthese der Verbindung frei wird, je lebhafter also die Elemente aufeinander einwirken (reagieren). Die Affinität muß überwunden werden, wenn eine Verbindung zerlegt werden soll. Dies kann geschehen: 1. auf chemischem Wege, dadurch, daß ein neu hinzugebrachter Stoff sich mit einem Element der Verbindung vereinigt, wodurch das andere frei wird oder 2. auf physikalischem Wege durch Wärme oder durch den elektrischen Strom.

Unter Reduktion versteht man im allgemeinen die vollständige oder teilweise Abscheidung eines chemischen Elements aus einer Verbindung, insbesondere bei Sauerstoffverbindungen die Entziehung des Sauerstoffs, um dadurch die mit ihm verbundenen Elemente wiederzugewinnen.

1. Reduktion durch Wasserstoff.

[Erhitzt man in einer Glasröhre eine Schicht Kupferoxyd im Wasserstoffstrom, nachdem man den austretenden Wasserstoff angezündet hat [T. § 104], so fängt das Kupferoxyd zuerst an dem Ende, von wo der

Wasserstoff eintritt, zu glühen an; das Glühen setzt sich bald weiter fort, reichliche Mengen von Wasserdampf treten an Stelle des Wasserstoffs aus, wodurch die Flamme verlöscht (Fig. 51), und nachdem das Glühen bis ans Ende fortgeschritten ist, hört die Wasserdampfentwicklung wieder auf, und der austretende Wasserstoff läßt sich wieder entzünden. Nach dem Erkalten findet man im Rohre statt des Kupferoxyds metallisches, pulverförmiges Kupfer.]

[Führt man diesen Versuch mit einer genau abgewogenen Menge trockenen Kupferoxyds aus, so ergibt sich, daß in 100 Gew.-Teilen Kupferoxyd stets 80 Gew.-Teile Kupfer und 20 Gew.-Teile Sauerstoff enthalten sind.] Wir finden auch hier das Gesetz von den konstanten Verhältnissen aufs neue bestätigt.

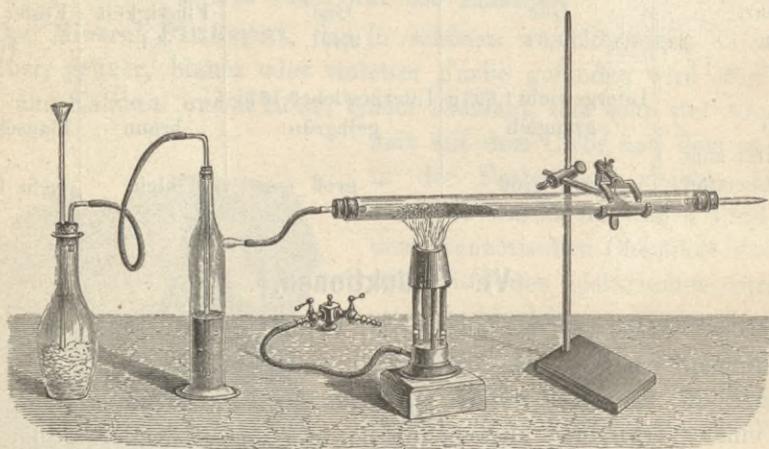


Fig. 51.

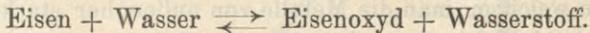
Reduktion von Kupferoxyd durch Wasserstoff.

[Erhitzt man das als Kupferoxydul bezeichnete rote Pulver, so geht es in schwarzes Kupferoxyd über. Leitet man Wasserstoff über das Kupferoxydul, so bildet sich Kupfer und Wasser.] Das Kupferoxydul besteht also auch aus Kupfer und Sauerstoff. Führt man die Reduktion quantitativ aus wie beim Kupferoxyd, so ergibt sich, daß im Kupferoxydul auf 20 Gew.-Teile Sauerstoff 160 Gew.-Teile Kupfer, d. h. genau doppelt soviel Kupfer kommt wie beim Kupferoxyd. Zwei Elemente können sich auch in mehr als einem Gewichtsverhältnis miteinander verbinden.

Nimmt man statt Kupferoxyd Eisenoxyd, so erhält man aus dem unmagnetischen Eisenoxyd magnetisches pulverförmiges Eisen und ebenfalls Wasser.

Der Wasserstoff hat sich in allen diesen Fällen mit dem Sauerstoffe des Oxyds zu Wasser verbunden, und das Metall ist aus seiner Verbindung mit Sauerstoff reduziert worden.

Früher haben wir gesehen, daß der Wasserdampf durch Eisen reduziert wird, wobei Wasserstoff und Eisenoxyd entstanden, und nun sehen wir, daß Wasserstoff gerade umgekehrt das Eisenoxyd reduziert, wobei Wasser und metallisches Eisen entstehen. Während aber bei dem ersten Experiment Wasserdampf in reichlichen Mengen zugeführt und der entstehende Wasserstoff immer sofort weggeführt wird, leiten wir bei dem zweiten Experiment überschüssigen Wasserstoff in die Röhre und führen den entstehenden Wasserdampf immer sofort aus der Röhre hinaus. Man sagt, der Vorgang ist umkehrbar. Durch folgende Schreibweise kann man die Umkehrbarkeit des Vorganges bezeichnen:



Ob eine chemische Reaktion in einem bestimmten Sinne oder umgekehrt verläuft, hängt außer von der Art der aufeinander wirkenden Stoffe im wesentlichen von dem Mengenverhältnis ab, in welchem die an der Reaktion beteiligten gasförmigen oder gelösten Stoffe zueinander stehen (Massenwirkungsgesetz).—Hier hängt der Verlauf des Prozesses von dem Verhältnis ab, in welchem die in der Raumeinheit enthaltenen Mengen des Wasserdampfes und des Wasserstoffs zueinander stehen.

In derselben Weise lassen sich durch Wasserstoff zahlreiche andere Metalloxyde (doch nicht alle) reduzieren.

2. Reduktion durch Metalle.

Ein noch kräftigeres Reduktionsmittel als Wasserstoff kann unter Umständen das Kalium oder Natrium sein. Beide reduzieren mit der größten Leichtigkeit das Wasser, auf welchem sie schwimmen. Sie verbinden sich mit dem Sauerstoff des Wassers, und ihre Oxyde bilden mit Wasser Kalilauge oder Natronlauge, während der Wasserstoff frei wird und entweicht.



Fig. 52.

Reduktion von Wasser durch Kalium und Natrium.



Fig. 53.

[Bei Kalium ist die hierbei eintretende Temperaturerhöhung so stark, daß sich der Wasserstoff zugleich entzündet und mit violetter Flamme brennt (Fig. 52). Bei Natrium tritt in der Regel keine Entzündung ein, wohl aber, wenn man eine Scheibe Fließpapier auf das Wasser deckt und das Natrium auf diese legt (Fig. 53). Um den Wasserstoff im freien Zu-

stande aufzufangen, bedient man sich eines kleinen Sieblöffels, mit Hilfe dessen kleine Natriumkügelchen von Erbsengröße unter einen mit Wasser gefüllten und umgestülpten Standzylinder gehalten werden [T. § 110]. In beiden Fällen färbt das Wasser hinterher roten Lackmusfarbstoff blau.]

Früher (S. 16) haben wir gesehen, daß Wasser durch Kalzium schon bei gewöhnlicher Temperatur reduziert wird; Magnesium, Aluminium, Zink und Eisen wirken erst bei höherer Temperatur auf das Wasser reduzierend.

Auch das Kohlendioxyd läßt sich durch Kalium, Natrium, Kalzium oder Magnesium reduzieren, wenn man es durch ein Glasrohr leitet, in welchem man die Metalle von außen her stark erhitzt. Der Kohlenstoff scheidet sich dann als schwarzes Pulver aus, das mit den entstandenen Oxyden des Kaliums oder Natriums innig vermenget bleibt [T. § 114 bis 116].

Mischt man Aluminiumpulver mit Eisenoxyd zusammen und bringt das Gemenge durch einen Magnesiumfaden in einem hessischen Tiegel an einer Stelle zur Entzündung, so setzt sich die Reaktion durch die ganze Masse hindurch unter außerordentlich starker Wärmeentwicklung fort, wobei der Inhalt des Tiegels weißglühend wird [T. § 118]. Auf dem Boden des Tiegels findet sich nachher eine zusammengeschmolzene Eisenmasse (Regulus), die von einer grauen, aus Aluminiumoxyd bestehenden Masse umgeben ist. Das Aluminium verbindet sich mit dem Sauerstoff des Eisenoxyds zu Aluminiumoxyd, und metallisches Eisen wird ausgeschieden. Das Gemisch von Eisenoxyd und Aluminium — Thermit — benutzt man, um gebrochene Eisenbahnschienen oder Schiffsteile zusammenzuschweißen. Die dem Eisen ähnlichen Metalle Chrom und Mangan können auf diese Weise aus ihren Oxyden gewonnen werden. Magnesium und Kalzium wirken fast ebenso wie das Aluminium. Schlägt man kräftig auf kleine Kalziumstückchen, die auf einem rostigen (mit Eisenoxyd bedeckten) Amboß liegen, so erhält man eine lebhaftere Feuererscheinung und einen kräftigen Knall: Erwärmung durch den Schlag und Reduktion des Eisenoxyds.

3. Reduktion durch Kohle.

Auch durch Erhitzen von Oxyden mit Kohle oder organischen (kohlenstoffhaltigen) Substanzen tritt Reduktion ein [T. § 108].

[Mischt man Zinn- oder Bleioxyd mit Sägespänen und erhitzt das Gemenge in einem bedeckten Tiegel (Fig. 54), so verkohlt zuerst das Holz und dann wirkt der zurückbleibende Kohlenstoff in der Glühhitze auf das Metalloxyd ein, indem er demselben den Sauerstoff entzieht und sich damit zu Kohlendioxyd verbindet, welches entweicht.

Derselbe Vorgang tritt ein, wenn man Bleioxyd auf Kohle mittels des Lötrohrs stark erhitzt (Fig. 55). Man erhält an der Stelle des Blei-

oxyds schließlich eine geschmolzene Kugel (Regulus), welche nach dem Erstarren alle Eigenschaften des Bleis zeigt.

Ebenso läßt sich Arsentrioxyd in einem Glasröhrchen durch Kohle zu Arsen reduzieren (Fig. 56). In allen Fällen entwickelt sich als Nebenprodukt Kohlendioxyd.】



Fig. 54.
Reduktion von Blei- und Zinnoxid durch Kohle.

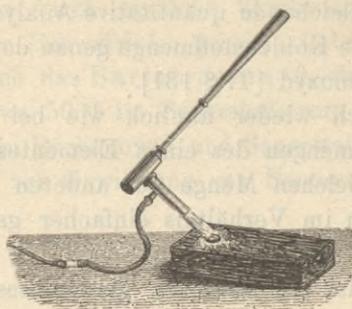


Fig. 55.

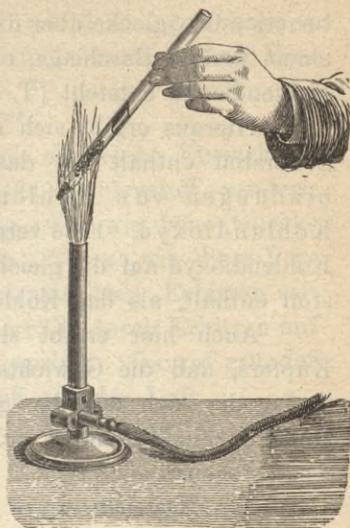


Fig. 56.
Reduktion von Arsentrioxyd.

Die Reduktionsprozesse haben für die chemische Industrie eine hohe Bedeutung erlangt, da sie benutzt werden, um aus den Erzen durch Erhitzen mit Kohle die Metalle zu gewinnen, welche in der Natur nicht im freien (gediegenen) Zustande vorkommen (s. S. 69).

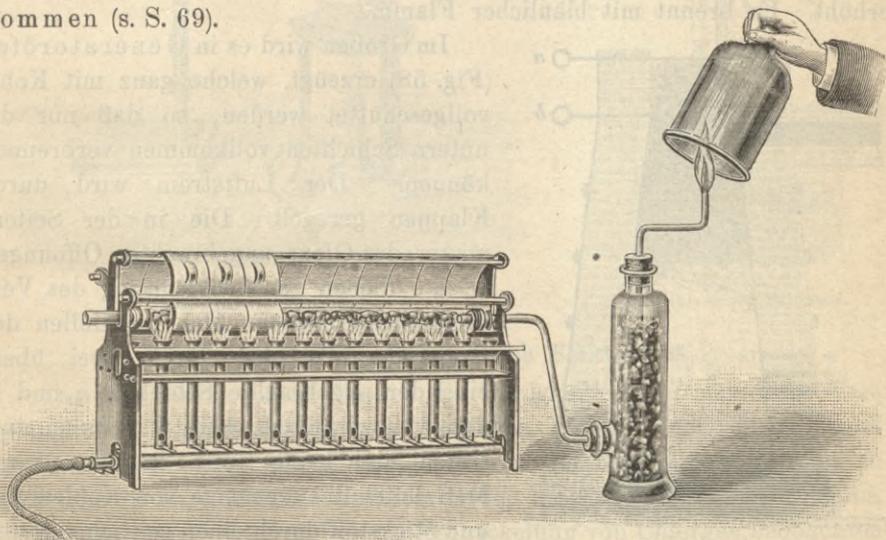


Fig. 57. Bildung von Kohlenoxyd.

Reduktion von Kohlendioxyd durch Kohle. 【Man fülle ein Rohr mit gut getrockneter Holzkohle, erhitzte es der ganzen Länge nach und leite dann vorsichtig Sauerstoff hindurch (Fig. 57). Das austretende Gas ist

brennbar, kann also nicht Kohlendioxyd sein, gleichwohl muß es aus Kohlenstoff und Sauerstoff bestehen. Hält man eine innen mit Kalkwasser benetzte Glasglocke über die Flamme, so überzieht sich die Innenwand mit einem weißen Beschlage, ein Zeichen, daß durch Verbrennung des Gases Kohlendioxyd entsteht [T. § 130 u. 131].]

Hieraus ergibt sich mit Sicherheit, daß das brennbare Gas weniger Sauerstoff enthält als das Kohlendioxyd. Es gibt also zwei Verbindungen von Kohlenstoff und Sauerstoff: Kohlenoxyd und Kohlendioxyd. Eine vergleichende quantitative Analyse ergibt, daß das Kohlendioxyd auf die gleiche Kohlenstoffmenge genau doppelt soviel Sauerstoff enthält, als das Kohlenoxyd [T. § 131].

Auch hier ergibt sich wieder ähnlich wie bei den Oxyden des Kupfers, daß die Gewichtsmengen des einen Elementes (hier des Sauerstoffs), die sich mit der gleichen Menge des anderen (hier des Kohlenstoffs) verbinden, unter sich im Verhältnis einfacher ganzer Zahlen (hier 1 : 2) stehen.

Das **Kohlenoxyd** ist ein farbloses, geruchloses und geschmackloses Gas. Sein Litergewicht ist 1,964. Das sehr giftige Gas bildet sich stets dann, wenn glühende Kohlen mit ungenügenden Mengen Sauerstoff oder Luft in Berührung kommen; z. B. in Kohlenpfannen und in Öfen bei beschränktem Luftzutritt. Da es farblos, geruchlos und geschmacklos ist, läßt sich seine Gegenwart in der Luft nicht wahrnehmen, wodurch sich wegen seiner Giftigkeit die Gefährlichkeit dieses Gases bedeutend erhöht. Es brennt mit bläulicher Flamme.

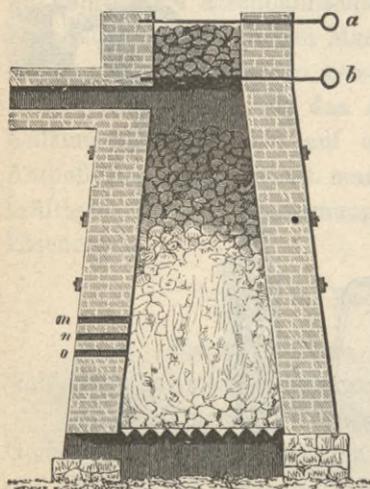


Fig. 58. Generatorofen.

Im Großen wird es in Generatoröfen (Fig. 58) erzeugt, welche ganz mit Kohle vollgeschüttet werden, so daß nur die untern Schichten vollkommen verbrennen können. Der Luftstrom wird durch Klappen geregelt. Die in der Seitenmauer des Ofens angebrachten Öffnungen *m*, *n*, *o* dienen zur Beobachtung des Verbrennungsprozesses. Das Nachfüllen des Brennmaterials wird durch zwei übereinander angebrachte Schieber, *a* und *b*, derart bewirkt, daß kein Gas dabei austreten und keine Luft eintreten kann. Man leitet das Gemenge von Kohlenoxyd und Stickstoff durch einen seitlichen Kanal ab und kann es dann in zweckmäßig

konstruierten Öfen zur Feuerung benutzen (SIEMENSsche Regenerativöfen).

Bläst man statt Luft Wasserdampf durch die glühenden Kohlen des Generatorofens, so wird jener in Wasserstoff und Sauerstoff zersetzt; letzterer

verbindet sich mit Kohlenstoff zu Kohlenoxyd, und Wasserstoff wird frei. Das Gas ist also ein Gemenge von zwei brennbaren Gasen. Es heißt Wassergas, hat einen bedeutend höhern Brennwert als das gewöhnliche Generatorgas [T. § 112] und findet in der Heiztechnik massenhaft Verwendung.

4. Reduktion durch Wärme.

Reduktionen erfolgen aber nicht nur durch chemische Einwirkung von reduzierenden Stoffen wie Wasserstoff, Metalle, Kohlenstoff, sondern vielfach auch schon durch einfache Erwärmung, wie wir beim Quecksilberoxyd und beim Schwefelkies gesehen haben. Ebenso wie diese Verbindungen wird auch das Bariumperoxyd, das man beim Erhitzen von Bariumoxyd auf etwa 500° im Sauerstoffstrom erhält, durch Erhitzen auf etwa 800° wieder in Bariumoxyd und Sauerstoff zerlegt. Darauf gründet sich ein Verfahren zur Gewinnung von Sauerstoff aus der Luft.

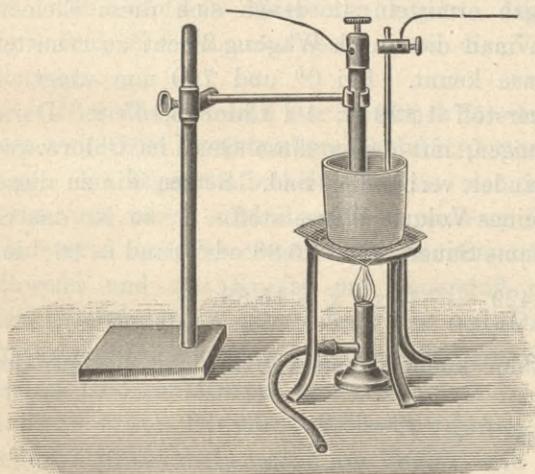


Fig. 59.
Elektrolyse von Bleichchlorid.

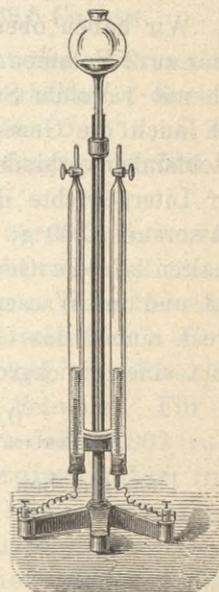


Fig. 60.
Elektrolyse von Salzsäure.

5. Reduktion (Spaltung) durch Elektrizität.

Der elektrische Strom besitzt die Fähigkeit, viele chemische Verbindungen in ihre Bestandteile zu zerlegen. Leitet man einen Strom von etwa 5 Akkumulatoren durch geschmolzenes Bleichlorid (Fig. 59), so erhält man in ca. 5 Minuten auf dem Boden des Tiegels einen Bleiregulus, während man am positiven Pol die Entwicklung von Chlorgas beobachten kann [T. § 292 c]. Am positiven Pol (Anode) scheidet sich also Chlor, am negativen Pol (Kathode) Blei ab. In derselben Weise lassen sich mit geeigneten Apparaten auch Kalziumchlorid und Natriumchlorid zerlegen; die Metalle Natrium und Kalzium können so dargestellt werden.

Ganz reines Wasser, welches den elektrischen Strom nicht leitet, wird sofort leitend, wenn man etwas Kupferchlorid oder Natriumchlorid darin auflöst. An der Kathode scheidet sich dabei wiederum das Metall ab, an der Anode das Chlor. Während das Kupfer wirklich ausgeschieden wird, tritt an Stelle des Natriums Wasserstoff auf, dessen Entstehung aus Natrium und Wasser sich (nach S. 53) leicht erklärt.

Leitet man einen elektrischen Strom durch konzentrierte Salzsäure, so erhält man an der Kathode Wasserstoff, an der Anode Chlor. Falls man den Versuch in dem Apparat (Fig. 60) ausführt, erhält man dabei gleiche Volume von Wasserstoff und Chlor [T. § 296].

VII. Verbindungsgewichte und Atomlehre.

Wir haben oben gesehen, daß sich 1 Volum Wasserstoff mit 1 Volum Chlor zu 2 Volumen Chlorwasserstoff (S. 47) und daß 2 Volume Wasserstoff sich mit 1 Volum Sauerstoff zu Wasser (S. 19) vereinigen. Daraus lassen sich auch die Gewichtsmengen ermitteln, in denen sich diese Elemente miteinander verbinden, wenn man die durch Wägung leicht zu ermittelnden Litergewichte dieser Gase kennt. Bei 0° und 760 mm wiegt: 1 l Wasserstoff 0,09 g; 1 l Sauerstoff 1,429 g; 1 l Chlor 3,165 g. Daraus erhalten wir die Gewichtsmengen, mit denen diese Gase im Chlorwasserstoff und im Wasser miteinander verbunden sind. Setzen wir zu diesem Zweck einmal das Gewicht eines Volums Wasserstoff = 1, so ist das Gewicht eines gleichgroßen Volums Sauerstoff = 15,88 oder rund = 16; denn

$$0,09 : 1,429 = 1 : x; \quad x = 15,88.$$

Gew. von 11 H Gew. von 11 O

Dem gleichen Volum Chlor kommt dann das Gewicht 35,2 zu; denn

$$\frac{0,09}{3,165} = \frac{1}{x}; \quad x = 35,2.$$

Somit kommen:

im Chlorwasserstoff auf 1 Gew.-Teil H 35,2 Gew.-Teile Cl

und

im Wasser auf 2mal 1 Gew.-Teil H 16 Gew.-Teile O.

Beziehen wir die bei quantitativen Versuchen mit Quecksilberoxyd, Kupferoxyd, Kupferoxydul, Bleioxyd und Wasser gefundenen Gewichtsmengen auf Sauerstoff = 16, so finden wir:

im Quecksilberoxyd auf . . .	16 O	200 Hg
im Kupferoxyd auf	16 O	63,5 Cu
im Kupferoxydul auf	16 O	127 Cu
im Bleioxyd auf	16 O	207 Pb
im Wasser auf	16 O	2 H

Nun verbinden sich mit 63,5 Cu und auch mit 127 Cu 32 Gew.-Teile Schwefel.

32 Gew.-Teile Schwefel verbinden sich aber wiederum:

im Schwefelwasserstoff mit	2 H
im Quecksilbersulfid mit	200 Hg
im Schwefeleisen mit	56 Fe
im Bleisulfid mit	207 Pb
im Kupfersulfid mit	63,5 Cu
im Kupfersulfür mit	127 Cu

Weiter verbinden sich 2 Gew.-Teile H mit 71 Gew.-Teilen Chlor. Mit 71 Gew.-Teilen Chlor verbinden sich aber wieder:

im Quecksilberchlorid	200 Hg
im Bleichlorid	207 Pb
im Kupferchlorid	63,5 Cu usw.

Auf diese Weise kann man für jedes Element eine oder mehrere Zahlen erhalten, nach denen sich die Verbindungsverhältnisse desselben mit allen anderen Elementen regeln. Diese Zahlen $O = 16$, $H = 2$, $Hg = 200$, $S = 32$ usw. nennt man die **Verbindungsgewichte** der Elemente.

Diese Zahlen sind der Ausdruck für das S. 48 bereits genannte **Gesetz von den konstanten Verhältnissen**. Manche von den Elementen zeigen die Eigentümlichkeit, daß sie sich in mehreren Gewichtsverhältnissen mit einem und demselben anderen Element verbinden, z. B. der Kohlenstoff mit Sauerstoff, das Barium mit Sauerstoff, das Eisen mit Schwefel und das Kupfer mit Sauerstoff und mit Schwefel. Für alle diese Verbindungen gilt jedoch das von DALTON im Jahre 1802 zuerst ausgesprochene **Gesetz der vielfachen Verhältnisse oder multiplen Proportionen**, welches lautet: Die mit gleichen Gewichtsmengen eines Elementes verbundenen Gewichtsmengen des anderen stehen unter sich im Verhältnis einfacher ganzer Zahlen.

Nach DALTON muß daher jedes Element aus kleinsten Teilchen, **Atomen**, bestehen, die nicht weiter teilbar sind, die aber bei demselben Element dem Gewichte und der Größe nach untereinander gleich sind. Nun kann sich beispielsweise ein Atom eines Elementes mit einem Atom eines anderen verbinden; es ist aber ebensowohl möglich, daß ein Atom des einen sich mit zwei oder mehreren des anderen verbindet und umgekehrt. Wenn das aber geschieht, so müssen — da die Atome unteilbar sind und ein ganz bestimmtes Gewicht haben — die Gewichtsmengen eines Elementes (A), die sich mit der gleichen Menge eines anderen (B) verbinden, zueinander in demselben Verhältnis stehen wie die Zahlen der an ein oder mehrere Atome von B gebundenen Atome. Die Atome, an deren wirklichem Vorhandensein heute aus Gründen, die hier nicht er-

läutert werden können, nicht mehr gezweifelt werden kann, muß man sich ganz außerordentlich klein vorstellen. Jedenfalls viel kleiner wie die auf mechanischem Wege herzustellenden kleinsten Teilchen fester oder flüssiger Stoffe und so klein, daß sie auch mit dem besten Mikroskop nicht wahrzunehmen sind. Ein Atom Wasserstoff steht zu einem Tennisball nicht einmal ganz in demselben Größenverhältnis wie dieser zum Erdball.

Die gasförmigen Stoffe zeigen eine außerordentliche Übereinstimmung bei Temperatur- und Druckänderungen. Alle Gase dehnen sich bei der Erwärmung um 1° um $\frac{1}{273}$ ihres Volums aus und ihr Volum ändert sich im umgekehrten Verhältnis wie der Druck. (Gesetz von MARIOTTE und GAY-LUSSAC.) Dieses gleichartige Verhalten der Gase suchte AVOGADRO im Jahre 1811 durch folgende Annahme (Hypothese) zu erklären: **In gleichen Räumen verschiedener Gase sind bei gleichem Druck und bei gleicher Temperatur gleichviele Moleküle vorhanden.** Unter **Molekülen** verstand er die kleinsten selbständigen Teilchen von elementaren und zusammengesetzten Stoffen. Diese Moleküle setzen sich aus Atomen zusammen.

Würde man die Gewichte der Atome kennen und wissen, wieviel Atome in einem Molekül enthalten sind, so hätte man auch die Gewichte der Moleküle. Da man aber die wahren Gewichte der Moleküle nicht ermitteln kann, so vergleicht man die Gewichte gleicher Volumina miteinander und nennt die auf eine beliebige Einheit bezogenen relativen Gewichte Molekulargewichte. Denn wenn gleiche Volumina verschiedener Gase gleich viele Moleküle enthalten, dann müssen sich die Gewichte gleicher Volumina verschiedener Gase zueinander verhalten wie die Gewichte der Moleküle dieser Gase. Wählt man als Einheit des Molekulargewichtes Sauerstoff = 32, so kann man die Molekulargewichte aller anderen gasförmigen oder vergasbaren Elemente auf diese Einheit beziehen und bestimmen. Man braucht nach der AVOGADROSCHEN Hypothese ja nur das Gewicht des zu untersuchenden Gases zu finden, welches dasselbe Volum hat wie die 32 Gew.-Teile Sauerstoff.

32 g Sauerstoff haben bei 0° und 760 mm ein Volum von 22,4 l, wie sich aus folgender Proportion ergibt:

$$1,429 : 32 = 1 : x; \quad x = 22,4.$$

Gew. von 11 O Mol.-Gew. des O

Ein Molekulargewicht Sauerstoff in Grammen (1 Mol), also 32 g, hat ein Volum von 22,4 l (1 Molvolum). Das Molekulargewicht des Chlors erhalte ich z. B., indem ich das Gewicht von 1 l Chlor durch Wägung bestimme und ausrechne, welches Gewicht 22,4 l Chlor haben.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ l Chlor wiegt } 3,165 \text{ g} \\ 22,4 \text{ l } \quad \text{,,} \quad \text{wiegen } x \text{ g; } x = 70,9. \end{array}$$

Ich kann also das Molekulargewicht bestimmen, wenn ich das Gewicht eines bestimmten Volums des gasförmigen oder vergasteten Stoffes kenne.

Nun wissen wir zwar, daß das Molekulargewicht des Chlorwasserstoffs = 36,5 ist und daß Wasserstoff und Chlor in den Gewichtsverhältnissen 1:35,5 und in dem Volumverhältnis 1:1 zu Chlorwasserstoff zusammengetreten sind, aber wieviele Atome Chlor und Wasserstoff in einem Molekül enthalten sind, wissen wir damit noch nicht. Auf je 1 Atom Chlor muß 1 Atom Wasserstoff kommen, es können aber 1 Atom Chlor und 1 Atom Wasserstoff oder 2 Atome Chlor und 2 Atome Wasserstoff usw. in einem Molekül vereinigt sein. Ebenso kennen wir die Gewichtsverhältnisse, in denen sich Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser vereinigen, und es ist uns sein Molekulargewicht bekannt; auch wissen wir, daß auf je 2 Atome Wasserstoff 1 Atom Sauerstoff kommt, aber wir wissen noch nicht, ob etwa 4 Atome Wasserstoff und 2 Atome Sauerstoff oder 6 Atome Wasserstoff und 3 Atome Sauerstoff im Molekül Wasser enthalten sind. Da Wasserstoff und Sauerstoff im Gewichtsverhältnis 1:8 verbunden sind und das Molekulargewicht zu 18 bestimmt ist, so müssen Wasserstoff und Sauerstoff in den Gewichtsmengen 2 und 16 [denn $2(1 + 8) = 18$] in dem Wassermolekül enthalten sein.

Kennen wir nun aber von einer größeren Zahl von Sauerstoffverbindungen Molekulargewicht und quantitative Zusammensetzung, d. h. das Verhältnis der Gewichtsmengen, in denen die in ihnen enthaltenen Elemente zueinander stehen, so können wir annehmen, daß das kleinste aller Verbindungsgewichte, das wir in einem Molekül einer dieser Verbindungen finden, das Atomgewicht ist. Denn falls das Atom des Sauerstoffs ein kleineres wäre, sollte man erwarten, daß dieses kleinere Gewicht in dem Molekül irgend einer seiner Verbindungen einmal gefunden würde. Vergleicht man also die Sauerstoffmengen, die in den verschiedensten gasförmigen oder verdampfbaren Verbindungen des Sauerstoffs in einem Molekül auftreten, miteinander, so ist der größte gemeinschaftliche Faktor das Atomgewicht.

Wir stellen in der folgenden Tabelle eine Reihe von Verbindungen des Sauerstoffs zusammen, die entweder gasförmig sind, oder leicht verdampft werden können, deren Molekulargewicht also bestimmt werden kann. In die Kolumne I schreiben wir die experimentell bestimmten Molekulargewichte, in die Kolumne II das ebenfalls auf experimentellem Wege gefundene Verhältnis der Verbindungsgewichte der Komponenten, in die Kolumne III kommt dasselbe Verhältnis noch einmal, aber so erweitert, daß die Summe der Verbindungsgewichte der Komponenten gleich dem Molekulargewicht wird, und in die Kolumne IV endlich die Gewichtszahlen für das Element, dessen Atomgewicht wir suchen nebst den Produkten, dessen einer Faktor der größte gemeinschaftliche ist.

	I	II	III	IV
Sauerstoff	32			32 = 2·16
Wasser	18	H:O = 1:8 = 2:16		16 = 1·16
Kohlenoxyd	28	C:O = 3:4 = 12:16		16 = 1·16
Kohlendioxyd	44	C:O = 3:8 = 12:32		32 = 2·16
Schwefeldioxyd	64	S:O = 1:1 = 32:32		32 = 2·16
Schwefeltrioxyd	80	S:O = 2:3 = 32:48		48 = 3·16

Atomgewicht des Sauerstoffs = 16.

Unter dem **Atomgewicht** eines Elements verstehen wir also das relativ kleinste Verbindungsgewicht, das aus den Molekulargewichten der verschiedensten Verbindungen dieses Elements gefunden worden ist.

Aus dem Molekulargewicht und aus der prozentischen Zusammensetzung ergibt sich dann auch die sogenannte chemische Formel.

Die Buchstaben, mit denen man die Elemente bezeichnet, haben hier nach eine dreifache Bedeutung.

1. Sie geben den Namen der Elemente an,
2. sie bezeichnen ein Atom des betreffenden Elements, und
3. sie schließen zugleich das Atomgewicht ein. Es heißt also:

H:	1	Atom	oder	1	Gew.-Teil	Wasserstoff,
O:	1	„	„	16	Gew.-Teile	Sauerstoff,
Cl:	1	„	„	35,5	„	Chlor,
Fe:	1	„	„	56	„	Eisen,

usw. usw.

H ₂ :	1	Molekül	oder	2	Gew.-Teile	Wasserstoff,
N ₂ :	1	„	„	28	„	Stickstoff.

HgO bedeutet 1 Molekül Quecksilberoxyd oder 216 Gew.-Teile Quecksilberoxyd, worin auf je 200 Gew.-Teile Quecksilber 16 Gew.-Teile Sauerstoff kommen.

HCl bedeutet ein Molekül Chlorwasserstoff oder 36,5 Gew.-Teile Chlorwasserstoff, worin auf je 1 Gew.-Teil Wasserstoff 35,5 Gew.-Teile Chlor kommen.

H₂O bedeutet ein Molekül Wasser oder 18 Gew.-Teile Wasser, worin auf 2 (2 mal 1) Gew.-Teile Wasserstoff 16 Gew.-Teile Sauerstoff kommen. Wenn wir nur HO schrieben, so hieße das: Im Wasser kommt 1 Gew.-Teil Wasserstoff auf 16 Gew.-Teile Sauerstoff, da H 1 Atom und 1 Gew.-Teil Wasserstoff und O 1 Atom und 16 Gew.-Teile Sauerstoff bezeichnet.

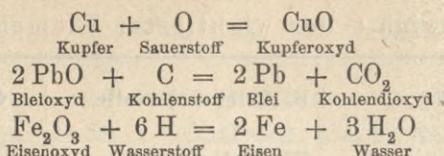
Atomgewichte der wichtigsten Elemente, 0 = 16.

A. Metalloide	B. Leichte Metalle	C. Schwere Metalle
I. Sauerstoffgruppe.	VI. Kaliumgruppe.	X. Eisengruppe.
Sauerstoff, O 16,0	Kalium, K 39,2	Chrom, Cr 52,1
Schwefel, S 32,0	Natrium, Na 23,0	Eisen, Fe 56,0
II. Halogengruppe.	VII. Kalziumgruppe.	Zink, Zn 65,4
Chlor, Cl 35,5	Kalzium, Ca 40,1	Kadmium, Cd 112,0
Brom, Br 80,0	Barium, Ba 137,4	Mangan, Mn 55,0
Jod, J 126,9	Strontium, Sr 87,5	Kobalt, Co 59,0
Fluor, F 19,0		Nickel, Ni 58,7
III. Stickstoff- oder Phosphorgruppe.	VIII. Magnesiumgruppe.	XI. Bleigruppe.
Stickstoff, N 14,0	Magnesium, Mg 24,4	Blei, Pb 206,9
Phosphor, P 31,0		Quecksilber,
Arsen, As 75,0	IX. Aluminiumgruppe.	Hg 200,0
Antimon, Sb 120,0	Aluminium, Al 27,1	Silber, Ag 107,9
IV. Kohlenstoffgruppe.		Kupfer, Cu 63,6
Kohlenstoff, C 12,0		Wismut, Bi 208,5
Bor, B 11,0		Uran, U 238,5
Kiesel, Si 28,4		XII. Zinngruppe.
V. Wasserstoffgruppe.		Zinn, Sn 119,0
Wasserstoff, H 1,0		Gold, Au 197,2
		Platin, Pt 194,8

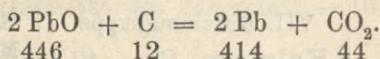
VIII. Stöchiometrie.

Die chemischen Formeln geben ein sehr bequemes Mittel an die Hand chemische Vorgänge kurz symbolisch darzustellen und die Mengenverhältnisse zu berechnen, nach denen sich chemische Verbindungen bilden oder zersetzen. Die symbolische Darstellung chemischer Vorgänge erfolgt durch die chemischen Gleichungen, die Berechnung der Mengenverhältnisse ist die Aufgabe der Stöchiometrie, die sich auf die chemischen Gleichungen gründet. Alle chemischen Gleichungen und stöchiometrischen Berechnungen gründen sich auf das Gesetz von der Erhaltung des Gewichtes (s. S. 30).

Als Regel für die Aufstellung chemischer Gleichungen gilt daher, daß auf beiden Seiten der Gleichung von einem und demselben Element gleichviel Atome stehen müssen. Um dieser Forderung zu genügen, dürfen nur die Koeffizienten, die sich stets auf das ganze Molekül beziehen, nicht die Indizes, die sich immer nur auf das voranstehende Element beziehen, geändert werden.

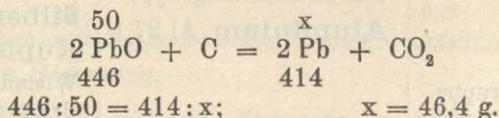


Aus jeder chemischen Gleichung läßt sich eine numerische ableiten, indem man unter die einzelnen Glieder die betreffenden Atom- oder Molekulargewichte setzt, z. B.:



Hierdurch erhält man die Gewichtsverhältnisse der an der Reaktion teilnehmenden Substanzen, und aus diesen Zahlen lassen sich dann durch Proportionsrechnung die Mengen berechnen, welche man für eine jede beliebige andere Menge einer Substanz von den übrigen erhält oder braucht, z. B.:

Wieviel Blei erhält man durch Reduktion von 50 g Bleioxyd?



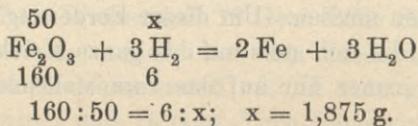
Allgemeine Regel. Man schreibt die gegebene Menge über das betreffende Glied (also im obigen Falle 50 über PbO) und macht über dasjenige Glied, welches der gesuchten Substanz entspricht (2 Pb), ein x. Dann ist das erste Glied der Proportion stets das Atom- oder Molekulargewicht der gegebenen Substanz, das zweite die gegebene Menge, das dritte das Atom- oder Molekulargewicht der gesuchten Substanz und das vierte Glied x.

Mit Hilfe der obigen Gleichung lassen sich noch verschiedene andere Fragen beantworten.

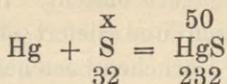
1. Wieviel Bleioxyd braucht man zur Darstellung von 50 g Blei?
2. Wieviel Kohlenstoff braucht man zur Reduktion von 50 g Bleioxyd?
3. Wieviel Kohlenstoff braucht man zur Darstellung von 50 g Blei?
4. Wieviel Kohlendioxyd erhält man bei der Reduktion von 50 g Bleioxyd?
5. Wieviel Kohlendioxyd erhält man bei der Darstellung von 50 g Blei aus Bleioxyd?

Oder für andere chemische Vorgänge:

Wieviel Wasserstoff braucht man zur Reduktion von 50 g Eisenoxyd?



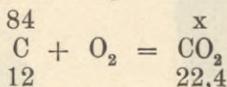
Wieviel Schwefel braucht man zur Darstellung von 50 g Quecksilbersulfid?



$$232 : 50 = 32 : x; \quad x = 6,9 \text{ g.}$$

Da wir wissen, daß 1 Mol., d. h. soviel Gramm als das Molekulargewicht angibt, im Normalzustande ein Volum von 22,4 l hat, so können wir aus den chemischen Gleichungen auch sofort die Volumina der vorkommenden Gase berechnen. Wir setzen an Stelle eines Molekulargewichtes eines Gases das Molvolum 22,4. Diese Zahl bedeutet dann, je nachdem mg, g, oder kg in der Aufgabe gegeben sind, ccm, l oder cbm, z. B.:

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



$$12 : 84 = 22,4 : x; \quad x = 156,8 \text{ l.}$$

IX. Der Hochofenbetrieb.

Die technisch und wirtschaftlich bedeutsamste Reduktion findet statt beim Hochofenprozeß, der die Gewinnung von Metallen, in erster Linie von Eisen, aus ihren Erzen bezweckt. Für die Gewinnung des Eisens kommen folgende Mineralien in Betracht:

1. **Roteisenstein**, der hauptsächlich in der Lahngegend auf Eisen verhüttet wird, besteht aus Eisenoxyd Fe_2O_3 , dem mehr oder weniger große Mengen von Kieselsäure, Ton oder Kalk als Gangart beigemischt sind. Reinere Abarten bilden den faserigen Roteisenstein, der auch Blutstein (Hämatit) oder roter Glaskopf genannt wird und aus nierenförmigen oder traubigen Aggregaten von faseriger oder radialstrahliger Struktur und krummschaliger Oberfläche besteht (Fig. 61). Eisenglanz ist reines Eisenoxyd und kommt besonders in Elba in schönen rhomboedrischen oder tafelförmigen schwarzen bis stahlblauen Kristallen vor. Da das Pulver des Minerals rotbraun ist, so erhält man damit einen rotbraunen Strich auf unglasiertem Porzellan. Beim Erhitzen im Glühröhrchen wird es schwarz und gibt kein Wasser ab im Gegensatz zum

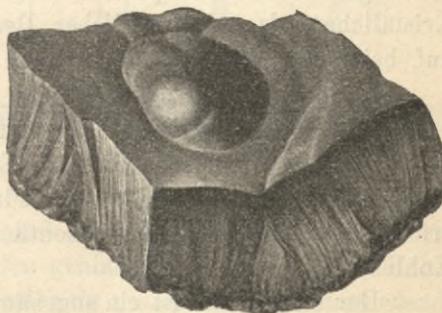


Fig. 61. Faseriges Roteisenerz.

2. **Brauneisenstein**, der aus Eisenoxyd Fe_2O_3 mit wechselnden Mengen Wasser nebst Gangart besteht. Er bildet dunkel- oder gelbbraun gefärbte erdige Massen und liefert stets einen deutlich braunen Strich. Die aus ganz feinen Körnchen bestehende Minette, die in großen Mengen in Lothringen und Luxemburg abgebaut wird, liefert bei weitem den größten Teil des in Deutschland erzeugten Eisens. Die schaligen und nierenförmigen Brauneisensteine heißen brauner Glaskopf (Fig. 62). Unter dem Rasen feuchter Wiesen bildet sich heute noch Raseneisenstein, ein durch Sand und Ton verunreinigter Brauneisenstein.

3. **Magneteisen** oder **Magnetit** (Fe_3O_4) ist ein sehr eisenreiches, meist recht reines und daher wertvolles Eisenerz von eisenschwarzer Farbe.

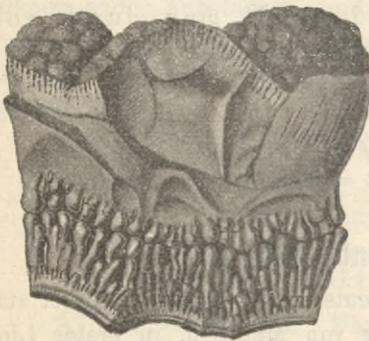


Fig. 62.
Brauneisenerz.

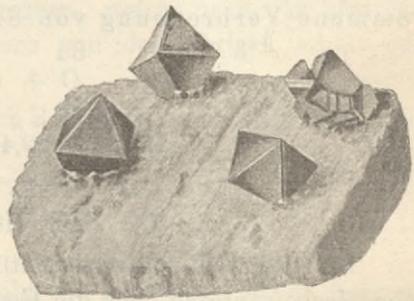


Fig. 63.
Magneteisenerz (Binnental in Wallis, Schweiz).

Es wird vom Magneten angezogen und zieht bisweilen auch selbst weiches Eisen an. In großen Massen findet es sich in Schweden und Norwegen, wo es im Tagebau abgebaut wird. Bisweilen bildet es große Oktaeder des regulären Kristallsystems (Fig. 63), sehr oft tritt es in winzigen Kriställchen als nebensächlicher Bestandteil von vulkanischen Gesteinen auf, bei deren Verwitterung es auch in den Sand der Flüsse gerät.

4. Spateisenstein (s. S. 90).

Die Vorgänge im Hochofen. [Leitet man Kohlenoxyd (S. 56) in einer Glasröhre über erhitztes Eisenoxyd, so bildet sich metallisches Eisen und Kohlendioxyd.] Die Reduktion des Eisens aus seinen Oxyden erfolgt in der Technik im wesentlichen wie bei diesem Versuche durch Kohlenoxyd im Hochofen.

Der Hochofen ist ein sogenannter Schachtofen von 18—20 m Höhe. Er zeigt (Fig. 64) im Vertikalschnitt die Form zweier mit ihren größeren Grundflächen aufeinander gestellter, abgestumpfter Kegel, von denen der obere länger ist als der untere; dieser nimmt nach unten hin eine fast zylindrische Gestalt an. Der Ofen ist aus feuerfesten Steinen aufgemauert und entweder von einem Blechmantel umgeben oder nur von zahlreichen schmiedeeisernen Bändern zusammengehalten und ruht

auf einem von Säulen getragenen Gußeisenkranze oder auf gemauerten Pfeilern, welche oben durch gewölbte Bogen verbunden sind. Der Ofen ist oben durch eine Art Trichter aus Eisenblech, den Fülltrichter, und eine in diesen hineingestülpte eiserne Glocke geschlossen; letztere kann mittels Ketten, an denen Gewichte hängen, gehoben und gesenkt werden; durch beide führt das der Ableitung der Gase dienende Mittelrohr *c*.

Die einzelnen Teile des Hochofens führen in der Technik folgende Bezeichnungen: Der auf der Ofensohle ruhende zylindrische Teil heißt Gestell, unmittelbar über der Sohle Herd. An das Gestell schließt sich die Rast, der untere Kegelstumpf; dann folgt der eigentliche Schacht, dessen weitester, an die Rast angrenzender Teil Kohlensack genannt wird. Der obere Teil des Schachtes heißt Gicht. Das Gestell zeigt dicht über der Ofensohle zwei Durchbrechungen, die Abstichöffnung *a* für das geschmolzene Roheisen, die während des Betriebes durch einen Tonpfropfen und Steine geschlossen ist, und die etwas höher gelegene Schlackenöffnung *e*. Außer diesen

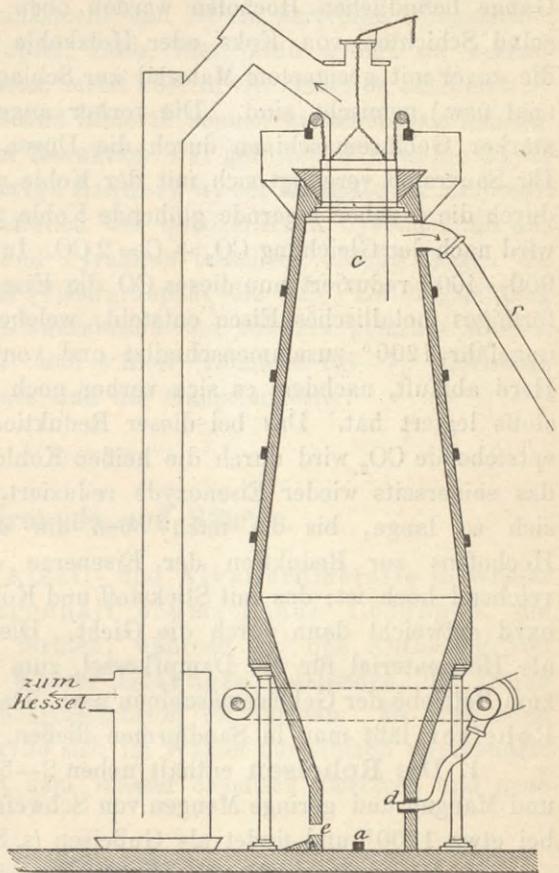


Fig. 64. Hochofen.

finden sich noch am oberen Rande des Gestells, etwa 1 m über der Sohle des Ofens, 5 bis 8 Durchbrechungen für die Düsen *d*, das sind Röhren aus Schmiedeeisen, durch welche die Luft („Wind“) in den Ofen geblasen wird; damit diese Röhren nicht wegschmelzen, werden sie beständig durch einen sie umfließenden Strom kalten Wassers gekühlt. In diese Düsen tritt die Luft ein aus einem das ganze Gestell umziehenden Ringrohr, welches als Windkessel dient.

In den Hochofen werden hineingebracht 1. Eisenerze, 2. Holzkohle oder Koks, 3. Luft, 4. Flußmittel. Diese letzteren dienen dazu, die Verunreinigungen, welche in allen Eisenerzen enthalten sind (Ton,

Kalk, Kieselsäure), aufzunehmen; sie müssen so gewählt werden, daß sie mit jenen Verunreinigungen eine leicht schmelzbare Schlacke bilden. Diese Schlacke schützt zugleich das geschmolzene Eisen wirksam gegen Oxydation durch Luftsauerstoff, indem sie das Eisen beim Herunterfließen umhüllt und im Herd bedeckt.

Der Betrieb des Hochofens ist ein ununterbrochener. Bei einem im Gange befindlichen Hochofen werden oben in den Fülltrichter abwechselnd Schichten von Koks oder Holzkohle und Eisenerzen eingebracht, die zuvor mit geeignetem Material zur Schlackenbildung (Kalk, Ton, Flußspat usw.) gemischt sind. Die vorher angewärmte Luft wird mit Hilfe starker Gebläsemaschinen durch die Düsen in den Ofen hineingepreßt. Ihr Sauerstoff vereinigt sich mit der Kohle zu Kohlendioxyd CO_2 , welches durch die darüber lagernde glühende Kohle zu Kohlenoxyd CO reduziert wird nach der Gleichung $\text{CO}_2 + \text{C} = 2 \text{CO}$. In der Reduktionszone zwischen $900\text{--}400^\circ$ reduziert nun dieses CO die Eisenoxyde, wobei zuerst pulverförmiges metallisches Eisen entsteht, welches bei einer Temperatur von ungefähr 1200° zusammenschmilzt und von Schlacken umgeben in den Herd abläuft, nachdem es sich vorher noch mit einem Teil des Kohlenstoffs legiert hat. Das bei dieser Reduktion der Eisenerze von neuem entstehende CO_2 wird durch die heißen Kohlen wiederum zu CO reduziert, das seinerseits wieder Eisenoxyde reduziert. Dieser Vorgang wiederholt sich so lange, bis die nach oben hin abnehmende Temperatur des Hochofens zur Reduktion der Eisenerze durch CO nicht mehr hinreichend hoch ist; das mit Stickstoff und Kohlendioxyd gemischte Kohlenoxyd entweicht dann durch die Gicht. Die Gichtgase verwendet man als Heizmaterial für die Dampfkessel, zum Vorwärmen der Gebläseluft, zum Betriebe der Gebläsemaschinen usw. Das im Herd sich ansammelnde Roheisen läßt man in Sandformen fließen.

1. Das **Roheisen** enthält neben $2\text{--}5\%$ Kohlenstoff noch Silizium und Mangan und geringe Mengen von Schwefel und Phosphor. Es schmilzt bei etwa 1200° und findet als Gußeisen (s. S. 2) Verwendung.

2. Das **schmiedbare Eisen**, das sich schneiden und schweißen läßt, wird dadurch aus Roheisen gewonnen, daß man diesem einen Teil seines Kohlenstoffs und andere Beimengungen entzieht. Während nun das eigentliche Schmiedeeisen weniger als $0,5\%$ Kohlenstoff enthält, beträgt der Kohlenstoffgehalt des Stahls $0,5\text{--}1,2\%$. Die wertvollste Eigenschaft des Stahls ist seine Härte: Durch plötzliches Abkühlen nimmt er große Härte an, die man durch nachfolgendes schwächeres oder stärkeres Erwärmen „Anlassen“ je nach der Verwendung des Stahls abstimmen kann.

Die Entkohlung des Roheisens erfolgte früher auf offenen Herden (Frischprozeß), jetzt geschieht sie in Flammenöfen (Puddelprozeß), hauptsächlich aber in birnförmigen mächtigen Retorten, sogen. Konvertern, die

mit einem kieselsäurereichen Futter von feuerfesten Steinen ausgekleidet sind, und in denen durch das geschmolzene Roheisen ein starker Luftstrom hindurchgepreßt wird (Bessemerprozeß). Der durch THOMAS abgeänderte Bessemerprozeß (Thomasprozeß) ermöglicht durch Anwendung eines dolomitischen Futters und durch Kalkzusatz die Entfernung des Phosphors aus dem Eisen. Die phosphorhaltige Schlacke (Thomaschlacke) wird gemahlen (Thomasmehl) und ist ein wertvolles Düngemittel.

Die Gewinnung von Kupfer, Zink, Blei, Zinn erfolgt im wesentlichen ähnlich wie die des Eisens, meist aber in viel kleineren Schmelzöfen. Die wichtigsten Kupfer-, Zink- und Bleierze kennen wir schon; sie müssen, soweit sie Sulfide sind, vor der Reduktion erst geröstet, d. h. in die Oxyde übergeführt werden. Das einzige Zinnerz ist der **Zinnstein**, Zinnoxid SnO_2 . Er findet sich in Kristallen des quadratischen Systems, die aus Kombinationen von Prisma und Pyramide bestehen. Häufig zeigen die Kristalle einspringende Winkel (Visiergraupen), die durch Zwillingsbildung entstanden sind. Das meist schwarzbraun und schwarz gefärbte Mineral ist ziemlich hart ($H = 6-7$) und schwer (Dichte = $6,8-7$). Cornwall, Bangka und Straits Settlements sind die Hauptfundorte.

X. Hydroxyde und Säuren.

Als wir die Oxyde der Alkali- und Alkalierdmetalle in Wasser brachten, erhielten wir laugenhaft schmeckende Lösungen, die roten Lackmusfarbstoff blau färbten, während bei der Auflösung von Oxyden der Metalloide in Wasser Lösungen entstanden, die sauer schmeckten und blauen Lackmusfarbstoff rot färbten. Es muß noch festgestellt werden, ob die Oxyde sich im Wasser nur einfach unverändert auflösen oder ob sie sich mit dem Wasser chemisch umsetzen und neue Verbindungen bilden.

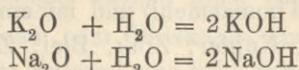
1. Hydroxyde.

a) Hydroxyde der Alkalimetalle.

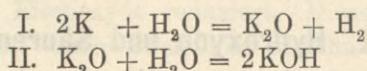
Wenn man die durch Verbrennen von Natrium oder Kalium erhaltenen Oxyde in Wasser auflöst und die Lösung hinterher eindampft und glüht, so erhält man feste, weiße Verbindungen, die als Ätzkali oder Ätznatron bezeichnet werden.

Diese liefern beim Erhitzen mit Eisenpulver Wasserstoff, sie bestehen demnach aus Kalium oder Natrium, Sauerstoff und Wasserstoff. Wie durch quantitative Untersuchungen festgestellt worden ist, kommen ihnen die chemischen Formeln KOH und NaOH zu. Wären die Oxyde der Alkalimetalle beim Zusammenbringen mit Wasser lediglich aufgelöst worden, etwa wie Kochsalz oder Zucker von Wasser gelöst werden, so

müßten beim Eindampfen die Oxyde chemisch unverändert zurückbleiben. Da die bei der Verdampfung zurückbleibenden Stoffe aber Wasserstoff enthalten, wie wir durch einen Versuch feststellen können, so muß beim Zusammenbringen der Alkalimetalloxyde mit Wasser eine chemische Umsetzung stattgefunden haben. Diese Umsetzung können wir uns durch die folgende chemische Gleichung veranschaulichen:



Die Oxyde der Alkalimetalloxyde vereinigen sich also mit Wasser und bilden Verbindungen, die **Hydroxyde**¹⁾ genannt werden: **Kaliumhydroxyd, Natriumhydroxyd**. Ihre Lösungen in Wasser heißen Kalilauge und Natronlauge. Die Entstehung von Kalilauge oder Natronlauge bei der Einwirkung von metallischem Kalium oder Natrium auf Wasser können wir uns so vorstellen, daß die Alkalimetalloxyde dem Wasser unter Bildung der Metalloxyde Sauerstoff entziehen, wobei Wasserstoff frei werden muß. Die Metalloxyde bilden dann in der angegebenen Weise Hydroxyde, die sich im Wasser lösen und ihm die alkalische Reaktion verleihen. Diese Vorgänge können durch folgende Gleichungen dargestellt werden:



Will man nur zum Ausdruck bringen, was man wirklich beobachtet, so kann man diesen Vorgang durch die eine Gleichung: $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{H}_2$ beschreiben.

Eigenschaften der Alkalihydroxyde. Kaliumhydroxyd und Natriumhydroxyd sind feste, weiße Substanzen, die schon aus der Luft Feuchtigkeit anziehen, also hygroskopisch sind. Sie lösen sich sehr leicht im Wasser, und ihre Lösungen, Kalilauge und Natronlauge, färben Lackmus stark blau. Sie machen die Haut schlüpfrig, indem sie sie oberflächlich zerstören; man muß sich sehr hüten, etwas davon in offene Wunden oder gar ins Auge zu bekommen. Wegen ihrer stark ätzenden Wirkung werden sie auch Ätzkali und Ätznatron genannt. So wie sie die Haut des Menschen angreifen, zerstören sie, besonders in heißem Zustande, alle tierischen Gewebe wie Wolle, Seide, Haare, Horn sehr leicht, während sie pflanzliche Gewebe wie Baumwolle und Leinen nur wenig angreifen. Sie können daher zur Unterscheidung dieser Stoffe Verwendung finden.

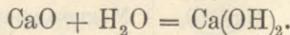
Darstellung von Ätzkali und Ätznatron. Schickt man in einer V-Röhre mit Platinelektroden durch eine Lösung von Natriumchlorid einen elektrischen Strom, so erhält man am positiven Pol ein Gas, das

¹⁾ griech. hydor, Wasser.

durch seine Bleichwirkung auf Lackmusfarbstoff und an seinem Geruch als Chlor erkannt wird. Am negativen Pol bildet sich eine Lösung, die Lackmusfarbstoff blau färbt, während Wasserstoffgas entweicht. Das am negativen Pol zuerst entstehende Natriummetall zerlegt das zur Lösung des Natriumchlorids dienende Wasser unter Bildung von Natriumhydroxyd und Wasserstoff.¹ Kalium- und Natriumhydroxyd werden auf diese Weise mit etwas anders gebauten Apparaten aus ihren in der Natur vorkommenden billigen Chloriden vielfach im großen technisch dargestellt. Wasserstoff, der zur Füllung von Luftschiffen, und Chlor, das beim Bleichen Verwendung findet, werden dabei als wertvolle Nebenprodukte gewonnen.

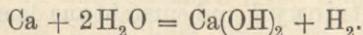
b) Hydroxyde der Alkalierdmetalle.

Übergießt man Kalziumoxyd, d. i. gebrannter Kalk oder Ätzkalk, mit Wasser, so zerfällt er unter starker Erwärmung und Wasserdampfentwicklung in ein trockenes weißes Pulver, **gelöschten Kalk** oder **Kalziumhydroxyd**. Daß sich das Kalziumoxyd bei diesem Vorgang mit dem Wasser zu Kalziumhydroxyd verbindet, geht daraus hervor, daß das aufgenommene Wasser durch Trocknen bei 100° nicht wieder abgegeben wird, was der Fall sein müßte, wenn es nicht chemisch gebunden wäre. Die Vereinigung des Kalziumoxyds mit Wasser erfolgt nach der Gleichung:



Die Auflösung des Kalziumoxyds in Wasser, die wir früher kennen gelernt haben (S. 13), besteht also ebenso wie die Lösung der Alkalimetalloxyde aus zwei Vorgängen, nämlich aus der Bildung des Hydroxyds nach dieser Gleichung und aus der Auflösung dieses Hydroxyds in Wasser. Erhitzt man das Kalziumhydroxyd wesentlich über 100°, so zerfällt es wieder in Kalziumoxyd und Wasser; dadurch unterscheidet es sich von den Hydroxyden der Alkalimetalle, die das gebundene Wasser auch beim Glühen nicht wieder abgeben. Rührt man das trockene Kalziumhydroxydpulver mit Wasser an, so erhält man Kalkbrei, gießt man mehr Wasser hinzu, so gibt es Kalkmilch, und diese liefert beim Filtrieren oder durch weiteren Wasserzusatz klares Kalkwasser, das Lackmuskölung blau färbt. Daran erkennen wir, daß sich nur wenig Kalziumhydroxyd in Wasser löst; es löst sich 1 Teil in 744 Teilen Wasser.

Daher kommt es auch, daß bei der Einwirkung von Kalzium auf Wasser (S. 16) eine weißliche Trübung entsteht, die von ungelöstem Kalziumhydroxyd herrührt, das nach folgender Gleichung entsteht:



¹) Den Nachweis, daß zuerst wirklich Natrium gebildet wird, siehe T. § 299 S. 939.

Die Hydroxyde des Bariums und Strontiums, die sonst dem Kalziumhydroxyd sehr ähnlich sind und ebenso aus den Metalloxyden erhalten werden können wie dieses, lösen sich nur wenig leichter, während das Magnesiumhydroxyd in Wasser so gut wie unlöslich ist, denn in 50000 Teilen Wasser löst sich nur 1 Teil $Mg(OH)_2$.

Die Oxyde des Aluminiums und der Schwermetalle bilden beim Zusammenbringen mit Wasser keine Hydroxyde und sind in Wasser unlöslich. Doch können deren Hydroxyde auf anderem Wege erhalten werden.

Alle Hydroxyde enthalten, wie die Formeln der folgenden Tabelle zeigen, die Atomgruppe (OH), die auch Hydroxylgruppe genannt wird. Die Hydroxyde sind also Verbindungen eines Metalles mit einer oder mehreren Hydroxylgruppen.

Formeln einiger Hydroxyde mit den dazu gehörigen Oxyden.

Hydroxyde		Oxyde	
Namen	Formel	Namen	Formel
Kaliumhydroxyd	$K(OH)$	Kaliumoxyd	K_2O
Natriumhydroxyd	$Na(OH)$	Natriumoxyd	Na_2O
Kalziumhydroxyd	$Ca(OH)_2$	Kalziumoxyd	CaO
Magnesiumhydroxyd	$Mg(OH)_2$	Magnesiumoxyd	MgO
Aluminiumhydroxyd	$Al(OH)_3$	Tonerde oder Aluminiumoxyd	Al_2O_3
Eisenhydroxyd	$Fe(OH)_3$	Eisenoxyd	Fe_2O_3
Zinkhydroxyd	$Zn(OH)_2$	Zinkoxyd	ZnO
Kupferhydroxyd	$Cu(OH)_2$	Kupferoxyd	CuO

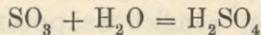
2. Säuren.

Sind die bei der Auflösung verschiedener Oxyde von Metalloiden entstandenen sauer reagierenden und sauer schmeckenden Flüssigkeiten nur Lösungen der Oxyde im physikalischen Sinne, oder sind auch sie ähnlich wie die Hydroxyde Verbindungen von Wasser mit den aufgelösten Oxyden?

a) Schwefelsäure.

Leitet man Schwefeldioxyd mit Sauerstoff über erhitztes feinverteiltes Platin (Platinasbest), so entstehen dicke, weiße Dämpfe, die sich in einer mittels Eis und Kochsalz gekühlten Kondensationsröhre zu seiden-glänzenden nadelförmigen Kristallen verdichten [T. § 146.] Die weiße Masse heißt **Schwefeltrioxyd** und entsteht aus dem Schwefeldioxyd durch Aufnahme von Sauerstoff. — Das auf dem Mineral Asbest feinverteilte Platin wird dabei gar nicht verändert, es beschleunigt nur die sonst unmerkbar langsam verlaufende Reaktion. Stoffe dieser Art, die che-

mische Vorgänge beschleunigen, ohne selbst dabei verändert zu werden, heißen Katalysatoren. — Die Formel des Schwefeltrioxyds ist SO_3 . Der Schwefel bildet also zwei Oxyde, deren Sauerstoffmengen, dem Gesetze von den vielfachen Verhältnissen entsprechend, zueinander im Verhältnis 2:3 stehen. — Leitet man die Dämpfe des Schwefeltrioxyds in Wasser, so erhält man eine Flüssigkeit, die blauen Lackmusfarbstoff deutlich rot färbt. Diese saure Flüssigkeit nimmt beim weiteren Eindampfen ölige Beschaffenheit an, siedet noch nicht bei 300° und gibt bei dieser Temperatur auch kein Wasser mehr ab. Das Schwefeltrioxyd ist also im Wasser nicht einfach gelöst, sondern es hat sich mit ihm nach der Gleichung:



zu **Schwefelsäure** verbunden. Das Schwefeltrioxyd wird auch Schwefelsäureanhydrid¹⁾ genannt, weil es als Schwefelsäure ohne Wasser angesehen werden kann.

Die konzentrierte Schwefelsäure, die früher auch Vitriolöl genannt wurde, ist eine ölige Flüssigkeit von hoher Dichte (1,82). Gießt man sie in Wasser, so findet eine beträchtliche Erwärmung statt. Würde man umgekehrt das Wasser in die Schwefelsäure gießen, so würde die Erwärmung unter Umständen hinreichen, um alles zugegossene Wasser sofort explosionsartig in Dampf zu verwandeln, der beim Entweichen Schwefelsäure mitrisse und umherspritzte. Deshalb darf man niemals Wasser in konzentrierte Schwefelsäure gießen, sondern man muß stets umgekehrt die Schwefelsäure ins Wasser gießen, wenn man die Säure verdünnen will. Läßt man eine Schale mit Schwefelsäure offen stehen, so nimmt ihr Gewicht durch Aufnahme von Wasser aus der Luft zu, denn die konzentrierte Schwefelsäure ist sehr hygroskopisch. Wegen dieser Eigenschaft wird sie auch zum Trocknen von Gasen in Gastrockenflaschen (Fig. 65) oder von festen und flüssigen Substanzen in Exsikkatoren (Austrockner) (Fig. 66) verwendet. Ja selbst aus manchen Stoffen, in denen Wasserstoff und Sauerstoff enthalten sind, wie im Zucker, Holz und Papier, zieht die Schwefelsäure diese beiden Elemente in Form von Wasser heraus, wobei jene Stoffe verkohlen, weil nur der Kohlenstoff darin übrig bleibt. Sie zerstört natürlich auch die Haut und die



Fig. 65.
Gastrockenflasche.



Fig. 66.
Exsikkator.

¹⁾ griech. anhydros, wasserlos.

Kleidung, und man muß daher beim Arbeiten damit die größte Vorsicht walten lassen.

b) Salpetersäure.

[Läßt man in einer mit vier Ansatzröhren versehenen Glaskugel (Fig. 67) zwischen zwei Stricknadeln einen kräftigen Strom von Funken eines Induktionsapparates überspringen, so bildet sich in der Kugel infolge der Erwärmung der Luft durch den elektrischen Funken ein braunes Gas.] Dieses besteht aus Stickstoff und Sauerstoff, heißt **Stickstoffdioxyd** und hat die Formel NO_2 . Läßt man dann in die Kugel einen ganz langsamen Luftstrom eintreten und das aus der Kugel entweichende Gas durch Wasser entweichen, das durch Lackmus blau gefärbt ist, so rötet sich das Wasser, d. h. es entsteht eine Säure, nämlich **Salpetersäure**, der die Formel

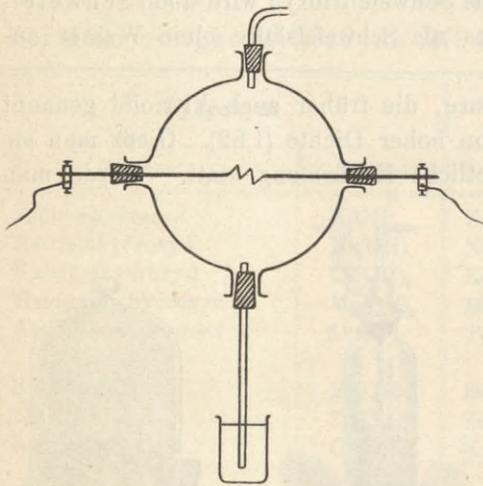


Fig. 67. Synthese der Salpetersäure.

HNO_3 zukommt. Sie hat ihren Namen vom Salpeter, aus dem sie, wie wir später sehen werden, zum größten Teil technisch gewonnen wird. Sie entfärbt Indigofarbstoff, der deshalb häufig zu ihrer Erkennung Verwendung findet.

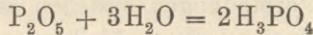
Wenn man Salpetersäuredämpfe stark erhitzt [T. § 198], so zerfallen sie unter Bildung von braunen Dämpfen (Stickstoffoxyden), die sich im Sperrwasser auflösen, und von Sauerstoff. Die Salpetersäure spaltet also verhältnismäßig leicht Sauerstoff ab; sie ist daher ein kräftiges

Oxydationsmittel. Sie gehört zu den stärksten Säuren und zerstört Tier- und Pflanzenstoffe sehr schnell; tierische Gewebe werden dabei gelb gefärbt; auf der Haut entstehen gelbe Flecken, wenn man Salpetersäure darauf bekommt. Die gewöhnliche Salpetersäure des Handels, die auch Scheidewasser genannt wird, enthält etwa 48 % Salpetersäure und 52 % Wasser, die konzentrierte Salpetersäure des Handels enthält etwa 68 % Salpetersäure und ist noch einigermaßen beständig, d. h. sie zerfällt noch nicht wie die noch konzentriertere rauchende Salpetersäure unter dem Einfluß des Lichtes in braune Stickstoffoxyde, die sich z. T. in der Säure auflösen und sie rotbraun färben, z. T. entweichen.

c) Andere Sauerstoffsäuren.

Das Phosphorperoxyd oder Phosphorsäureanhydrid bildet mit Wasser verschiedene Säuren, die dadurch entstehen, daß sich ein

Molekül Pentoxyd mit einem oder mehreren Molekülen Wasser verbindet. Die wichtigste von diesen Säuren ist die **Orthophosphorsäure**, die auch einfach **Phosphorsäure** genannt wird und nach der Gleichung:



aus Phosphorpentoxyd und Wasser entsteht. Sie ist in reinem Zustande eine feste weiße Masse, die an der Luft Feuchtigkeit anzieht und zu einem dicken Sirup zerfließt.

Die **Kohlensäure** entsteht beim Auflösen von Kohlendioxyd in Wasser. Doch enthält eine Lösung von Kohlendioxyd in Wasser nur zu einem sehr geringen Teil die Verbindung H_2CO_3 . Das gelöste Dioxyd läßt sich durch Erhitzen wieder austreiben, ebenso wie das Schwefeldioxyd aus Wasser. In dem Maße aber, in dem man in diesen beiden Fällen die Oxyde durch Erhitzen entfernt, zerfallen auch die in sehr geringen Mengen in der Lösung vorhandenen Säuren (Kohlensäure, H_2CO_3 , und schweflige Säure, H_2SO_3) wieder in die Oxyde und Wasser, so daß es gelingt, die gelösten Oxyde vollkommen wieder auszutreiben.

Das Kieselsäureanhydrid verbindet sich nicht unmittelbar mit Wasser, wohl aber, wenn es sich in Gegenwart von Wasser aus einer Verbindung ausscheidet. In solcher Weise können verschiedene Kieselsäuren entstehen, von denen hier nur die **Orthokieselsäure**, H_4SiO_4 , genannt werden soll. Sie ist in Wasser löslich; ihre Verbindungen kommen in großen Mengen in den Gesteinen der Erdkruste vor.

XI. Bildung von Salzen.

1. Bildung von Salzen aus Säuren und Metallen.

a) Metalle in verdünnter Salzsäure und verdünnter Schwefelsäure.

Bringt man die Metalle Kalzium, Magnesium, Aluminium, Zink, Zinn, Kupfer, Blei, Quecksilber, Zinn und Silber in verdünnte Salzsäure und erwärmt, falls nicht schon bei gewöhnlicher Temperatur eine deutliche Gasentwicklung eintritt, so findet man: In Salzsäure lösen sich unter Wasserstoffentwicklung leicht: Kalzium, Magnesium, Aluminium, Zink, Eisen; schwer: Zinn; nicht merklich: Blei, Kupfer, Quecksilber und Silber.

In verdünnter Schwefelsäure lösen sich unter Wasserstoffentwicklung leicht: Magnesium, Aluminium, Zink, Eisen; anfangs leicht dann schwer: Kalzium; nicht merklich: Blei, Kupfer, Quecksilber, Silber.

Gießt man, wenn die Wasserstoffentwicklung fast aufgehört hat, die Lösungen, welche man beim Auflösen eines der genannten Metalle in

verdünnter Schwefelsäure oder Salzsäure erhält, von dem etwa übriggebliebenen Metall ab, dampft bis zur Hälfte des Volums ein und läßt erkalten, so kristallisieren aus einigen der Lösungen salzartige Stoffe aus. Diese neu entstandenen Verbindungen bestehen aus dem Metall und dem nach Abscheidung des Wasserstoffs verbleibenden Rest der Säure, dem „Säurerest“, und werden **Salze** genannt. **Salze sind also Verbindungen von Metallen mit einem Säurerest.**

b) Äquivalentgewichte.

Man stelle den in Fig. 68 abgebildeten Apparat unter Verwendung von frischen Gummistöpseln und frischen Schlauchstücken zusammen. Der Erlenmeyerkolben *A* aus Jenaer Glas faßt 200 ccm, die Flasche *B* 1 l. Die Glasröhre *R* ist unten zu einer Kugel von 2 cm erweitert, in die ein etwa 1 cm weites seitliches Loch geblasen ist. In den Erlenmeyerkolben kommt für den ersten Versuch mit Natrium ein Gemisch von etwa 15 ccm Salzsäure und 40 ccm absolutem Alkohol (letzterer zur Mäßigung der Reaktion). Das Rohr *C* ist vorher durch Einblasen von Luft in den Schlauch zwischen *A* und *B* völlig mit Wasser gefüllt und durch den Quetschhahn *Q* verschlossen worden. Nunmehr wird ein gut erbsengroßes Stückchen von jeder Kruste befreites Natrium schnell abgewogen und durch die seitliche Öffnung lose in die Kugel der Röhre *R* gelegt. Hierauf setzt man vorsichtig das im Gummistöpsel sitzende Kugelrohr auf den Erlenmeyerkolben, doch so, daß die Kugel nicht in die Säure taucht. Man öffnet dann den Quetschhahn und läßt durch Neigen des Erlenmeyerkolbens das Natrium in die Säure fallen. Bei der Wiederholung desselben Versuches mit Magnesium, Aluminium, Zink wird der Entwicklungskolben jedesmal mit etwa 50 ccm verdünnter Salzsäure beschickt. Die Gasvolumina werden auf 0° und 760 mm Druck reduziert.]

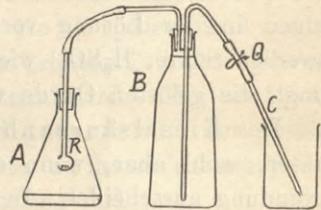
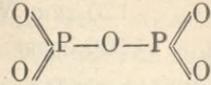


Fig. 68. Bestimmung des Äquivalentgewichts.

Man findet z. B.:

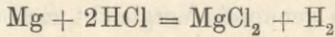
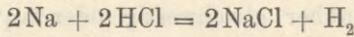
0,235 g Na	liefern	120 ccm	Wasserstoff
0,355 g Mg	„	327 ccm	„
0,530 g Zn	„	185 ccm	„
0,543 g Al	„	659 ccm	„

Um festzustellen, in welcher Beziehung die Gewichte der verschiedenen Metalle, die gleiche Wasserstoffmengen aus Salzsäure freimachen, zu den Atomgewichten dieser Metalle stehen, berechnen wir aus den Ergebnissen der obigen Versuche die Gewichte der Metalle, die ein Grammatom Wasserstoff, d. h. 1 g oder 11,2 l ersetzen.



die man als Strukturformeln bezeichnet, weil sie gewissermaßen einen Einblick in das innere Gefüge des Moleküls gestatten, bedeutet jeder Verbindungsstrich eine sogenannte Bindungseinheit, die immer einer einzigen Wertigkeit entspricht. Von einem einwertigen Element, z. B. von H oder Cl, kann in solchen Formeln nur ein einziger solcher Strich ausgehen, von einem zweiwertigen zwei usw.

Wenden wir die Ergebnisse dieser Betrachtungen auf die chemischen Umsetzungen an, so lassen sich die obigen Vorgänge durch folgende leicht noch zu vermehrenden Gleichungen darstellen:



.....

c) Metalle und Salpetersäure.

Bei der Einwirkung von Kupfer auf verdünnte Salpetersäure in einem Kolben (Fig. 69) wird kein Wasserstoff frei, sondern es entsteht **Stickoxyd**, ein farbloses Gas, das in Berührung

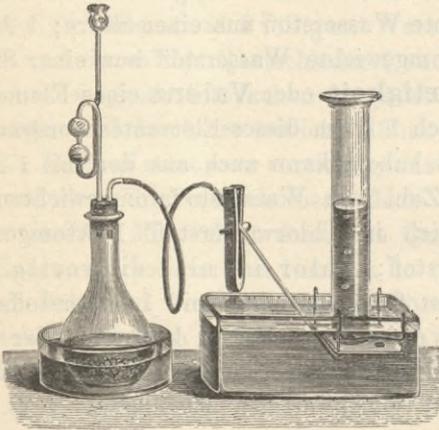


Fig. 69.

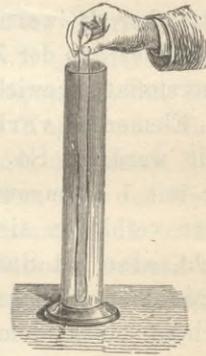


Fig. 70.

mit Luft in ein rotbraunes Gas übergeht und dann feuchtes Lackmuspapier stark rötet (Fig. 70), während das ursprünglich auftretende farblose Stickoxyd auf Lackmus nicht einwirkt [T. § 199 a].

Durch Sauerstoff, also auch durch den Luftsauerstoff, wird das Stickoxyd in braunes **Stickstoffdioxyd** übergeführt. Das Stickstoffdioxyd löst sich in Wasser unter Bildung von Salpetersäure wieder auf. Bei der Auflösung des Kupfers in Salpetersäure entsteht ein Salz, das salpetersaures Kupfer oder Kupfernitrat genannt wird [T. § 199 b].

Die meisten Metalle, mit Ausnahme von Gold und Platin, lösen sich unter Entwicklung brauner Stickoxyde in Salpetersäure mehr oder weniger stürmisch auf. Im allgemeinen entstehen dabei die salpetersauren Salze oder Nitrate der Metalle, das Zinn hingegen wird in Zinnsäure H_2SnO_3 übergeführt.

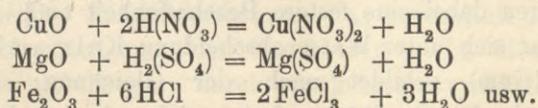
Man kann sich vorstellen, daß bei der Einwirkung von Metallen auf Salpetersäure zunächst auch Wasserstoff entsteht und daß dieser im Zustande der Entstehung der überschüssigen Salpetersäure einen Teil ihres Sauerstoffs entzieht, wobei dann Wasser und Stickoxyde übrig bleiben.

Früher wurde die Salpetersäure zur Scheidung von Gold und Silber benutzt, indem man Legierungen beider Metalle darin auflöste, wobei das Silber gelöst wurde, während das Gold zurückblieb. Daher hat die Salpetersäure auch den Namen Scheidewasser erhalten.

Benennung der Salze. Die Salze der Schwefelsäure werden Sulfate, die der Salzsäure, wie wir schon von früher wissen, Chloride, die der Salpetersäure Nitrate, die der Kohlensäure Karbonate, die der Phosphorsäure Phosphate und die der Kieselsäure Silikate genannt. Man hängt diese Bezeichnung an den deutschen Namen des Metalls, also z. B. Kaliumsulfat, Kalziumchlorid, Kupferniträt, Kalziumphosphat, Aluminiumsilikat usw. Doch werden die Salze auch vielfach noch in folgender Weise bezeichnet: Man stellt die Bezeichnung der Säure als Adjektiv vor den Namen des Metalls, z. B. schwefelsaures Natrium, salpetersaures Kalium, salzsaures Zink usw.

2. Bildung von Salzen aus Metalloxyden und Säuren.

Übergießt man die Oxyde von Kupfer, Eisen, Zink und Magnesium mit verdünnter Schwefelsäure, Salzsäure oder Salpetersäure und erwärmt, so werden diese Oxyde, wie fast alle Metalloxyde, ohne Wasserstoffentwicklung aufgelöst. Dabei bilden sich farblose oder gefärbte Lösungen, aus denen man beim Eindampfen feste Salze erhält. Der Wasserstoff der Säure wird hier nicht frei, sondern er verbindet sich mit dem Sauerstoff des Metalloxyds zu Wasser. Die Vorgänge können durch folgende Gleichungen dargestellt werden:



Salze entstehen also auch, wenn man Metalloxyde in Säuren auflöst. Wenn sich auf einem Metall eine Oxydhaut gebildet hat, kann man es daher mit einer verdünnten Säure wieder blank scheuern (Putzen von Metallen).

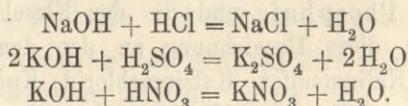
Läßt man Kupferstreifen mit verdünnter Schwefelsäure oder Salzsäure halb übergossen einige Tage an der Luft stehen, so löst sich das

Metall unter Bildung gefärbter Salzlösungen auf, während es in gut verschlossenen Gefäßen nicht angegriffen wird. Der Sauerstoff der Luft führt das Metall in das Oxyd über, und dieses löst sich in der Säure. Da Essig auch eine verdünnte Säure ist, löst er unter Mitwirkung des Luftsauerstoffs Kupfer auf und bildet den giftigen Grünspan, wenn z. B. saure Speisen in kupfernen oder kupferhaltigen Kochgeräten längere Zeit an der Luft stehen.

3. Darstellung von Salzen aus Hydroxyden und Säuren.

Fügt man unter Umrühren zu Natron- oder Kalilauge eine bestimmte Menge einer Säure, so erhält man eine Lösung, die Lackmusfarbstoff weder blau noch rot färbt, also neutral ist, und aus der beim Eindampfen Salze erhalten werden.

Aus Natriumhydroxyd und Salzsäure erhalten wir Natriumchlorid, aus Kalilauge und Schwefelsäure Kaliumsulfat, aus Kalilauge und Salpetersäure Kaliumnitrat nach folgenden Umsetzungsgleichungen:



Nach der lateinischen Bezeichnung basis = Grundlage hat man die Hydroxyde auch Basen und alle Metalloxyde, die mit Säuren Salze bilden, basische Oxyde genannt, weil sie gewissermaßen die Grundlage für die Bildung der Salze abgeben.

4. Bildung von Salzen aus Hydroxyden und Säureanhydriden.

[T. § 148.] [Formt man aus einem Brei von gelöschtem Kalk und Sand kleine Ziegel, trocknet sie bei mäßiger Hitze im Trockenschrank vollständig aus, bringt sie dann in einen Stehkolben und leitet trockenes Kohlensäureanhydrid hinein (Fig. 71), so wirkt das Kohlendioxyd auf das trockene Kalziumhydroxyd unter starker Wärmeentwicklung ein, wobei Wasserdampf entweicht, der sich an den Wänden des Kolbens oder in einem angeschlossenen Kühler zu flüssigem Wasser verdichtet. Die Ziegel nehmen dabei eine festere Beschaffenheit an.] Aus dem Kalziumhydroxyd hat sich unter Wasserabscheidung Kalziumkarbonat (kohlen-saures Kalzium) gebildet nach der Gleichung: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Die Sandkörner haben sich, wie man leicht erkennt, nicht verändert, sie wurden nur beigemischt, weil der Versuch uns die Erscheinungen bei der Bereitung und Erhärtung des Mörtels zeigen soll, der von den Maurern ja auch aus gelöschtem Kalk und Sand bereitet wird. Wir erkennen aus diesem Versuche, wie es kommt, daß der aus frischem Mörtel bestehende Putz der Wände von neuen Wohnungen feucht wird, sobald die Räume bewohnt werden, auch wenn die Wände vorher ganz

KOH
NaOH
HCl
H₂SO₄
Phosphor

trocken waren. Das von den Bewohnern ausgeatmete Kohlendioxyd vereinigt sich unter Wasserbildung mit dem Kalziumhydroxyd. Um diesen Vorgang zu beschleunigen, stellt man häufig eiserne Koks Körbe in den Wohnungen auf und erzeugt durch Verbrennen des Koks Kohlendioxyd in größerer Menge. Leitet man Kohlendioxyd durch Kalkwasser in einem Reagenzglas oder bläst Atmungsluft hindurch, so bildet sich nach derselben Gleichung wie oben ein weißer Niederschlag von Kalziumkarbonat, der uns früher schon zum Nachweise von Kohlendioxyd gedient hat.

CO₂
Ca(OH)₂

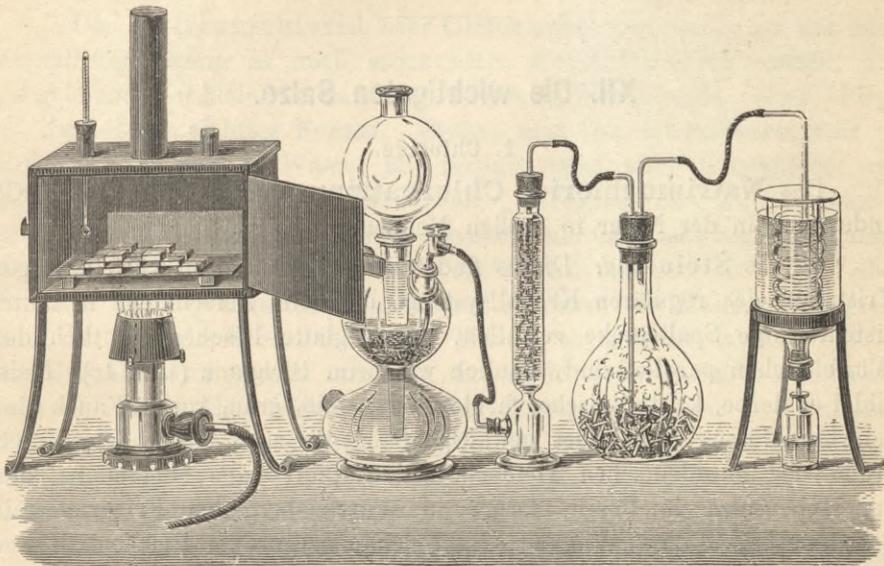


Fig. 71. Mörtelbereitung.

Setzt man das Durchleiten von Kohlendioxyd längere Zeit fort, so wird der Niederschlag wieder aufgelöst. Dies beruht darauf, daß sich lösliches Kalziumbikarbonat $\text{CaH}_2(\text{CO}_3)_2$ bildet nach der Gleichung: $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{CaH}_2(\text{CO}_3)_2$. Durch Erhitzen dieser Lösung scheidet sich im umgekehrten Sinne der Gleichung das Kalziumkarbonat als weißer Niederschlag wieder aus, während Kohlendioxyd entweicht. Auf diesem Wege bildet sich häufig in der Natur Kalkspat, d. i. kristallisiertes, natürlich vorkommendes Kalziumkarbonat. Das massenhaft in der Natur vorkommende Kalziumkarbonat, der Kalkstein (siehe diesen) ist von Spalten und Rissen durchzogen, durch die kohlendioxydhaltiges Wasser hindurchsickert, wobei es immer mehr von dem Kalziumkarbonat auflöst, um es an anderen Stellen, wo das Lösungsmittel verdunstet, in Form von Tropfsteinen oder Kalkspatkristallen, in Spalten und Hohlräumen der Gesteine wieder abzusetzen. In großen Zeitläufen werden die Spalten dann oft zu Höhlen erweitert, wie man sie in fast allen Kalkgebirgen antrifft, und in denen oft ganze Flüsse verschwinden, um unterirdisch weiterzufließen und an anderen Stellen wieder zutage zu treten.

5. Bildung von Salzen aus Metalloxyden und Säureanhydriden.

Leitet man Kohlendioxyd über gebrannten Kalk, so vereinigt es sich unter Erwärmung (Aufglühen) mit diesem zu Kalziumkarbonat. Diese Vereinigung tritt auch schon bei gewöhnlicher Temperatur ein, wenn man gebrannten Kalk an der Luft oder in schlecht verschlossenen Gefäßen liegen läßt, wobei allerdings der Wasserdampf der Luft durch Bildung von Kalziumhydroxyd meist mitwirkt [T. § 147].

XII. Die wichtigsten Salze.

1. Chloride.

Das **Natriumchlorid**, **Chlornatrium** oder **Kochsalz**, NaCl , findet sich in der Natur in großen Mengen:

1. Als Steinsalz. Dieses findet sich gelegentlich in würfelförmigen Kristallen des regulären Kristallsystems, die beim Zerschlagen in lauter kistenförmige Spaltstücke zerfallen, deren glatte Flächen sämtlich den Würfelflächen parallel sind, ähnlich wie beim Bleiglanz (s. S. 40). Meist bildet es derbe, kristallinische, farblose oder weiß, grau, rot und auch blau gefärbte Massen und bildet gewaltige Salzlager z. B. unter dem Untergrund der norddeutschen Tiefebene bei Staßfurt nahe Magdeburg, und bei Hohensalza in Posen, ferner in Württemberg bei Friedrichshall, Schwäbisch-Hall und Wimpfen, im Salzkammergut bei Reichenhall und Berchtesgaden, in Galizien bei Wieliczka und an vielen anderen Orten. Es hat die Härte 2 und die Dichte 2,1—2,2. Es löst sich leicht in Wasser, jedoch in heißem Wasser kaum mehr als in kaltem.

2. Gelöst im Meerwasser, das rund $2\frac{1}{2}\%$ davon enthält. In südlichen Ländern gewinnt man es aus dem Meerwasser als See- oder Meersalz, indem man das Wasser unter der Einwirkung der Sonnenwärme in Salzgärten, das sind flache Gruben, verdunsten läßt.

3. Als Lösung unterirdischer Salzlager im Boden als Solsalz. Die Sole tritt in Solquellen zutage oder wird hochgepumpt und dann in eisernen Pfannen eingedampft, falls sie hinreichend konzentriert ist, andernfalls wird die Sole vorher gradiert, d. h. konzentriert, indem man sie über Dornenreisig (Gradierwerke) heruntertropfen läßt.

4. Als Wüsten- oder Steppensalz.

Das Kochsalz ist ein wesentlicher Bestandteil des Blutes und findet als Nahrungsmittelzusatz und zur Salzsäure- und Sodafabrikation (s. Soda) Verwendung. Denaturiertes Salz ist Kochsalz, welches durch Beimengung verschiedener Substanzen zum Genuß untauglich gemacht wird (Vihsalz) und dann steuerfrei ist.

Der Salzverbrauch für Speisezwecke beträgt in Deutschland etwa 8 kg pro Kopf der Bevölkerung.

Das **Kaliumchlorid** oder **Chlorkalium**, KCl , ist dem Kochsalz sehr ähnlich; in heißem Wasser löst es sich im Gegensatz zum Kochsalz viel leichter als in kaltem. Es hat einen salzig-bitteren Geschmack. In großen Mengen findet es sich im Sylvin unter den Abraumsalzen (S. 85) und findet als Kalidüngungsmittel ausgedehnte Verwendung, weil die Pflanzen ohne Kalium nicht leben können.

Das **Kalziumchlorid** oder **Chlorkalzium**, $CaCl_2$, ist nur dann kristallisiert, wenn es noch sogenanntes Kristallwasser enthält, und zwar kommen 6 Moleküle davon auf 1 Molekül des Chlorids. $CaCl_2 \cdot 6H_2O$ ist dann seine richtige Formel. Erhitzt man das kristallisierte Salz im Röhrchen, so gibt es Wasser ab, verliert dabei seine Kristallform und geht in eine pulverige weiße Masse, „kalziniertes“ Kalziumchlorid, über. Dieses ist außerordentlich hygroskopisch und zieht begierig Wasser aus der Luft an, so daß es bald feucht wird und zerfließt. Im Laboratorium benutzt man es deshalb zum Trocknen von Gasen. Übergießt man das kalzinierte Salz mit wenig Wasser, so erwärmt es sich, weil es das Kristallwasser wieder aufnimmt und dabei wieder in das kristallisierte Salz übergeht. Das kristallisierte Salz hingegen löst sich unter starker Abkühlung im Wasser und gibt mit Schnee eine sehr erhebliche Temperaturerniedrigung bis -40° , so daß man Quecksilber in dieser Kältemischung gefrieren lassen kann.

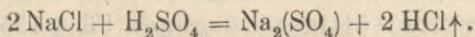
Wenn man zu einer Lösung eines Metallchlorids einen Tropfen von einer Silbernitratlösung fügt, so entsteht sofort ein weißer käsiger Niederschlag von Silberchlorid nach der Gleichung: $\overset{I}{M}Cl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + MNO_3$.

Übergießt man das Chlorid eines Metalles mit konzentrierter Schwefelsäure, so erhält man Chlorwasserstoffgas, das entweicht und das entsprechende Metallsulfat nach der allgemeinen Gleichung: $2\overset{I}{M}Cl + H_2SO_4 = 2HCl\uparrow + \overset{I}{M}_2SO_4$. $\overset{I}{M}$ bedeutet dabei ein einwertiges Metall, ein Pfeil nach oben bedeutet, daß der Stoff gasförmig entweicht, ein Pfeil nach unten, daß er gefällt wird als Niederschlag.

Diese beiden Reaktionen der Chloride können zu ihrer Erkennung dienen.

2. Sulfate.

Glaubersalz oder **Natriumsulfat**, $Na_2(SO_4)$. Das Natriumsulfat wird technisch gewonnen, indem man Kochsalz durch Schwefelsäure zersetzt.



Das hierbei freier werdende Chlorwasserstoffgas wird in Wasser aufgefangen und bildet dann die käufliche Salzsäure (Fig. 72) [T. § 95]. Die Zersetzung des Kochsalzes durch Schwefelsäure tritt schon bei gewöhnlicher Temperatur ein und wird zuletzt durch kräftiges Erhitzen vollendet. Der hierbei zurückbleibende Salzkuchen wird in Wasser gelöst und die Lösung durch Abdampfen zur Kristallisation gebracht.

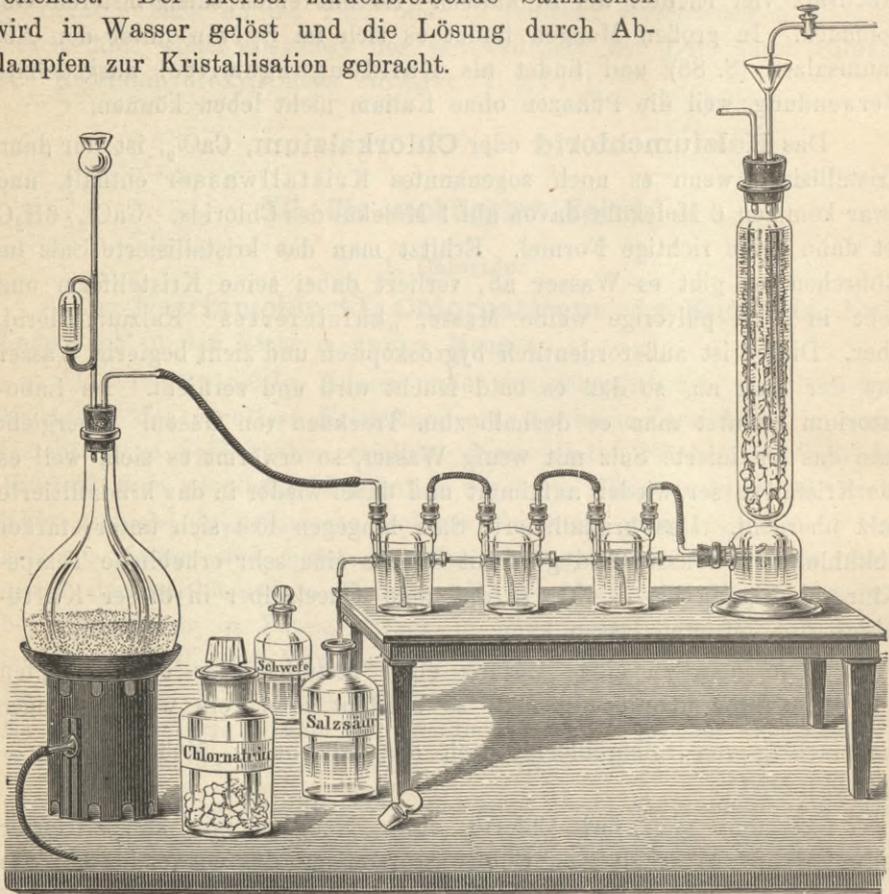


Fig. 72. Darstellung von Salzsäure.

Das **Natriumsulfat** kristallisiert mit 10 Molekülen Wasser, $\text{Na}_2(\text{SO}_4) \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, was einem Wassergehalte von etwa 56% entspricht; es löst sich leicht in Wasser und schmeckt salzig und dabei sehr widerlich bitter. Wegen seiner abführenden Wirkung wird es als Arzneimittel benutzt. Es findet sich in einigen Salzbergwerken und in manchen Mineralwässern gelöst (Karlsbad). — Löst man kristallisiertes Natriumsulfat unter gelindem Erwärmen in der gleichen Menge Wasser und läßt die Lösung langsam erkalten, so kristallisiert das Salz nicht; wirft man aber einen Kristall des festen Salzes hinein, so erstarrt die ganze Lösung augenblicklich unter Wärmeabgabe (Kristallisationswärme) zu einer Kristallmasse. Unterkühlte oder übersättigte Lösungen [T. § 155 u. 184].

Magnesiumsulfat oder **Bittersalz** kristallisiert mit 7 Molekülen Wasser: $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Es bildet kleine wasserhelle Kristalle von salzig bitterem Geschmack und findet sich in manchen Mineralwässern (Bitterwässer) gelöst, denen es ihre abführende Wirkung verleiht.

Das **Kalziumsulfat**, $\text{Ca}(\text{SO}_4)$, mit 2 Mol. Wasser kristallisiert, $\text{Ca}(\text{SO}_4) \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, findet sich in der Natur als **Gips**. Der Gips bildet wohl ausgebildete Kristalle des monoklinen Kristallsystems (Fig. 73), er läßt sich mit dem Fingernagel ritzen ($H = 2$) und hat die Dichte 2,2—2,4. Die großen, wasserhellen Kristalle von ausgezeichneter Spaltbarkeit heißen Marienglas oder Fraueneis; derbe Abarten sind: Fasergips, Schaumgips, dichter Gips, Alabaster. Er verliert beim Erwärmen auf $120\text{—}130^\circ$ sein Kristallwasser und seine Kristallform (gebrannter Gips) und nimmt es nach Zusatz von Wasser wieder auf, wobei das Ganze zu einer festen Masse erstarrt. Daher wird er zur Herstellung von Gipsabgüssen, Statuen, Stukkaturarbeiten, Fußböden usw. benutzt. Da Gips in Wasser etwas löslich ist, so können im Gipsgebirge Höhlen und trichterartige Einstürze (Erdfälle) entstehen. —

Anhydrit ist in der Natur vorkommendes wasserfreies Kalziumsulfat CaSO_4 . Es bildet meist derbe grob- oder feinkörnige Massen, selten rhombische Kristalle. $H. 3\text{—}3,5$, Dichte 2,8—3. Es bildet in abwechselnden Lagern mit Steinsalz die mehrere hundert Meter mächtige Unterlage der **Staßfurter Salzlager**. Über deren sog. Anhydritregion folgt mit allmählichem Übergang in Staßfurt die Region des Polyhalit ($\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 2\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), die neben Steinsalz (91%) und Anhydrit (1%) 6,2% Polyhalit enthält. Hierauf kommt die Kieserit-



Fig. 73.
Gipskristall.

region, die schon reich ist an leichter löslichen Salzen. Sie besteht aus NaCl (65%), Kieserit $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (17%), Karnallit $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (13%), MgCl_2 (3%) und 2% Anhydrit. Die obersten Lagen werden von der Karnallitregion eingenommen. Karnallit (55%), Steinsalz (25%), Kieserit (16%). Diese Stufe enthält außerdem Sylvin KCl , und Kainit ($\text{MgSO}_4 \cdot \text{KCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$), beide ebenso wie Karnallit und Polyhalit wegen ihres Gehaltes an Kalium sehr geschätzte Düngersalze. Diese Kalisalzlager erstrecken sich vom Harz bis nach Mecklenburg und Thüringen und werden außer in Staßfurt an zahlreichen anderen Orten (Leopoldshall, Vienenburg u. a.) abgebaut. Früher mußte man diese Salze, die das Steinsalz überdecken, wegräumen, um an dieses zu gelangen, weshalb sie auch **Abraumsalze** genannt werden. Jetzt haben die Abraumsalze wegen ihres Reichtums an Kaliumsalzen für die chemische Technik und für die Landwirtschaft eine außer-

ordentliche Bedeutung erlangt. Deutschland produziert gegenwärtig für etwa 180 Millionen Mark Kalisalze, von denen es die Hauptmenge für die deutsche Landwirtschaft und für die deutsche chemische Industrie liefert, während es etwa $\frac{1}{5}$ der Gesamtmenge exportiert.

Das **Bariumsulfat**, BaSO_4 , kommt in der Natur in Form tafeliger oder prismatischer Kristalle des rhombischen Kristallsystems (Fig. 74) vor und heißt Baryt oder wegen seiner hohen Dichte (4,5) **Schwerspat**. Meist bildet es aber rötliche oder trübe, blätterige Aggregate. — Fügt man zu der Lösung irgendeines Metallsulfates Bariumchlorid, so entsteht stets ein weißer Niederschlag von Bariumsulfat. Auf diese Weise läßt sich prüfen ob eine Lösung ein Sulfat enthält. Das gefällte Bariumsulfat kommt unter dem Namen Permanentweiß als Malerfarbe in den Handel. Gemablener Schwerspat dient aber auch als Fälschungsmittel von Mehl.

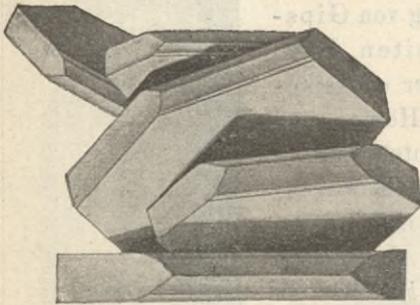


Fig. 74. Schwerspatkristalle (Harz).

Alaun (Kaliumaluminiumsulfat $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$) ist ein Doppelsalz, d. h. ein Salz, das aus zwei verschiedenen Salzen besteht, die infolge ihrer gleichen Kristallform einheitliche Kristalle bilden. Der Alaun bildet sehr schöne Oktaeder.

Das **Ferrosulfat**, FeSO_4 , oder der **Eisenvitriol** kristallisiert wie das Magnesiumsulfat und wie das Zinksulfat, ZnSO_4 , mit 7 Mol Wasser: $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Es bildet sich beim Auflösen von Eisen oder Schwefeleisen in verdünnter Schwefelsäure und bei der Verwitterung von befeuchtetem Schwefelkies an der Luft. Seine grünen Kristalle werden an der Luft durch Oxydation leicht braun.

Das **Kupfersulfat**, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, auch **Kupfervitriol** genannt, bildet schöne blaue Kristalle und ist wie alle Kupfersalze giftig. Beim Erwärmen über 100° gibt er das Kristallwasser ab und zerfällt zu einem weißen Pulver. In der Färberei findet der Kupfervitriol ebenso wie Alaun, Eisen- und Zinkvitriol Verwendung zum Beizen, d. h. zum Vorbehandeln der Gewebe mit den Lösungen dieser Salze, weil viele Farbstoffe sonst nicht an den Gewebefasern haften würden. Namentlich aber wird Kupfersulfat in der Galvanoplastik zum Verkupfern metallischer Gegenstände und zur Darstellung plastischer Bildwerke (Klischees, Statuen) nach Modellen verbraucht. Dies geschieht, indem man den zu verkupfernden Gegenstand mit dem negativen Pole einer galvanischen Batterie verbindet und in eine Lösung von Kupfervitriol hängt, während der positive Pol mit einer Kupferplatte verbunden wird, die man dem Gegenstande gegenüber in der Lösung eintaucht, so daß beide sich nicht be-

rühren (Fig. 75). In derselben Weise wird aus Platten von Rohkupfer sehr reines Elektrolytkupfer dargestellt (Kupferraffinerie).

Ionentheorie. Eine Reihe von Tatsachen hat zu der Annahme geführt, daß in einer wässrigen Lösung von Kupfersulfat ein Teil der Kupfersulfatmoleküle schon gespalten ist in mit gleichen Mengen entgegengesetzter Elektrizität geladene Teilchen. Sobald man den elektrischen Strom hindurchschickt, wandern die positiv geladenen Cu-Teilchen nach dem negativen Pol, die negativ geladenen SO_4 -Teilchen nach dem positiven Pol. Dort gleichen sie ihre Elektrizitäten gegen gleiche Elektrizitätsmengen der Pole aus und gehen in Atome oder Moleküle über. Diese elektrisch geladenen Teilchen hat man Ionen (die Wandernden) genannt. Ganz allgemein nimmt man an, daß die gelösten Salze gespalten sind in Metallionen und Säurerestionen. Die Säuren sind in wässriger Lösung gespalten in H-Ionen und Säurerestionen und die Hydroxyde in Metallionen und

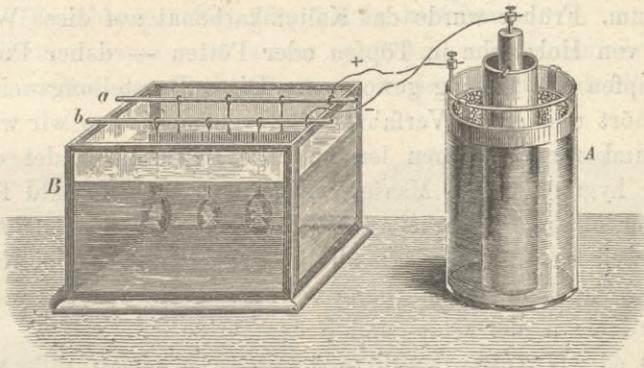


Fig. 75. Galvanoplastik.

OH-Ionen. Säuren, Basen, Salze leiten den elektrischen Strom, sie werden Elektrolyte genannt. Reines Wasser, Petroleum und andere Körper leiten den Strom nicht (Nichtelektrolyte).

Bei der **Elektrolyse** von verdünnter Schwefelsäure in dem Apparat (Fig. 60 S. 57) mit Platinelektroden erhält man 2 Volume Wasserstoff und 1 Volum Sauerstoff. Nach der Ionentheorie nimmt man an, daß die elektropositiv geladenen Wasserstoffionen zum negativen Pol, die negativ geladenen Schwefelsäurerestionen zum positiven Pol wandern. Nach ihrer Entladung an den Polen wird der Wasserstoff frei, während der Schwefelsäurerest mit Wasser Schwefelsäure und Sauerstoff bildet. Die Schwefelsäuremenge wird dabei überhaupt nicht verändert, da sich ebensoviel neu bildet wie zerlegt worden ist.

Als allgemeine Regel für die Elektrolyse von Säuren, Salzen, Basen ergibt sich hiernach und nach S. 57, daß Wasserstoff oder Metalle stets nach der Kathode, Säurerest oder Hydroxylgruppe stets nach der Anode wandern. Manche der ausgeschiedenen Metalle (Na) oder Säurereste (SO_4) setzen sich wieder mit dem Lösungswasser um.

3. Karbonate.

Pottasche oder **Kaliumkarbonat**, $K_2(CO_3)$. Wie wir früher (S. 83) gesehen haben, gehört das Kalium zu den Stoffen, die die Pflanzen zum Leben nötig haben. Laugt man daher die Asche von Landpflanzen aus, so findet man darin Kalium, wie man an der Violettfärbung der Flamme beim Hineinhalten eines in die konzentrierte Lauge getauchten Platindrahtes erkennt. Beim Übergießen der Lauge mit Salzsäure tritt starkes Aufbrausen ein und es wird Kohlendioxyd frei. Das ist eine Reaktion, die alle Karbonate beim Übergießen mit Säuren zeigen und die nach der allgemeinen Gleichung:

Karbonat + Säure = Salz der Säure + Wasser + Kohlendioxyd
verläuft.

Die Pflanzenasche enthält demnach Kaliumkarbonat oder kohlen-saures Kalium. Früher wurde das Kaliumkarbonat auf diese Weise durch Auslaugen von Holzasche in Töpfen oder Pöten — daher Pottasche — und Abdampfen der Lösung gewonnen. Diese Darstellungsweise hat fast ganz aufgehört und einem Verfahren Platz gemacht, das wir weiter unten beim Natriumkarbonat kennen lernen. Die Pottasche bildet eine derbe, weiße, sehr hygroskopische Masse, welche an der Luft bald feucht wird und zu einer öligen Flüssigkeit zerfließt. Ihre Lösung macht die Haut schlüpfrig, weil sie ätzend wirkt, ähnlich wie Kalilauge oder Natronlauge, mit denen sie auch die Blaufärbung von Lackmusfarbstoff gemein hat. — Benutzt wird sie in der Glas- und Seifenfabrikation.

Soda oder **Natriumkarbonat**, $Na_2(CO_3)$, bildet große, wasserklare in Wasser leicht lösliche Kristalle; erhitzt man 10 g davon, so zerfallen sie in ein weißes Pulver und geben fast 6,3 g Wasser ab, was der Formel $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ entspricht. Die kristallisierte Soda besteht zu mehr als der Hälfte, nämlich zu rund 63% aus Kristallwasser. Die Kristalle gehen an der Luft durch Abgabe von Kristallwasser in eine pulverige, weiße Masse über, sie „verwittern“, wirken stark ätzend, und bläuen Lackmus. An wenigen Orten gewinnt man sie aus den Aschen verschiedener Strand- und See-gewächse (Sodapflanzen), in weit größerem Maße aber aus Kochsalz. Dieses wird zuerst durch Schwefelsäure in Glaubersalz umgewandelt und letzteres dann mit Kohle und Kreide geglüht und mit Wasser ausgelaugt (LE BLANC-Prozeß). Aus KCl erhält man in derselben Weise K_2CO_3 . Nach einem neueren Verfahren wird das Kochsalz in Wasser gelöst und in die Lösung Ammoniak und Kohlendioxyd gepreßt, wodurch sich sofort Natriumbikar-bonat (doppeltkohlen-saures Natron) $NaHCO_3$, ausscheidet; dieses wird durch Glühen in Natriumkarbonat, Na_2CO_3 (kalzinierte Soda), umgewandelt (SOL-VAY-Prozeß). Zum Teil wird die Soda auch elektrolytisch aus NaCl dar-gestellt. Durch den galvanischen Strom wird NaCl in Na und Cl zerlegt. Das aus dem Na sich bildende NaOH wird durch Einleiten von CO_2 in

Na_2CO_3 übergeführt. Die Elektrodenräume müssen hier durch eine Scheidewand (Diaphragma) getrennt voneinander sein. In derselben Weise läßt sich die Pottasche aus KCl darstellen. Die Soda ist eins der wichtigsten Salze, welches in Haushaltung und Technik vielfache Anwendung findet (Glasfabrikation, Seifenfabrikation, in der Papier- und Zeugbleiche und zum Waschen). In Deutschland werden davon jährlich etwa 400 000 t hergestellt.

Das verbreitetste aller Karbonate ist das **Kalziumkarbonat** oder der **kohlensaure Kalk**, CaCO_3 , das als Mineral in sehr verschiedenen Formen vorkommt. Als **Kalkspat** hat es sich auf Spalten und in Hohlräumen kalkhaltiger Gesteine in gut ausgebildeten Einzelkristallen des hexagonalen Systems und in Kristalldrüsen aus wässrigen Lösungen abgeschieden. Oft sind die Kristalle nur Rhomboeder (Fig. 76), häufig bestehen sie aus einem Prisma und einem aufgesetzten Rhomboeder (Fig. 77). Wegen seiner leichten Spaltbarkeit nach den Rhomboederflächen findet

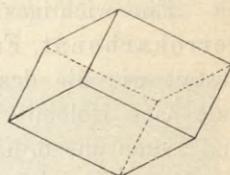


Fig. 76. Rhomboeder.

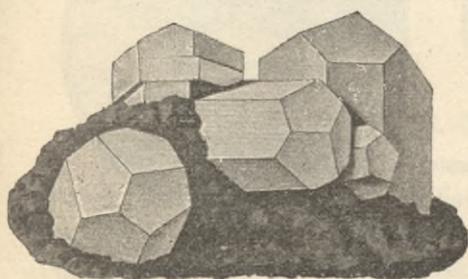


Fig. 77. Kalkspat, Prisma und Rhomboeder.



Fig. 78. Isländischer Kalkspat, Spaltungsstück.

man oft rhomboedrische Spaltstücke; ganz wasserklare Spaltstücke dieser Art kommen aus Island und bilden den Doppelspat (Fig. 78), durch den man Schriftzüge oder Gegenstände doppelt sieht und der zu optischen Instrumenten verarbeitet wird. Seine Härte ist = 3 und seine Dichte 2,6 bis 2,8. Ebenso wie die Kalkspatdrüsen und Spaltenausfüllungen von Kalkspat sind auch die Tropfsteine (s. S. 81), der Kalksinter oder Kalktuff und der aus radialstrahligen kleinen Kugeln bestehende oolithische Kalkstein aus Lösungen abgeschieden. Aus den geringen Mengen des im Meer- und Süßwasser gelösten kohlensauren Kalkes bauen sich viele Tiere wie die mikroskopisch kleinen Foraminiferen oder Kreidestierchen (Fig. 129, S. 112), die Korallen, Muscheln, Schnecken, Kopffüßler, Stachelhäuter und Krebse ihre Gehäuse, Schalen und Panzer. Die Kalkskelette vieler abgestorbener Tiere dieser Art, zu denen in früheren Epochen der Erdgeschichte noch ungeheuerer Mengen von Schalen der Armfüßer oder Brachiopoden hinzukamen, haben auf dem Boden der

Gewässer zu gewaltigen Kalkablagerungen geführt, die wir heute in den Gebirgen als Kalkstein (s. S. 111) oft reich an fossilen Resten antreffen.

Der **Dolomit**, der aus Kalziumkarbonat und Magnesiumkarbonat besteht, $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, ist seinem Ursprunge nach auch meist aus alten Korallenriffen entstanden, die später oft noch mancherlei Umwandlungen erfahren haben. Er findet sich auch aus Lösungen kristallisiert in Rhomboedern, die meist gekrümmte Kanten und Flächen zeigen.

Ein wichtiges Eisenerz, der **Eisenspat** oder **Spateisenstein**, Ferrokarbonat, FeCO_3 , kristallisiert in Rhomboedern von ganz ähnlicher Gestalt wie die des Dolomits und des Kalkspats. Die drei Mineralien, Kalkspat, Dolomit und Eisenspat besitzen die gleiche Kristallform, sie sind isomorph, d. h. gleichgestaltet und bilden eine isomorphe Reihe von Mineralien.

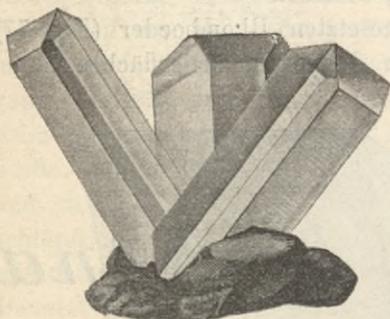


Fig. 79. Aragonit, Bilin, Böhmen.

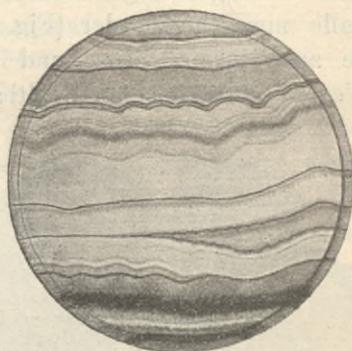


Fig. 80. Sprudelstein, geschliffen.

Während der Kalkspat hexagonal-rhomboedrische Kristallformen besitzt, gibt es noch ein Mineral, das auch aus Kalziumkarbonat besteht, aber prismatische (Fig. 79) oder tafellige Kristalle des rhombischen Systems bildet und **Aragonit** genannt wird. Aus ihm besteht der parallel geschichtete Sprudelstein (Fig. 80) und der Erbsenstein, die beide z. B. aus den Karlsbader Quellen abgeschieden werden. Das Kalziumkarbonat ist dimorph (zweigestaltig), d. h. es kristallisiert in zwei verschiedenen Kristallsystemen.

Außer dem Eisenspat ist auch der **Zinkspat** oder **edle Galmei**, ZnCO_3 , der sich bisweilen in rhombischen Kristallen, meist aber in grauweißen faserigen Aggregaten mit nierenförmiger Oberfläche, besonders in Oberschlesien und bei Aachen findet, ein wichtiges Erz für die Gewinnung des Zinks. Der schön grasgrüne zu Schmucksachen und Kunstgegenständen wie Vasen, Dosen, Leuchtern, früher vielfach verarbeitete **Malachit** ist eine Verbindung von Kupferkarbonat mit Kupferhydroxyd, $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$. Er bildet meist nierenförmige oder schalige Aggregate (Fig. 81), die im Innern radialfaserig (Fig. 82) gebaut sind. Er entsteht

oft neben blauem Kupferlasur, einem ähnlich zusammengesetzten Mineral als letztes Verwitterungsprodukt anderer Kupfererze.

Erhitzt man die Karbonate, so gehen sie mit Ausnahme der Alkali-karbonate unter Abgabe von Kohlendioxyd in die Metalloxyde über. In großen Kalköfen wird so aus Kalkstein der massenhaft zur Mörtelbereitung dienende gebrannte Kalk hergestellt.

Beim Übergießen mit Säuren entwickeln alle Karbonate und ihre Lösungen, wie wir oben schon gesehen haben, Kohlendioxyd, woran sie leicht als Karbonate erkannt werden.

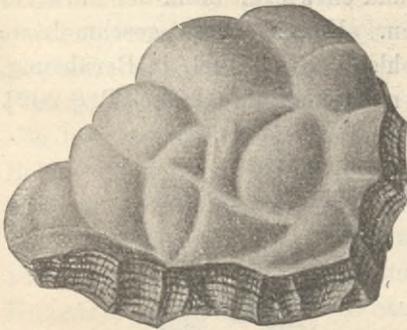


Fig. 81. Malachit.



Fig. 82. Malachitschliff.

4. Nitrate.

Salpeter heißen im allgemeinen die Nitrate, besonders die der Alkalien und alkalischen Erden: Kalisalpeter, Natronsalpeter, Kalksalpeter, Magnesiasalpeter. Sie bilden sich in der Natur, wo tierische Substanzen bei Gegenwart der Karbonate der genannten Basen in Fäulnis und Verwesung übergehen, ein Prozeß, der auch künstlich veranlaßt und zur Darstellung von Salpeter benutzt wird (Salpeterplantagen). Der **Natron-** oder **Chilesalpeter** findet sich in großen Mengen in den Provinzen Tarapaca und Antofagasta in Chile. Er bildet dort eine mit Steinsalz, Sand und Ton gemischte feste körnige Masse, die „Caliche“. Durch Auflösen und Umkristallisieren wird er gereinigt und ist dann das wertvollste aller Stickstoffdüngemittel. Ein großer Teil wird auch in der chemischen Industrie verbraucht zur Darstellung von Salpetersäure ($\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3$) und Kalisalpeter ($\text{NaNO}_3 + \text{KCl} = \text{KNO}_3 + \text{NaCl}$). Der Kalisalpeter findet hauptsächlich bei der Darstellung des Schwarzpulvers Verwendung. Die Gesamtmenge des jährlich gewonnenen Chilesalpeters beträgt etwa 2 Millionen Tonnen, wovon Deutschland 600 000 t verbraucht, und zwar mehr als 400 000 t für die Landwirtschaft, den Rest in der chemischen Industrie.

Da die Salpeterlager bald (in etwa 30 Jahren) erschöpft sein werden, sucht man einen Ersatz für den Chilesalpeter zu finden. Vor allem will man den Luftstickstoff in Nitrate überführen, die von den Pflanzen auf-

genommen werden können. Unter dem Einfluß starker elektrischer Funken bildet sich aus Sauerstoff und Stickstoff (aus Luft) Stickoxyd, dieses bildet mit Sauerstoff Stickstoffdioxyd, und dieses gibt mit Wasser Salpetersäure (s. S. 74), die man durch Kalkzusatz in Kalziumnitrat überführen kann. Nach diesem Verfahren wird schon sogenannter Luftsalpeter dargestellt, doch ist die Darstellung noch recht kostspielig und nur da rentabel, wo starke Wasserkräfte zur billigen Erzeugung des elektrischen Stromes vorhanden sind.

Erhitzt man Salpeter in einem Kochfläschchen (Fig. 83), so schmilzt er zuerst zu einer wasserhellen Flüssigkeit und entwickelt dann bei stärkerer Erhitzung Sauerstoff in kleinen Bläschen. Kommt diese geschmolzene Masse mit brennbaren Körpern, z. B. Kohle oder Schwefel, in Berührung, so entzünden sich diese und verbrennen mit lebhaftem Glanze [T. § 202].

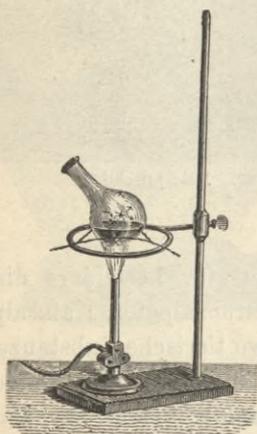


Fig. 83. Einwirkung von geschmolzenem Salpeter auf Schwefel und Kohle.

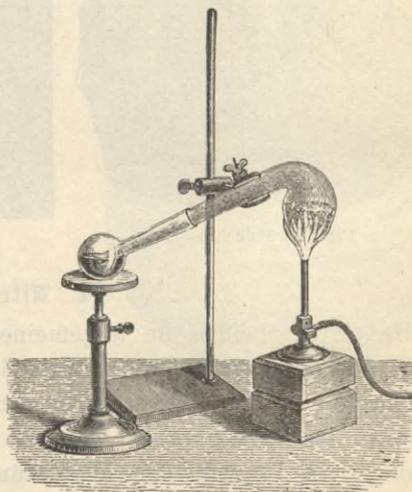


Fig. 84. Zersetzung von Bleinitrat durch Hitze.

Wenn Bleinitrat in einer Retorte, welche mit einer etwas durch Lackmus blaufärbtes Wasser enthaltenden Vorlage versehen ist, erhitzt wird (Fig. 84), so schmilzt das Salz unter Entwicklung dunkelroter Dämpfe von Stickstoffdioxyd, welche sich mit Wasser zu Salpetersäure vereinigen, während O frei wird und Bleioxyd in der Retorte zurückbleibt [T. § 171]. Die Nitrats werden beim Erhitzen leicht zersetzt, wobei sie Sauerstoff abgeben. Die Alkalinitrats gehen dabei in Nitrite (Salze der salpetrigen Säure) über, alle übrigen in Metalloxyde, Stickstoffdioxyd und Sauerstoff.

Auf dieser leichten Zersetzbarkeit der Nitrats, besonders des Kaliumnitrats, beruht die Anwendung derselben zur Darstellung explosiver Gemenge (Mischungen aus Salpeter, Schwefel und Kohle), insbesondere des Schwarzpulvers.

Höllenstein oder Silbernitrat, $\text{Ag}(\text{NO}_3)$, kommt in weißen Tafeln kristallisiert oder geschmolzen in Form von Stengelchen in den Handel.

Er dient als Ätzmittel in der Chirurgie und findet ausgedehnte Benutzung in der **Photographie** zur Darstellung von lichtempfindlichen Platten.

Versetzt man ein lösliches Silbersalz, etwa AgNO_3 , mit Salzsäure oder mit einem Chlorid (s. S. 83), so entsteht ein käsiger weißer Niederschlag von Silberchlorid AgCl . Dieses wird unter der Einwirkung des Lichtes dunkel, weil es in Silber und Chlor zerfällt. In derselben Weise wird auch das gelbliche AgBr , das man aus $\text{AgNO}_3 + \text{KBr}$ erhalten kann, durch Einwirkung des Lichtes in Ag und Br zerlegt. Doch tritt hier die Zerlegung erst ein, wenn man das AgBr mit einem Reduktionsmittel behandelt. In der Photographie wird das Silberbromid im Dunkeln mit Gelatine vermischt, auf Glasscheiben gebracht, getrocknet und in der photographischen Kamera kurze Zeit belichtet. Behandelt man die belichtete Platte dann mit einem Reduktionsmittel, einem Entwickler, so färben sich alle belichteten Stellen durch ausgeschiedenes Ag je nach dem Grade der Belichtung mehr oder weniger schwarz. Das wenig oder nicht belichtete AgBr muß nunmehr, noch bevor die Platte ans Tageslicht gebracht wird, herausgelöst, die Platte muß fixiert werden, was mit Hilfe von Fixiersalz, d. i. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (Natriumthiosulfat) leicht gelingt. Diese Platte, das **Negativ**, auf dem die hellen Stellen des Objektes dunkel, und die dunkeln Stellen hell erscheinen, wird kopiert. Zu diesem Zwecke legt man es auf ein Blatt Papier, das mit einer Schicht von Chlorsilber überzogen ist und setzt die Platte mit dem Papier in einem Kopierrahmen dem Lichte aus. Die Kopie oder das **Positiv**, das die dunkeln Stellen des Objektes jetzt dunkel und die hellen hell zeigt, muß nunmehr auch noch wieder fixiert werden, wobei das nichtbelichtete Silberchlorid herausgelöst wird. Die dunklen Stellen bestehen nunmehr aus Silber, das sich an der Luft durch Schwefelwasserstoff leicht verändert, daher setzt man dem Fixierbad eine Goldlösung zu (Tonbad), aus der durch Silber Gold ausgeschieden wird, etwa nach der Gleichung: $3\text{Ag} + \text{AuCl}_3 = 3\text{AgCl} + \text{Au}$. Das dabei entstehende Silberchlorid wird von dem überschüssigen Fixiersalz herausgelöst.

5. Die Phosphate.

Ein in der Natur sehr verbreitetes Phosphat ist der Apatit, der aus Kalziumphosphat $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ und geringen Mengen von Chlor und Fluor besteht und in mikroskopischen Kriställchen des hexagonalen Systems in sehr vielen Eruptivgesteinen enthalten ist. Gelegentlich findet man auch größere, verschieden gefärbte, durch die Basis glatt abgestumpfte, sechsseitige Prismen. Eine dichte, erdige Abart ist der **Phosphorit**, der aus den Vereinigten Staaten von Nordamerika, von Nordafrika (Algier, Tunis) und von den deutschen Südseeinseln nach Deutschland eingeführt wird, wo er mit Hilfe von Schwefelsäure „aufgeschlossen“, d. h. in eine lösliche, von den Pflanzen aufnehmbare Verbindung, das **Superphosphat** $(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{CaSO}_4)$, übergeführt wird. In Deutschland werden von diesem

für die Landwirtschaft sehr wertvollen Phosphordüngemittel jetzt jährlich etwa 900000 t erzeugt, wozu mehr als 400000 t Schwefelsäure Verwendung finden. Das aus der Thomasschlacke (S. 69) gewonnene **Thomasphosphatmehl** ist ein Kalzium-Magnesiumphosphat, das als Düngemittel in der Landwirtschaft in ebenso großen Mengen wie das Superphosphat zur Anwendung gelangt.

6. Silikate.

Die **Silikate** oder **kieselsauren Salze** sind in der Natur außerordentlich verbreitet. Sie bilden zahlreiche Mineralien, aus denen wiederum sehr viele Gesteine zusammengesetzt sind.

Zu den allerverbreitetsten Mineralien gehören die **Feldspate**. Sie bestehen stets aus Kieselsäure (SiO_2) und Tonerde (Al_2O_3) und enthalten daneben entweder Kali, Natron, Kalk oder Kalk und Natron nebeneinander.

Der **Kalifeldspat** oder **Orthoklas**, Kaliumaluminiumsilikat, $\text{K}_2\text{Al}_2(\text{Si}_3\text{O}_8)_2$, bildet monokline meist säulenförmige, bis faustgroße Kristalle (Fig. 85). Sie lassen sich leicht spalten, und ihre Spaltflächen stehen fast senkrecht aufeinander, sie spalten also gerade und heißen daher Orthoklase. Meist sind sie gelblich-weiß, rötlich-weiß bis fleischfarben oder ziegelrot gefärbt. Der Orthoklas ist wohl das häufigste Silikat, z. B. ein wichtiger Bestandteil des Granits.

Die schief spaltenden Feldspate heißen **Plagioklase** und bestehen aus lauter ganz dünnen, gesetzmäßig miteinander verwachsenen Einzelkriställchen des triklinen Systems, die man jedoch nur mit besonders konstruierten Mikroskopen erkennt. Man unterscheidet:

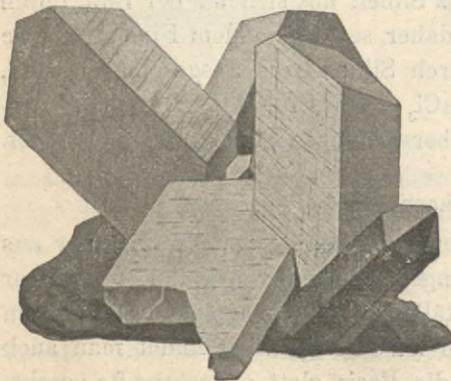


Fig. 85. Orthoklas (mit Rauchquarz).

1. Natronfeldspat oder Albit, d. i. Natriumaluminiumsilikat, $\text{Na}_2\text{Al}_2(\text{Si}_3\text{O}_8)_2$.

2. Kalkfeldspat oder Anorthit, Kalziumaluminiumsilikat, $\text{CaAl}_2(\text{Si}_2\text{O}_8)$.

3. Kalknatronfeldspate, die man als Gemische von Albit und Anorthit auffassen kann. Sie sind als Bestandteile vieler Gesteine sehr verbreitet.

Auch die **Glimmerarten** sind weit verbreitete Bestandteile vieler

Gesteine und werden leicht erkannt an ihrem starken perlmutterähnlichen Glanze und an ihrer ausgezeichneten Spaltbarkeit, infolgedessen sie sich in ungemein feine, elastisch biegsame Blättchen zerteilen lassen. Ihrer chemischen Zusammensetzung nach sind sie Aluminiumsilikate mit wechselnden Mengen von K, Na, Mg und etwas Fe. Sie

krystallisieren im monoklinen Kristallsystem, doch werden gut ausgebildete Kristalle nicht allzuhäufig gefunden. Der **Kaliglimmer** oder **Muskovit** ist manchmal farblos oder weiß, auch etwas grünlich oder rötlich gefärbt und zeigt starken Perlmutterglanz. Wegen seiner Durchsichtigkeit und geringen Sprödigkeit wird er vielfach zu Lampenzylindern, Vorsatzscheiben für Ofenfeuer, Schutzbrillen für Metall- und Steinarbeiter verwandt.

Der **Magnesiaglimmer** oder **Biotit** (Fig. 86) ist meist dunkelbraun oder grünlich gefärbt und findet sich hauptsächlich in jüngeren Eruptivgesteinen.

In vulkanischen Gesteinen findet man häufig sehr gut ausgebildete schwarze Kristalle zweier monokliner Mineralien, die äußerlich meist nur dadurch zu unterscheiden sind, daß bei dem einen, dem Augit (Fig. 87), sich die Spaltungsflächen nahezu unter einem rechten Winkel, bei dem anderen meist etwas stärker glänzenden, der Hornblende (Fig. 88),

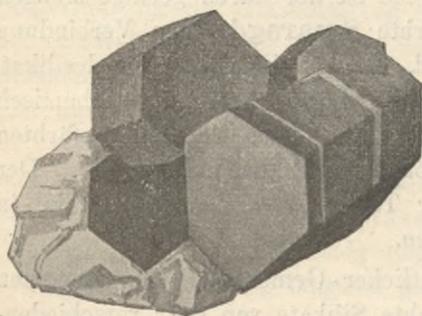


Fig. 86. Schwarzer Magnesiaglimmer.

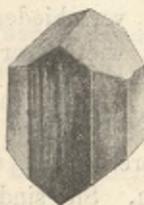


Fig. 87. Augit.



Fig. 88. Hornblende.

hingegen unter einem stumpfen Winkel (124°) schneiden. Beide Mineralien sind Kalziummagnesiumsilikate mit einem Gehalt an Eisen und Aluminium, die sich durch hohe Dichte 3,1—3,3 auszeichnen. Abarten der Hornblende sind der Strahlstein und der höchst feinfaserige Asbest, der zu feuerfesten Geweben, Schnur, Pappe und als schlechtes Wärmeleitungs material verarbeitet wird.

Der Olivin, der grüne Körnchen im Basalt bildet, ist ein Magnesium-Eisensilikat ($Mg_2SiO_4 \cdot Fe_2SiO_4$).

Die in der Natur vorkommenden wasserhaltigen Magnesiumsilikate sind fast sämtlich durch nachträgliche chemische Umwandlungen, vielfach durch beginnende Verwitterung, aus tonerdefreien Silikaten entstanden. Hierher gehören:

Der weiche, fettig anzufühlende Talk ($H = 1$), $H_2Mg_3(SiO_3)_4$,

der leichte (Dichte = 0,9—1,2), gelblich weiße, poröse Meerschäum, $Mg_2Si_3O_8 \cdot 4H_2O$, der zu Pfeifenköpfen und Zigarrenspitzen verarbeitet wird und hauptsächlich aus Kleinasien kommt,

der dichte Massen bildende, grüne oder gelblich-grüne, oft aus Olivin

entstehende Serpentin, der zu Ornamenten verarbeitet wird und dessen faserige Abarten den Serpentinasbest bilden.

Eines der häufigsten Verwitterungs- und Zersetzungsprodukte der gesteinsbildenden Mineralien ist der meist schmutziggrüne Chlorit, ein wasserhaltiges Mg-Ca-Fe-Silikat.

Der Garnierit, ein nickelreiches wasserhaltiges Magnesiumsilikat, bildet erdige Massen von grüner Farbe; er wird in Neukaledonien, Oregon und Oberschlesien gewonnen und ist zurzeit das wichtigste Nickelerz.

Das wasserhaltige Zinksilikat, $Zn_2SiO_4 \cdot H_2O$, Kieselzinkerz oder Kieselgalmei, bildet faserige oder dichte, traubige Aggregate von weißer, gelblicher oder grauer Farbe und wird auf Zink verhüttet.

Einige Silikate zeichnen sich neben großer Härte durch schöne Farben und hohen Glanz aus und werden deshalb als Edelsteine geschätzt. Einer der wertvollsten Edelsteine ist der durch geringe Mengen von Chromoxyd schön saftiggrün gefärbte **Smaragd**, eine Verbindung von SiO_2 mit Al_2O_3 und Berylliumoxyd, also ein Berylliumtonerdesilikat. Er ist wie der bläulichgrün durchsichtige Aquamarin, eine chemisch von diesem kaum verschiedene Abart des meist gelblich gefärbten Berylls und bildet wie dieser hexagonale prismatische Kristalle. Der Smaragd wird hauptsächlich an der Takowaja östlich des Urals, in Kolumbien und in Neugranada gefunden.

Ziemlich verbreitet als unwesentlicher Gemengteil von Gesteinen sind die **Granaten**. Sie sind gemischte Silikate von sehr verschiedenartiger Zusammensetzung mit vorherrschendem Tonerde- oder Eisengehalt. Sehr gut ausgebildete Kristalle des regulären Systems, besonders Rhombendodekaeder (Rhombenzwölfflächner) (Fig. 89), das daher auch Granatoeder genannt wird, Vierundzwanzigflächner und Kombinationen aus diesen

beiden sind die hauptsächlichsten Formen, in denen sie kristallisieren. Der durchsichtige kirsch- oder bläulichrote Almandin ist ein geschätzter Edelstein. Der Pyrop oder böhmische Granat ist mehr dunkel hyazinthrot bis blutrot gefärbt, der aus Südafrika stammende Kaprubin ist rein kaminrot und wird seines hohen Glanzes und seiner schönen Farbe wegen von allen Granaten am meisten geschätzt. Die Härte der Granaten ist ungefähr gleich der des Quarzes und

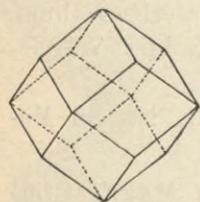


Fig. 89.
Rhombendodekaeder.

ihre Haltbarkeit ist daher nicht allzugroß.

Durch Verwitterung oder Zersetzung (tonerdehaltiger) Mineralien und Gesteine entsteht der **Ton** (wasserhaltige Aluminiumsilikate), der z. T. vom Wasser fortgeschwemmt wird und sich entweder mit Sand gemischt als Ackererde ablagert oder an geeigneten Stellen die Tonlager bildet. **Kaolin**, der Porzellanton, $H_4K_2Si_2O_9$, ist der reinste Ton

und dient zur Fabrikation des Porzellans, gelber (eisenoxydhaltiger) Ton oder Lehm zur Darstellung ordinärer Tonwaren und zur Ziegelfabrikation.

Wasserglas ist ein durch Schmelzen von Kieselsäure (Sand, gepulvertem Quarz, Feuerstein oder Kieselgur) mit Pottasche oder Soda hergestelltes Kalium- oder Natriumsilikat (Kali- und Natronwasserglas). Es löst sich in Wasser leicht zu einer dicklichen Flüssigkeit von alkalischer Reaktion. Mit Metalloxyden (Magnesia, Kalk, Zinkoxyd) zu einem dünnen Brei gemischt, gibt es eine Masse, die sich in Formen gießen läßt und steinartig erstarrt (Kunststeine, Steinkitt).

Glas ist ein künstlich dargestelltes, gemischtes, amorphes Silikat, welches der Hauptsache nach aus kieselsaurem Kalium oder Natrium und kieselsaurem Kalzium besteht, doch sehr verschiedene Zusätze erhält, wodurch mannigfache Färbungen erzeugt werden können. Die Ausgangsstoffe für die Glasbereitung sind: 1. Sand oder Quarz, 2. Pottasche (Kaliglas) oder Soda (Natronglas), 3. Kalk (Kreide, Marmor, Kalkstein). Zur Entfärbung und Läuterung werden oft noch Salpeter oder andere Oxydationsmittel zugesetzt.

Diese Stoffe werden in großen tönernen Schmelzgefäßen (Glashäfen) oder in Wannöfen geschmolzen, bis die Masse klarflüssig geworden ist. Hierauf wird sie durch Blasen mit der Pfeife, durch Gießen oder Pressen in Formen beliebig gestaltet. Dann werden die geformten Gegenstände vorsichtig langsam gekühlt und später eventuell noch geschliffen oder poliert.

Porzellan ist ein durch Brennen hart und klingend gemachtes Gemenge 1. aus reiner Porzellanerde (Kaolin), 2. gemahlenem Quarz und 3. kali- oder natronhaltigen Silikaten (Feldspat). Das mit Wasser angerührte Gemenge dieser Stoffe wird auf der Drehscheibe, durch Pressen oder Gießen in Formen geformt, getrocknet, in schwacher Rotglut verglüht und dann glasiert. Nach dem Glasieren werden die Gegenstände im Porzellanofen scharf oder hart gebrannt, wobei die Glasur schmilzt und die Poren der unschmelzbaren Porzellanerde ausfüllt, wodurch ein durch die ganze Masse hindurch gleichmäßiges, durchscheinendes Produkt entsteht.

7. Edelsteine.

Das Mineralreich liefert zahlreiche Arten und Abarten, 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, Kieselsäure, Magnesia, Tonerde, Beryllerde, bei einigen unter Beimengung von etwas Schwermetalloxyden wie Kupfer-, Chrom-, Nickel-, Manganoxyd usw.) besteht, sondern wird nur nach ihren äußeren oder physikalischen Eigenschaften geschätzt: Glanz, Farbe, Durch-

sichtigkeit, Strahlenbrechungs- und Farbenzerstreuungsvermögen, oder bei undurchsichtigen: schöne Färbung durch die Masse, Politurfähigkeit, Farbenschiller an der polierten Oberfläche usw. 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.

Edelsteinschliffe. Um die wertvollen Eigenschaften der Edelsteine in möglichst vorteilhafter Weise hervortreten zu lassen, werden sie einem Schliffe unterworfen. Für die durchsichtigen Steine wählt man eine andere Schliffform als für die undurchsichtigen. Denn während es bei jenen darauf ankommt, die Klarheit und Reinheit des Steines („Wasser“) und die Pracht des Farbenspiels („Feuer“) in ein möglichst günstiges Licht zu stellen, soll bei diesen hauptsächlich der Glanz und die Schönheit der Oberflächenfarben zur Geltung gelangen. Diesen verschiedenen Zwecken entsprechend haben sich in der Edelsteinschleiferei verschiedene Schliffformen entwickelt, deren bekannteste sind: der Brillant, die Rosette, der Treppenschnitt, der Tafelstein und der muglige oder muschlige Schnitt.

XIII. Wasserstoffverbindungen oder Hydride.

Einige Wasserstoffverbindungen, worunter wir die Verbindungen des Wasserstoffs mit nur einem einzigen anderen Element verstehen, haben wir im Wasser, im Schwefelwasserstoff und in den Halogenwasserstoffen schon kennen gelernt. Die Bekanntschaft mit einer sehr wichtigen Verbindung dieser Art soll uns die folgende Versuchsreihe vermitteln.

[Man bringe auf eine kleine Asbestplatte ein Häufchen von etwa 1—2 g Kalziumdrehspänen oder Magnesiumpulver, entzünde sie durch Bestreichen mit der nicht leuchtenden Bunsenflamme und stülpe, sobald die Masse ins Glühen geraten ist, ein Becherglas darüber. Nach dem Erkalten und Abnehmen des Becherglases befeuchte man die Masse mit einigen Tropfen Wasser und halte einen Streifen angefeuchtetes rotes Lackmuspapier und einen mit Salzsäure befeuchteten Glasstab darüber.]

Bei der Verbrennung von Kalzium und Magnesium an der Luft entstehen außer den Oxyden Verbindungen, die beim Befeuchten ein alkalisch reagierendes Gas liefern, das mit Salzsäuredämpfen weiße Nebel bildet. Diese Erscheinung findet ihre Erklärung dadurch, daß diese Metalle aus der Luft außer dem Sauerstoff auch Stickstoff aufnehmen, der sich mit ihnen zu Kalziumnitrid (Ca_3N_2) oder Magnesiumnitrid (Mg_3N_2) verbindet. Die Nitride geben dann beim Befeuchten mit Wasser nach der Gleichung:



ein Gas, dessen Formel zu NH_3 bestimmt worden ist und dessen Auflösung in Wasser unter dem Namen **Salmiakgeist** oder Ammoniakflüssigkeit bekannt ist. Das Gas selbst wird Ammoniak genannt, riecht stechend, löst sich sehr leicht in Wasser und wird in großen Mengen bei der Leuchtgasfabrikation als Nebenprodukt gewonnen. Seine Synthese aus den Elementen in größerem Maßstabe ist erst in den letzten Jahren durch Anwendung hoher Drucke (200 Atm.) und unter Mitwirkung von Katalysatoren bei etwa 500° gelungen.

Aus der als Salmiakgeist bekannten Flüssigkeit entweicht Ammoniakgas, das man an seinem stechenden Geruch, an der Bläuung von

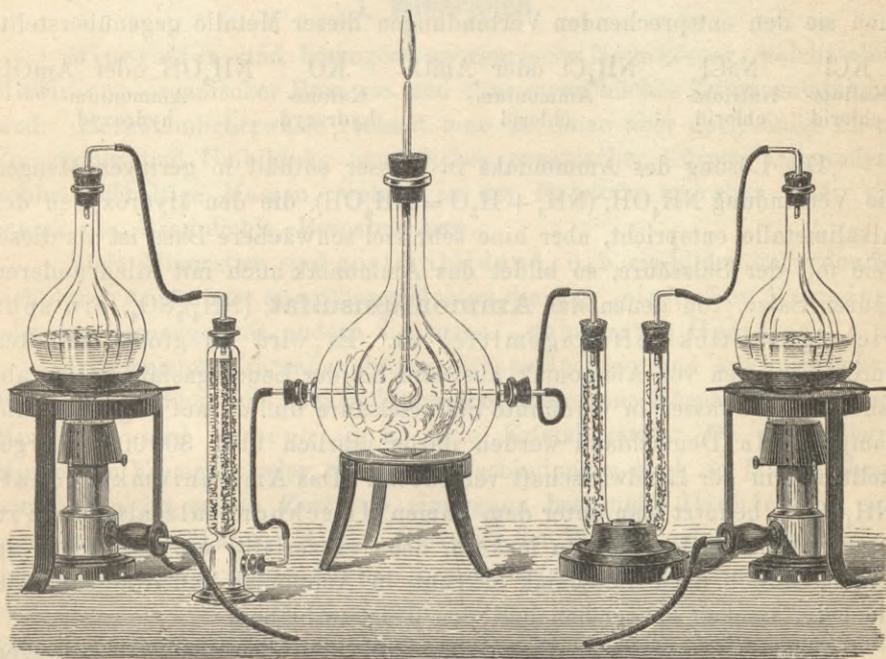


Fig. 90. Einwirkung von Ammoniakgas auf Chlorwasserstoff.

rotem Lackmuspapier und an der Bildung von weißen Nebeln mit Salzsäure erkennt. Ganz dichte weiße Nebel, die sich zu einem festen weißen, salzartigen Pulver verdichten, bekommt man, wenn Ammoniakgas mit Chlorwasserstoffgas in einem Kolben zusammengeleitet wird (Fig. 90). Dabei wird der Äther eines Ätherthermometers zum Sieden gebracht, weil die Verbindung der beiden Stoffe unter beträchtlicher Wärmeentwicklung stattfindet. Da keinerlei Nebenprodukte auftreten, muß die Verbindung nach der Gleichung $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$ erfolgen. Dieselbe Verbindung, den Salmiak, erhält man, wenn man die alkalisch reagierende Ammoniakflüssigkeit mit Salzsäure neutralisiert. Die Neutralisation erfolgt ganz analog der Einwirkung von Salzsäure auf Kalilauge oder Natronlauge.

Der Salmiak schmeckt salzig und löst sich leicht in Wasser; seine Lösung wirkt auf Lackmuspapier nicht ein, verhält sich in dieser Hinsicht also auch durchaus wie ein Salz. Mit konzentrierter Schwefelsäure entwickelt er Chlorwasserstoff gerade so wie Natriumchlorid und die Chloride aller übrigen Metalle. Ferner zeigt sich, daß die Atomgruppe NH_4 mit Quecksilber eine Legierung, ein Amalgam bildet [T. § 262c], sich also ganz wie ein Metall verhält. Es ist aber bisher nicht gelungen, die Atomgruppe NH_4 frei herzustellen. Um ihre Metallähnlichkeit zum Ausdruck zu bringen, hat man sie Ammonium genannt und ihr das Zeichen Am gegeben. Die Ammoniumverbindungen zeigen in ihrer Zusammensetzung am meisten Ähnlichkeit mit denen der Alkalimetalle, was man deutlich erkennt, wenn man sie den entsprechenden Verbindungen dieser Metalle gegenüberstellt:

KCl	NaCl	NH_4Cl oder AmCl	KO	NH_4OH oder AmOH
Kalium- chlorid	Natrium- chlorid	Ammonium- chlorid	Kalium- hydroxyd	Ammonium- hydroxyd

Die Lösung des Ammoniaks in Wasser enthält in geringen Mengen die Verbindung NH_4OH , ($\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH}$), die den Hydroxyden der Alkalimetalle entspricht, aber eine sehr viel schwächere Base ist als diese. Wie mit der Salzsäure, so bildet das Ammoniak auch mit allen anderen Säuren Salze, von denen das **Ammoniumsulfat**, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, ein sehr wichtiges Stickstoffdüngemittel ist. Es wird im großen erhalten durch Einleiten von Ammoniak aus dem bei der Leuchtgasfabrikation abfallenden Gaswasser in verdünnte Schwefelsäure und darauf folgendes Eindampfen. In Deutschland werden davon jährlich über 300000 t hergestellt und in der Landwirtschaft verbraucht. Das Ammoniumkarbonat, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, benutzt man unter dem Namen Hirschhornsalz als Zusatz zu Backwaren, um den Teig zu lockern, denn es zerfällt, wie man schon an seinem Geruch nach Ammoniak erkennt, in Ammoniak und Kohlendioxyd, die beim Backen entweichen und den Teig aufblähen.

Eine ganz außerordentlich große Zahl von Wasserstoffverbindungen bildet der Kohlenstoff; einige von ihnen sind im organischen Teil beschrieben. Hier sei nur noch der furchtbar giftige Arsenwasserstoff, AsH_3 , erwähnt, der sich leicht bilden kann, wenn man aus rohem Zink durch Übergießen mit roher Salz- oder Schwefelsäure Wasserstoff herstellt. Rohes, gewöhnliches Zink und die beiden genannten (nicht chemisch reinen) Säuren enthalten eigentlich immer geringe Mengen Arsen, das sich mit dem aus dem Zink der Säure entstehenden Wasserstoff zu Arsenwasserstoff verbindet. Das Einatmen ganz geringer Spuren von diesem giftigen Gase kann schon zum Tode führen. Es sei daher vor derartigen Versuchen mit nicht hinreichend reinen Substanzen eindringlich gewarnt.

Mineralogisch- petrographischer Teil.

I. Mineralien.

Mineralien sind homogene anorganische Naturkörper, welche ohne Mitwirkung organischer Prozesse und ohne menschliches Zutun 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 Steinkohle, Braunkohle, Bernstein usw.

Viele Mineralien sind gesteinsbildend, d. h. sie bilden entweder für sich durch Anhäufung zu größeren Massen die sog. „einfachen Gesteine“ oder im Gemenge mit andern die sogen. „gemengten Gesteine“.

Die meisten Mineralien bilden Kristalle, das sind auf natürlichem Wege entstandene, von ebenen Flächen umschlossene Körper. Nur wenige Mineralien sind amorph, d. h. ohne Kristallgestalt. Da die meisten Mineralien Elemente oder chemische Verbindungen sind, so kommt ihnen wie diesen im reinen Zustande eine ganz bestimmte Dichte und eine ganz bestimmte Härte (H.) zu. Härte ist der Widerstand, den ein Mineral dem Eindringen fremder Körper entgegensetzt. Um den Grad der Härte eines Minerals bestimmen zu können, hat man eine Härteskala zusammengestellt, in der jedes folgende Mineral immer härter ist als das vorhergehende.

Talk	= 1	Feldspat	= 6
Gips	= 2	Quarz	= 7
Kalkspat	= 3	Topas	= 8
Flußspat	= 4	Korund	= 9
Apatit	= 5	Diamant	= 10

Beachtet man die Regel, daß das härtere Material das weichere ritzt, so kann man mit Hilfe der Mineralien einer Härteskala leicht die Härte bestimmen.

Außer der Dichte und der Härte spielen bei der Unterscheidung und Bestimmung der Mineralien chemisches Verhalten, Farbe, Glanz, Spaltbarkeit und Bruch eine große Rolle. Am wichtigsten aber ist die Kristallform, da jedem Mineral besondere Kristallformen

eigentümlich sind; doch treten bei vielen Mineralien wohlausgebildete Kristalle so selten auf, daß sie zur Bestimmung nicht oft herangezogen werden können.

Die Flächen, welche einen Kristall begrenzen, sind gleich, wenn sie dieselbe physikalische Beschaffenheit haben (gleicher Glanz, gleiche Streifung, gleiche Härte) oder verschieden, wenn sie verschiedene physikalische Beschaffenheit haben (die einen glänzend, die andern matt, die einen gestreift, die andern glatt). Meist ist die Verschiedenheit der Flächen auch an der verschiedenen Begrenzung zu erkennen. Dagegen können kristallographisch gleiche Flächen an demselben Kristall von ganz verschiedener Größe sein (Verzerrungen), ebenso wie zwei kristallographisch gleiche Kristalle beliebige Größenunterschiede aufweisen können. An allen Kristallen eines Minerals stoßen aber dieselben Flächen immer unter demselben Winkel zusammen (Gesetz der Winkelkonstanz).

Die meisten Kristalle kann man sich durch eine oder mehrere Ebenen so in zwei Teile zerlegt denken, daß die eine Hälfte das Spiegelbild der andern wird; solche Ebenen werden Symmetrieebenen genannt. Nach der Anzahl der Symmetrieebenen, die man durch die verschiedensten Kristalle legen kann, hat man alle Kristalle in sechs Gruppen — Kristallsysteme — eingeteilt. Um die Bestimmung der Kristallformen noch weiter zu erleichtern, denkt man sich durch das Innere der Kristalle Linien — Achsen — gezogen, die sich in einem Punkte in der Mitte des Kristalles schneiden, und die nach ihrer relativen Länge und Lage zur Kennzeichnung der Kristallsysteme dienen.

2. Kristallsysteme.

1. **Reguläres System.** 9 Symmetrieebenen. Drei Achsen, alle gleich lang und senkrecht aufeinander. Hauptformen: Oktaeder, Hexaeder (oder Würfel), Rhombendodekaeder, Pyramidenwürfel usw.

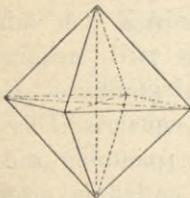


Fig. 91.
Oktaeder.

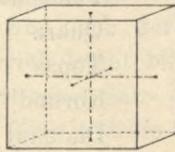


Fig. 92.
Hexaeder.

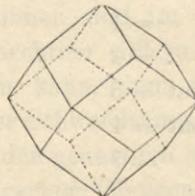


Fig. 93.
Rhombendodekaeder.

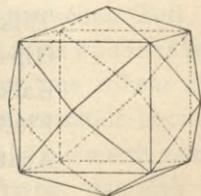


Fig. 94.
Pyramidenwürfel.

Treten an einem Kristall die Flächen verschiedener dieser Hauptformen auf, so erhalten wir eine Kombination, z. B. Würfel mit Oktaeder (Fig. 41 u. 42 S. 40). Tritt nur die eine Hälfte der Flächen auf, während die andere Hälfte verschwindet, so erhalten wir Halbflächen oder Hemieder.

Aus dem Oktaeder entsteht so das Tetraeder, aus dem Pyramidenwürfel das Pentagondodekaeder.

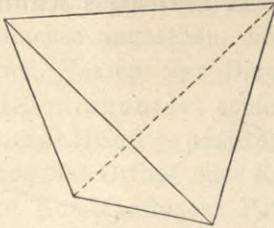


Fig. 95.
Tetraeder.

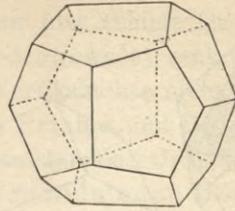


Fig. 96.
Pentagondodekaeder.

2. **Quadratisches oder tetragonales System.** 5 Symmetrieebenen. 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 oder quadratische Pyramide und tetragonales Prisma (quadratische Säule). Häufige Kombination: Prisma mit Pyramide.

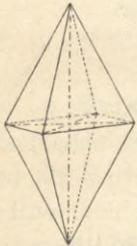


Fig. 97.
Quadratische Pyramide.

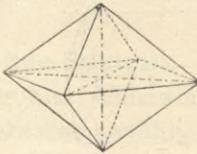


Fig. 98.

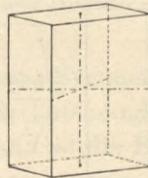


Fig. 99.

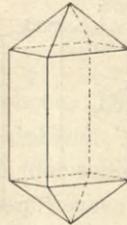


Fig. 100.

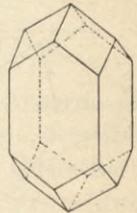


Fig. 101.

Quadratisches Prisma. Quadratisches Prisma mit Pyramide.

3. **Hexagonales System.** 7 Symmetrieebenen. Vier Achsen, davon drei gleich lang, sich unter Winkeln von 60° schneidend (Horizontal-

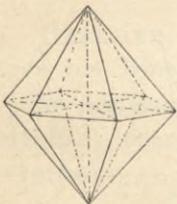


Fig. 102.
Hexagonale Pyramide.

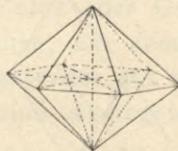


Fig. 103.

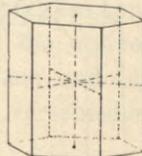


Fig. 104.

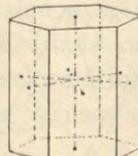


Fig. 105.

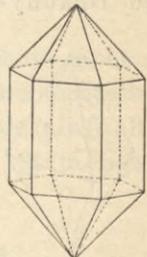


Fig. 106.
Hexagonales Prisma
mit Pyramide.

achsen), die vierte senkrecht auf diesen und länger oder kürzer (Vertikalachse). Basis ein regelmäßiges Sechseck. Hauptformen: Hexagonale Pyramide und hexagonales Prisma (sechsseitige Säule). Häufige Kombination: Prisma mit Pyramide.

Sind bei diesem Systeme nur die Hälfte der Pyramidenflächen, und zwar immer nur die abwechselnden, ausgebildet, so entsteht aus der zwölfblächigen Doppelpyramide ein sechsblächiges Rhomboeder,

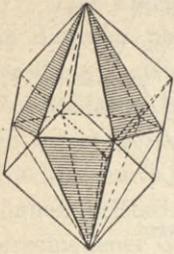


Fig. 107.

Hexagonale Pyramide
mit Rhomboeder.

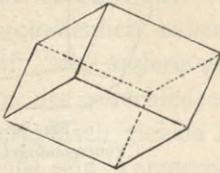


Fig. 108.

Rhomboedrische Formen des hexagonalen Systems.

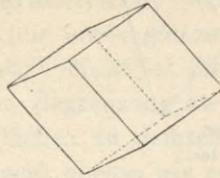


Fig. 109.

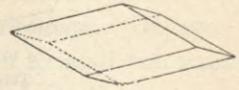


Fig. 110.

welches von sechs rhombischen Flächen eingeschlossen ist. Solche Kristallgestalten werden dementsprechend rhomboedrische genannt.

4. Rhombisches System. 3 Symmetrieebenen. Drei Achsen, alle verschieden lang, aber alle senkrecht aufeinander stehend. Jede kann

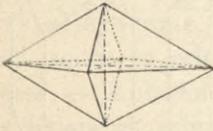


Fig. 111.

Rhombische Pyramide.

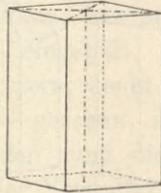


Fig. 112.

Rhombisches Prisma.
(Vertikalprisma)

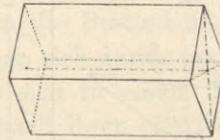


Fig. 113.

Rhombisches Querprisma.

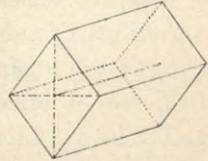


Fig. 114.

Rhombisches Längsprisma.

als Vertikalachse angesehen werden, die andern beiden sind dann die Horizontalachsen. Basis ein Rhombus, dessen Diagonalen [Makro- (lange) und Brachy- (kurze) Diagonale] senkrecht zur Vertikalachse stehen.

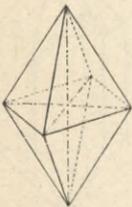


Fig. 115.

Monokline Pyramide.

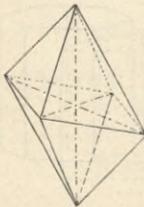


Fig. 116.

Monoklines Prisma.

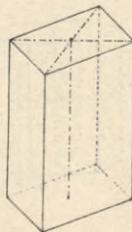


Fig. 117.

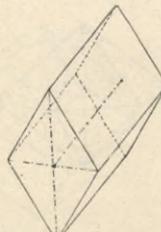


Fig. 118.

Längsprisma.

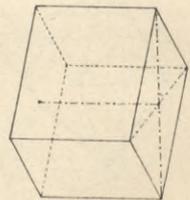


Fig. 119.

Querprisma.

Hauptformen: Rhombische Pyramide, rhombisches Prisma (Vertikalprisma) und ein Horizontalprisma, entstanden durch Verlängerung einer Horizontalachse; Längsprisma, Querprisma. Kombinationen: Prisma mit Pyramide und Längs- oder Querprisma.

5. **Monoklines System.** 1 Symmetrieebene. 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: monokline Pyramide, monoklines Prisma und Doma (durch Verlängerung der Ortho- oder Klinodiagonale entstanden: Orthodoma oder Klinodoma); Kombinationen: Prisma mit Pyramide oder Doma.

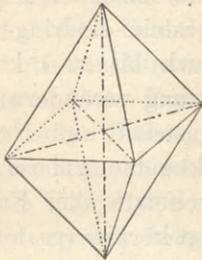


Fig. 120.
Triklone Pyramide.

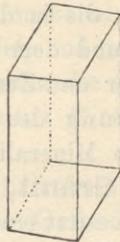


Fig. 121.
Triklones Prisma.

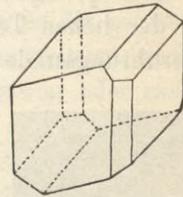


Fig. 122.
Kombination von Pyramide,
Prisma oder Doma.

6. **Triklones System.** Keine Symmetrieebene. Drei Achsen, alle verschieden lang und schiefwinklig aufeinander stehend. Eine derselben wird als Vertikalachse gewählt, dann ist die Basis (der schiefe Querschnitt) ein Rhomboid mit Makro- und Brachydiagonale. Hauptformen: Pyramiden, Prismen, Längsprismen und Querprismen.

3. Gesteinslehre oder Petrographie.

Gesteine, Felse oder Gebirgsarten sind ausgedehnte Anhäufungen von Mineralien, aus denen die starre Erdrinde zusammengesetzt ist. Sie bestehen entweder aus einem und demselben Minerale (einfache Gesteine) oder sind Aggregate verschiedener Mineralien (gemengte Gesteine).

A. 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, wobei die einzelnen Mineralien, aus denen sie bestehen, in regelmäßiger Aufeinanderfolge auskristallisiert sind. Nach der Art ihrer Entstehung unterscheidet man: Tiefengesteine und Er-
gußgesteine.

1. **Tiefengesteine:** Bei den Tiefengesteinen sind die feurig-flüssigen Gesteinsmassen des Erdinneren — das Magma — emporgetrieben worden und ohne die Erdoberfläche zu erreichen, in der festen Erdkruste stecken geblieben. Die Abkühlung und Erstarrung erfolgte bei hoher Temperatur sehr langsam und unter dem Drucke der darüber lastenden Gesteine. Die Tiefengesteine bilden gewaltige Massen, die sich zwischen die Schichten des durchbrochenen Gesteins gedrängt haben — Lager — oder plumpe, die Schichten quer durchsetzende — Stöcke — oder sie erfüllen die schmäleren Klüfte der Schichtgesteine — Gänge. Das flüssige Magma enthält große Mengen von Wasserdampf und meist auch andere Gase wie SO_2 , H_2S , CO_2 , HCl , die in das Nebengestein eindringen und es bei der hohen Temperatur und dem hohen Druck bis zu 1 km von der Berührungsstelle in Struktur und Zusammensetzung verändern: Zertümmern des Nachbargesteins und Neubildung von Mineralien (Kontaktmetamorphose).



Fig. 123.
Granit, körnige Struktur.

Der **Granit**, das verbreitetste aller Eruptivgesteine, besitzt eine ausgeprägt körnige (granitische) Struktur (Fig. 123). Er besteht aus weiß oder rötlich gefärbtem Orthoklas (Buntdrucktafel am Anfang des Werkes Nr. 1 bei *ok*), aus regellos verteiltem Glimmer (Muskowit oder Biotit) *g* und aus glasig aussehendem Quarz *q*, der als letztes Ausscheidungsprodukt die Zwischenräume zwischen den anderen Mineralien ausfüllt. Er bildet gewaltige Stöcke in den Zentralzonen der Alpen und des Himalaja, im Schwarzwald, im Fichtelgebirge, Riesengebirge, Harz (Brocken) usw. Bei seiner Ver-

witterung entstehen zuerst gerundete, zerklüftete Formen und schließlich große Blockhäufungen — Felsenmeere. Verwendung in der Architektur zu Denkmälern, Bausteinen, Pflastersteinen. Etwa 70% SiO_2 , s. auch Erklärung der Buntdrucktafel S. 114.

Äußerlich dem Granit oft sehr ähnlich ist der **Syenit**, der aber aus Orthoklas (und etwas Plagioklas) und Hornblende besteht. Plauenscher Grund bei Dresden, südlicher Schwarzwald, Odenwald, Südtirol. Seinen Namen hat er nach einem bei Syene vorkommenden Gestein. Verwendung ähnlich wie beim Granit. Etwa 60% SiO_2 .

Der **Diorit** enthält Plagioklas und Hornblende und besitzt ebenfalls körnige Struktur. Daneben können Biotit und Quarz als Gemengteile auftreten — Glimmerdiorit, Quarzdiorit. Westalpen, Karpathen, Fichtelgebirge, Vogesen. 55—66% SiO_2 .

2. **Ergußgesteine.** Bei ihnen ist das Magma (Lava) durch Spalten bis an die Oberfläche gelangt (Gänge) oder hat sich bei zäher Konsistenz als steiler Berg über den Eruptivkanal erhoben (Quellkuppe).

oder in dünnflüssigem Zustande flach ausgebreitet (Decke, wenn unbedeckt geblieben, oder Lager, wenn jüngere Gesteine darüber zur Ausbildung gekommen sind). Bei den Eruptionen frei werdende Dämpfe schleudern größere oder kleinere Stücke der flüssigen Masse empor: Bomben, Lapilli, vulkanische Sande, Aschen. Aus allen diesen Bestandteilen setzen sich die Tuffe zusammen, die oft durch die bei den Eruptionen niedergehenden Wassermassen zusammengeschwemmt werden und zusammenbacken.

Die Verfestigung der Eruptivmasse erfolgte nicht, wie bei den Tiefengesteinen, durch die ganze Masse gleichmäßig, sondern vollzog sich in zwei Akten: Schon im Eruptionskanale haben sich grobkörnige Ausscheidungen von Mineralien gebildet, und um diese herum ist im weiteren Verlaufe und am Ende der Eruption die übrige Masse erstarrt, entweder langsam unter Bildung einer zweiten Mineraliengeneration oder rasch zu einer glasartigen Masse.

Die **Porphyre** sind äußerlich dadurch ausgezeichnet, daß in einer homogen erscheinenden dichten Grundmasse größere Kristalle — Einsprenglinge — eingebettet liegen (Fig. 124). Ein granitisches Magma liefert beim Erstarren an der Erdoberfläche Quarzporphyr, 70% SiO_2 (Quarz — Orthoklas — Biotit, s. die Buntdrucktafel und Erklärung dazu auf S. 115), ein syenitisches Orthoklasporphyr (Orthoklas — Hornblende), 60% SiO_2 . Rötliche, gelbe, braune oder graue Gesteine. Gewaltige Decken: Quarzporphyr bei Bozen, Kuppen: Orthoklasporphyr in Thüringen, im Saar- und Nahegebiet. — Ein jüngeres, dem älteren Orthoklasporphyr entsprechendes Ergußgestein ist der **Trachyt**, der im wesentlichen auch aus Orthoklas und Hornblende besteht. Die poröse, rauhe (trachys = rauh), meist hellgraue oder braune Grundmasse enthält mehr oder weniger große, oft wohlausgebildete Kristalle von glasigem Feldspat (Sanidin). Siebengebirge, Auvergne, Siebenbürgen, Ischia.



Fig. 124.
Porphyr (porphyrische Struktur).

Melaphyr ist ein schwarzbraunes bis schwarzes Gestein von porphyrischer Struktur, das aus Augit (vorherrschend) und Plagioklas besteht. Die durch die Gase des Magmas erzeugten Blasenräume (Mandeln) sind später oft von Kalkspat, Amethyst oder Achat ausgefüllt worden — Melaphyrmandelstein. Die M. vom Saar- und Nahegebiet und von Uruguay liefern Achat, die vom Oberen See enthalten Kupfer (S. 3).

Das ebenfalls wesentlich aus Augit und Plagioklas bestehende körnige (meist feinkörnige) Gestein heißt **Diabas**. Seine Farbe ist grünlichgrau oder dunkelgrün. Es enthält fast immer noch nebenbei

Apatit, Titaneisen und Schwefelkies. Vork.: Fichtelgebirge, sächsisches Voigtland, Hessen-Nassau.

Phonolith oder Klingstein ist ein braungrünes oder graues Ergußgestein, das als wesentliche Gemengteile Sanidin und Nephelin (ein feldspatähnliches Mineral) enthält. Dazu kommen stets noch Nebengemengteile wie Hornblende, Augit u. a. Er zeichnet sich aus durch plattige Absonderung und Kuppenbildung (Hohentwiel, Milseburg in der Rhön, böhmisches Mittelgebirge).

Die **Basalte** sind dichte, dunkle bis schwarze, schwere Gesteine, die im wesentlichen aus Plagioklas, Augit, Olivin und Magneteisen bestehen, s. die Buntdrucktafel und die Erklärung dazu auf S. 115. Oft enthalten sie deutlich erkennbare grüne Olivinkörner oder Olivinknollen. Der Feldspat kann durch ähnliche Silikate ersetzt sein, nach denen die Benennung der zahlreichen Basaltvarietäten erfolgt.



Fig. 125. Basalt, Insel Staffa.

Sie gehören wie der Trachyt und Phonolith zu den jungvulkanischen Gesteinen. Sie bilden wie der Phonolith häufig Kuppen. Oft haben sich die Basalte beim Erstarren in langen, meist sechsseitigen Säulen abgesondert (Fig. 125). Vogelsberg, Rhön, Westerwald, Eifel, Böhmen. 40—45% SiO_2 .

Die meisten der genannten Gesteine enthalten oft noch mehrere nebensächliche oder zufällige, unwesentliche Bestandteile, die aber doch für die Unterscheidung unter dem Mikroskop häufig von Wichtigkeit sind. So enthalten alle Granite und alle Diabase z. B. noch Apatit in feinen, mikroskopisch kleinen Nadeln, andere enthalten Magneteisen usw.

B. Sediment- oder Absatzgesteine.

Starker Temperaturwechsel in Verbindung mit dem Spaltenfrost und der Sprengwirkung der Pflanzenwurzeln führen zur mechanischen Zertrümmerung der Gesteine — **mechanische Verwitterung**. Durch

die Atmosphärlilien (Wasser, gelöstes Kohlendioxyd und Sauerstoff) und durch die Pflanzen werden die Gesteine chemisch verändert — **chemische Verwitterung**. Aus den Feldspaten werden z. B. Kalk und Natron in größeren (Kieselsäure und Kali nur in ganz geringen Mengen) durch kohlenstoffhaltige Wässer aufgelöst und weggeführt, während Wasser von den zurückbleibenden Tonerdesilikaten unter Bildung von Ton aufgenommen wird. Aus den gelösten Stoffen bilden sich dann durch Verdunstung des Wassers die chemischen Sedimente, die nicht gelösten Verwitterungsrückstände bilden mit den Produkten der mechanischen Verwitterung die mechanischen Sedimente, die meist durch das bewegte Wasser (Flüsse und Gletscher) und durch den Wind verfrachtet werden. Dabei wird früher Vereintes getrennt und Getrenntes vereinigt. Daher lassen die Sedimentgesteine im Gegensatz zu den Eruptivgesteinen auch keinerlei Gesetzmäßigkeit in der Zusammensetzung erkennen. Vor allem aber sind die Sedimentgesteine von den Eruptivgesteinen dadurch leicht zu unterscheiden, daß sie fast immer deutlich geschichtet sind, eine Erscheinung, die sich aus dem allmählichen Absatz des nach Art und Korngröße verschiedenen Materials erklärt (s. Fig. 128).

a) Mechanische Sedimente.

1. Tongesteine.

Der **Kaolin**, fast reines, wasserhaltiges, weißes Tonerdesilikat, ($\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_7 + 2\text{H}_2\text{O}$) ist meist durch eigentümliche chemische Umsetzungen, Kaolinisierung, aus Eruptivgesteinen (Granit, Porphyr) entstanden. Ähnliche Bildungen sind auch die gewaltigen Lateritlager der Tropen.

Ton ist Schlamm, welcher sein Wasser z.T. verloren hat. In trockenem Zustande bildet er eine leicht zerreibliche, verschieden gefärbte Masse, die reichlich Wasser aufzusaugen vermag, wodurch sie knetbar — plastisch — und für Wasser undurchlässig wird. Er besteht aus wasserhaltigen Tonerdesilikaten (Kaolin) mit den verschiedensten Beimengungen, wie Quarzkörner, Kalk, Eisenoxyd, Glimmerblättchen u. a., die zum Teil seine Farbe (Eisenoxyd) hervorrufen, und von deren Menge seine Verwendbarkeit in der Tonwarenindustrie abhängt. Töpferton, Letten, Lehm.

Schieferton ist schiefrig gewordener Ton. Durch Verfestigung und Schieferung entstehen aus den Tönen die **Tonschiefer** (Dachschiefer, Tafelschiefer, Griffelschiefer).

Ein Gemenge von Ton und Kalk heißt **Mergel**. Ein gelber, locker verbundener, kalkigtoniger Staub mit feinen Quarz- und Feldspatteilchen bildet den **Löss**, der teils vom Winde angehäuft, teils aus Wasser abgelagert worden ist. Oberrheinische Tiefebene, Norddeutschland, China.

Der Geschiebelehm oder Blocklehm ist das Produkt der abschleifenden Tätigkeit der Gletscher (Moränen). Sand, sehr fein zerriebenes Gesteinsmaterial, Ton und mehr oder weniger reichliche und

große Gesteinsbruchstücke (erratische Blöcke) sind innig durcheinander geknetet und zusammengepreßt und zeigen keine Schichtung. Der Geschiebemergel enthält neben Ton und Sand noch Kalk.

2. Sandsteine und Konglomerate.

Sand bildet lose Anhäufungen von mehr oder weniger gerundeten bis erbsengroßen Quarzkörnern, die aus den quarzführenden Gesteinen durch Verwitterung herausgelöst und als widerstandsfähigstes Mineral übrig geblieben sind.

Sandstein ist Sand, der durch ein toniges, kalkiges oder eisen-schüssiges Bindemittel verkittet ist.

Die Grauwacke ist ein dunkelgrauer Sandstein, der aus kleineren, meist eckigen Bruchstückchen (Grus) von Feldspat und Quarz, Hornblende, Glimmer, Augit und Sedimentgesteinen besteht, die durch reichliches kieseliges und häufig zugleich bituminöses Bindemittel verfestigt sind; s. die Buntdrucktafel und die Erklärung dazu S. 115.

Durch ein toniges, kalkiges oder kieseliges Bindemittel verkittete, gerundete Gesteinsgerölle (Kies und Schotter) heißen **Konglomerate** (Fig. 126).

b) Chemische Sedimente.

Sie sind durch Konzentration der bei der Verwitterung erzeugten wässerigen Lösungen entstanden. Die wichtigsten chemischen Sedimente Anhydrit, Gips und Steinsalz wurden früher besprochen, ebenso die für die Bildung der Erdkruste weniger wichtigen, für die Landwirt-



Fig. 126. Konglomerat.



Fig. 127. Tropfstein.

schaft und die chemische Industrie aber sehr bedeutungsvollen Abraumsalz- und Salpeterlager, die beide auch aus wässerigen Salzlösungen herrühren. Die aus Lösungen entstehenden Kalktuffe, die Tropfsteine — Stalaktiten (oben) und Stalagmiten (unten) — in den Kalkhöhlen (Fig. 127), der Sprudel- und Erbsenstein und die aus heißen Quellen abgeschiedenen Kieselsinter haben am Aufbau der Erdkruste einen sehr geringen Anteil. Ebenso Brauneisenerz und Raseneisenerz (S. 66).

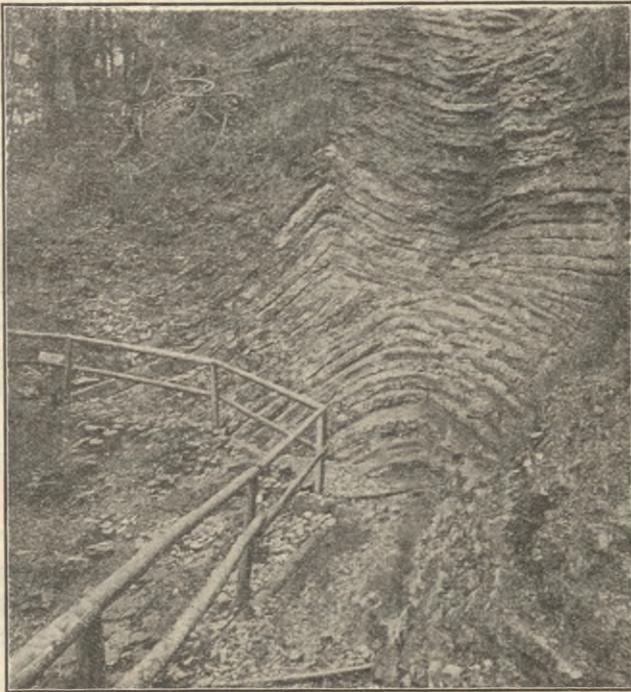


Fig. 128. Geschichteter Kalk aus der Partnachklamm, nachträglich durch Gebirgsdruck gefaltet.

c) Organogene Sedimente.

Die organogenen Sedimente verdanken ihre Entstehung den Organismen. Sie bestehen 1. aus den anorganischen Skeletteilen (Gehäuse, Schalen usw.); 2. aus der organischen (meist pflanzlichen) Substanz selbst, die mannigfache chemische Umwandlungen erfahren hat.

Kalkstein bildet sehr feinkörnige, scheinbar dichte, unter dem Mikroskop aber deutlich kristallinische Massen. Er zeigt sehr verschiedene Farben, und ist, je nach den Beimengungen von Ton, Eisenhydroxyd, Bitumen u. a., weiß, hellgrau, gelb, rot oder schwarz. Er zeigt oft ausgezeichnete Schichtung (Fig. 128) und ist an dem Aufbau der Erdkruste in großem Maße beteiligt. Er setzt sich zusammen aus den mikroskopischen Panzern einzelliger Tiere (Globigerinen), aus Korallen- oder Spongienriffen oder aus

Muschel- und Schneckenschalen usw. Die schön gefärbten, gefleckten oder geaderten Kalksteine finden als Dekorationssteine Verwendung und werden in der Technik auch als Marmor bezeichnet.

Die weißen, erdigen, aus mikroskopisch kleinen Kügelchen, gemengt mit Schalen von Foraminiferen bestehenden Kalke heißen Kreide (Rügen, Dover) und liefern nach dem Schlämmen die Schreibkreide (Fig. 129).

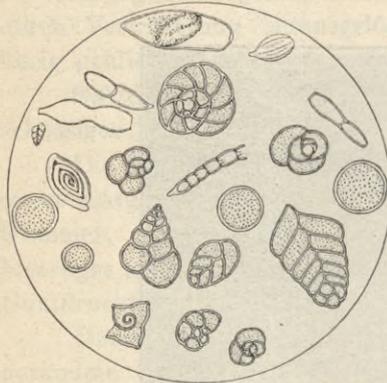


Fig. 129. Foraminiferen aus Kreide von Rügen.

Der **Dolomit**, $MgCO_3 \cdot CaCO_3$, ist schwerer als der Kalkstein und fühlt sich sandig an. Er findet sich im Taunus, in der Eifel, in der schwäbischen Alp und bildet mächtige Ablagerungen in den Dolomiten (s. S. 90).

Kieselgur bildet kreideähnliche Massen oder lose Anhäufungen der Kieselpanzer von Diatomeen (S. 34).

Kohlegesteine.

Die Kohlegesteine lassen zum Teil ihre Entstehung aus Pflanzen noch mit dem bloßen Auge durch ihre Struktur oder durch Pflanzenabdrücke erkennen; bisweilen erkennt man die pflanzliche Herkunft nur mit Hilfe des Mikroskopes. Bei manchen Kohlegesteinen fehlt jede Spur ihrer Herkunft.

Der **Anthrazit** ist eine eisenschwarze bis sammetschwarze, glas- bis halbmatt glänzende, spröde Kohlenmasse von muscheligen Bruche. Sein Kohlenstoffgehalt beträgt mehr als 90%. Er brennt schwer, raucht, rußt und riecht nur wenig. Dichte 1,7. Vork. Süd-Wales, Belgien, Frankreich, Pennsylvanien.

Die **Steinkohle** ist eine dichte oder schieferige, fettglänzende, sammet- bis pechschwarze, oft bitumenhaltige Kohlenmasse. Die Steinkohlenflöze, welche gelegentlich 10 m und mehr Mächtigkeit erreichen, wechsellagern mit Schiefertönen, Sandsteinen und Konglomeraten und liegen oft in großer Anzahl übereinander. Kohlenstoffgehalt 80—90%. Die Steinkohle brennt viel leichter als Anthrazit mit heller, stark rauchender und riechender Flamme. Dichte bis 1,5. Die größten Kohlenfelder haben Nordamerika und China. Die größte Kohlenproduktion hingegen England. Deutschland besitzt reiche Kohlenlager in den Kohlenbecken der Ruhr und der Saar und in Ober- und Niederschlesien. Bemerkenswert ist auch das Kohlenbecken von Lüttich in Belgien.

Die **Braunkohle** bildet dichte, bitumenreiche, holzbraune bis pechschwarze Massen, die sehr oft die ursprüngliche Holzstruktur noch deutlich erkennen lassen. 55—75% Kohlenstoff. Dichte selten über 1. Sie ist in Deutschland sehr verbreitet.

Torf bildet bald lockere filzähnliche, bald zusammengepreßte Pflanzenreste, die sich in stark durchfeuchtetem Boden bilden. Norddeutsche Tiefebene, Mittelgebirge, Oberdeutsche Hochebene.

Petroleum s. S. 118 und Erdwachs s. S. 119.

C. Kristallinische Schiefer und deren Einlagerungen.

Die kristallinischen Schiefer sind diejenigen Gesteine, deren Gemengteile kristallinisch ausgebildet und in parallelen Lagen angeordnet (geschichtet) sind. Die meisten gehören den ältesten uns bekannten Schichten der Erdkruste an und bilden die sogenannte archaische Formation, die keinerlei Versteinerungen organischer Wesen enthält. Doch gibt es auch jüngere kristallinische Schiefer mit deutlich erkennbaren fossilen Resten. Für ihre Entstehungsweise ist bis jetzt noch keine genügende Erklärung gefunden; sie sind teils umgewandelte Eruptivgesteine, teils umgewandelte Sedimente.

Gneis besteht wie der Granit aus Feldspat, Quarz und Glimmer, nur mit dem Unterschied, daß die Glimmerblättchen parallel angeordnet sind, wodurch das Gestein geschichtet erscheint; s. die Buntdrucktafel und die Erklärung dazu auf S. 115.

Im **Glimmerschiefer** tritt dem Gneis gegenüber der Feldspat zurück und der Glimmer nimmt meist zu, wodurch die schiefrige Beschaffenheit noch deutlicher hervortritt.

Die **Urtonschiefer** oder Phyllite sind sehr vollkommen schiefrige, grünliche (durch Chlorit), graue oder schwarzblaue Gesteine, von ähnlicher Zusammensetzung wie die Glimmerschiefer.

Charakteristisch für die kristallinischen Schiefer ist das Auftreten von chemisch ganz abweichend zusammengesetzten, häufig ungeschichteten Gesteinsmassen (Marmor, Quarzit, Graphit u. a.), welche in Form von mehr oder weniger plumpen Linsen von Faustgröße bis (selten) 1 km Länge und entsprechender Mächtigkeit dem allgemeinen Schichtengefüge oft regelmäßig eingeschaltet sind, „Einlagerungen“.

Als älteste Gesteine der Erdkruste bilden die kristallinischen Schiefer meist die Unterlage für alle anderen Gesteine und finden sich daher dort, wo alle später abgelagerten Gesteinsschichten abgetragen worden sind: Zentralalpen, Erzgebirge, Sudeten, Taunus, Schwarzwald, Böhmen, Skandinavien, Kanada usw.

Figur 130 dient zur Erläuterung der Lagerungsverhältnisse der wichtigsten Gesteine.

Idealdurchschnitt durch das Sächsische Erzgebirge.

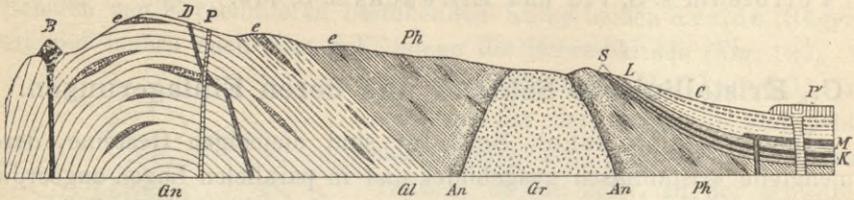


Fig. 130.

- I. Kristallinische Schiefer: *Gn* = Gneis (ältestes Gebirgs-glied); *Gl* = Glimmerschiefer; *Ph* = Phyllit; bei *An* = Andalusitglimmerfels, durch benachbarten Granit kontaktmetamorphotisch veränderter Glimmerschiefer. Alle drei mit *e*, *e*, *e* = Einlagerungen.
- II. Eruptiv-Gesteine: *Gr* = Granit (Stock), *P* = Quarzporphyr und *D* = Diorit (beide gangförmig); *B* = Basalt (Eruptionskanal mit Quellkuppe); *M* = Melaphyr (Eruptionskanal mit Lager); *P'* = Quarzporphyr (Gang mit Decke).
- III. Sediment-Gesteine: a) Mechanische Sedimente: *S* = Sandsteinschichten; *L* = Letten; *C* = Konglomerat.
b) Organogene Sedimente: *K* = Steinkohlenflöze mit zwischen-gelagerter Schiefertonschicht.

Erklärung der Buntdrucktafel.

Die beigegegebene Buntdrucktafel zeigt 6 nach der Natur mit Hilfe des Mikroskops gezeichnete Abbildungen von Gesteinsdünnschliffen, durch welche die wichtigsten der oben angegebenen Gruppen repräsentiert werden. Es sind: 1. Granit (Tiefengestein), 2. Quarzporphyr (altvulkanisches Gestein), 3. Basalt (jungvulkanisches Gestein), 4. Gneis (archaisches Gestein), 5. Grauwacke (Trümmer- oder Sedimentgestein) und 6. Quarzglimmerfels (durch Kontaktmetamorphose umgeändertes früheres Sedimentgestein). 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, Tiefengestein, aus der sächsischen Lausitz (Vergrößerung 30 mal). Die Hauptbestandteile sind: Quarz (*q*), Feldspat (Orthoklas *ok* und Plagioklas *pk*) und Glimmer (Biotit *g*). Von diesen umschlossen finden sich als zufällige „akzessorische Bestandteile“ kleine Kristalle von sogenannten „Erzen“ (*c*) (z. B. Pyrit und Magneteisen), 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 Ausscheidung: Erze, Zirkon, Apatit — Glimmer — Feldspat — Quarz, welch letzterer als Füllmasse erscheint.

2. Quarzporphyr, Eruptivgestein, aus dem sächsischen Erzgebirge (Vergrößerung 30 mal). Bestandteile: 1. große, mit bloßem Auge (makroskopisch) erkennbare Kristalle 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 Kristalle (Einsprenglinge) allseitig umschließt. Die Reihenfolge der Ausscheidung und Verfestigung ist demnach: Erze, Apatit, Zirkon — große Kristalle (Glimmer, Quarz, Feldspat) — 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 Kristalle bereits ausgeschieden haben, als die glutflüssige Masse im Eruptionskanal (*P* in Fig. 130) emporstieg, während die Grundmasse erst im weiteren Verlauf und am Ende der Eruption fest wurde.

3. Basalt (Feldspatglasbasalt), jungvulkanisches Gestein, aus der sächsischen Lausitz (Vergrößerung 145 mal). Bestandteile: 1. große Kristalle (Augit *au*, Olivin *o*), 2. kleine Kristalle (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 Kristalle in der Tiefe, die der kleinen Kriställchen oben im Eruptionskanal oder beim Hervorquellen, und die der glasigen Grundmasse am Ende der Eruption.

4. Gneis (Biotitgneis), kristallinischer Schiefer, aus der Gegend von Moritzburg in Sachsen (Vergrößerung 30 mal). Hauptbestandteile: Quarz (*q*), Feldspat (Orthoklas *ok*, Plagioklas *pk*) und Glimmer (*g*); akzessorische Bestandteile: Erze (*e*), Apatit (*a*). Der Gneis gehört zu den ältesten Gesteinen der Erdkruste (kristalline Schiefergesteine — archaische Formation) und zeigt Schichtung, welche namentlich, wie aus der Figur ersichtlich ist, durch die parallele Lagerung der Glimmertäfelchen und Quarzfasern bedingt wird.

5. Grauwacke, Trümmer- oder Sedimentgestein aus der sächsischen Lausitz (Vergrößerung 30 mal). Bestandteile: Größere und kleinere Trümmer von Quarzen (*q*), Feldspäten (Plagioklas *pk*) und Glimmertafeln (*g*) werden durch ein Bindemittel (Zement *C*) zu einem Trümmer- oder Sedimentgestein 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 größeren Körnern wurden durch von ihnen im Wasser abgestoßene Splitter, sowie durch Ton, Eisenoxyd usw. ausgefüllt, welch letztere die Produkte der chemischen Verwitterung älterer Gesteine sind. Gelangte nun noch aus wässrigen Lösungen Kieselsäure oder kohlenaurer Kalk, bzw. kohlenaurer Magnesia zum Absatz, so wurde aus dem ursprünglich losen Sand eine körnige Grauwacke oder ein fester Sandstein.

6. Quarzglimmerfels (Quarzbiotitfels), durch Kontaktmetamorphose umgeändertes, früheres Sedimentgestein aus der Dresdener Heide (Vergrößerung 30 mal). Bestandteile: Quarz (*q*), Feldspat (Plagioklas *pk*), Glimmer (Biotit *p*), 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 Umkristallisation vor sich ging, infolge deren jede Spur von Schichtung verwischt wurde, und die Körner ihre gerundete Form einbüßten. Da sämtliche Bestandteile gleichzeitig Kristallumrisse anzunehmen strebten, hinderten sie sich gegenseitig und wurden so zu annähernd gleich großen Polyedern, deren im Schlicke polygonale Umrisse ähnlich aneinander stoßen, wie die einzelnen Zellen der Bienenwaben (Wabenstruktur).

Organischer Teil.

I. Kohlenwasserstoffe.

Kein Metalloid, ja überhaupt kein Element bildet mit Wasserstoff eine so große Zahl von Verbindungen, wie der Kohlenstoff. Zahlreiche Kohlenwasserstoffe kommen in der Natur fertig gebildet vor (Sumpfgas, Erdgas, Petroleum, fossile Harze, ätherische Öle des Pflanzenreichs). Zahlreiche andere lassen sich durch trockene Destillation organischer Substanzen oder fossiler Kohlen (Holz, Torf, Braunkohle, Steinkohle, Harze, Fett usw.) darstellen.



Fig. 131.

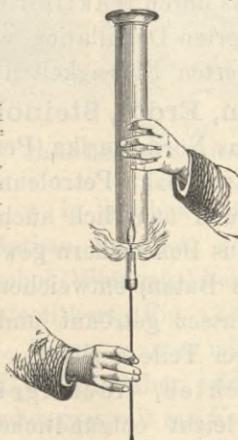


Fig. 132.



Fig. 133.

Auffangen und Verbrennen von Sumpfgas.

Sumpfgas oder **Methan**, CH_4 , bildet sich da, wo organische Substanzen pflanzlichen Ursprunges bei Luftabschluß und bei Gegenwart von Wasser eine langsame Zersetzung erleiden, z. B. in Sümpfen und in Kohlenbergwerken. In Sümpfen kann man es leicht in der in Fig. 131 abgebildeten Weise auffangen. Bisweilen entweicht es in großen Mengen aus Bohrlöchern (Neuengamme bei Hamburg), besonders aber aus Petroleumquellen. [Man kann es darstellen durch Behandeln von Aluminium-

karbid mit Wasser. Das Aluminiumkarbid wird erhalten durch Zusammenschmelzen von Aluminiumoxyd und Kohle im elektrischen Lichtbogen.] Das Methan ist ein farbloses, geruchloses Gas, brennt mit schwach leuchtender, bläulicher Flamme, erstickt aber wie der Wasserstoff, die Flamme brennender Körper (Fig. 132 u. 133). Mit Luft in passendem Verhältnisse gemischt, explodiert es mit schwachem Knalle (schlagende Wetter in Bergwerken).

Höhere Homologe des Sumpfgases. Sumpfgas- oder Methanreihe C_nH_{2n+2} . Man kennt eine Reihe von Kohlenwasserstoffen, welche dem Sumpfgase insofern analog zusammengesetzt sind, als sie sich von diesem in aufsteigender Reihe durch ein Mehr von $x \cdot CH_2$ unterscheiden, so daß für alle die Formel C_nH_{2n+2} aufgestellt werden kann. Reihen dieser Art, welche in der organischen Chemie häufig vorkommen, heißen homologe Reihen.

CH_4	Methan	C_4H_{10}	Butan	C_7H_{16}	Heptan
C_2H_6	Äthan	C_5H_{12}	Pentan	C_8H_{18}	Oktan
C_3H_8	Propan	C_6H_{14}	Hexan	C_9H_{20}	Nonan usw.

Die ersten Glieder bis zum Butan sind gasförmig, die folgenden flüssig und noch höhere Glieder, die hier nicht mit aufgezählt sind, fest.

Die meisten derselben finden sich in dem amerikanischen Petroleum und können daraus durch fraktionierte Destillation dargestellt werden. Bei der fraktionierten Destillation werden die bei verschiedenen Temperaturen überdestillierten Flüssigkeiten getrennt voneinander aufgefangen.

Petroleum, Erdöl, Steinöl oder Bergöl. Das meiste Petroleum kommt zu uns aus Nordamerika (Pennsylvanien usw.). Europa hat Erdölquellen im Kaukasus (Baku-Petroleum), in der Krim, in Galizien, Dalmatien, Kroatien, Elsaß und neuerlich auch in der Lüneburger Heide. Das rohe Petroleum wird aus Bohrlöchern gewonnen, aus denen in der Regel zuerst Gase (Methan bis Butan) entweichen. Es wird von dem gleichzeitig mit ausgepumpten Wasser getrennt und dann durch Destillation der Hauptsache nach in drei Teile zerlegt:

1. Die leichten, flüchtigen Kohlenwasserstoffe (Pentan bis Heptan) liefern leicht entzündliche Flüssigkeiten: (Petroleumäther, Benzin, Ligroin, Naphtha, Gasolin usw.), die sämtlich technische Verwendung finden. So wird der Benzin zum Antrieb von Motoren und zum Entfernen von Fettflecken aus Kleidungsstücken, zur chemischen Reinigung, verwendet.

2. Das eigentliche Brennöl, welches aus den höher siedenden flüssigen Kohlenwasserstoffen vom Oktan an aufwärts besteht und vorzugsweise Petroleum genannt wird. Es muß durchaus frei von den unter 1. genannten Kohlenwasserstoffen sein und wird deshalb einer amtlichen Prüfung unterworfen, welche den Entflammungspunkt, d. h. denjenigen

Temperaturgrad bestimmt, bei welchem es entzündliche Dämpfe entwickelt. Dieser darf nach reichsgesetzlichen Bestimmungen nicht unter 21° liegen.

3. Die höher siedenden Anteile, aus denen man Paraffinöl, Schmieröle und halb feste Kohlenwasserstoffe (namentlich Vaseline) gewinnt.

Die verschiedenen Petroleumsorten weichen in ihrer Zusammensetzung voneinander ab. Sie enthalten außer den Kohlenwasserstoffen der Methanreihe noch solche der Athylenreihe (s. u.) und der aromatischen Reihe (s. u.), welche hier übergangen werden können.

Paraffin, ein Gemenge der höchsten Kohlenwasserstoffe der Methanreihe ($C_{20}H_{42}$ bis $C_{30}H_{62}$), wird aus den letzten Destillationsprodukten des Braunkohlen- und Torfteers gewonnen. Farblose, klingende, wachsähnliche Masse, schmilzt zwischen 40 und 70° . Als Erdwachs kommt es in der Natur, z. B. in Galizien, vor. Mit Stearin zusammengesmolzen wird es zur Fabrikation von Kerzen benutzt.

Ölbildendes Gas oder **Äthylen**, C_2H_4 ; $H_2C=CH_2$. Entsteht fast immer, wenn organische Substanzen, namentlich solche pflanzlichen Ursprunges, bei höherer Temperatur durch trockene Destillation der Zersetzung

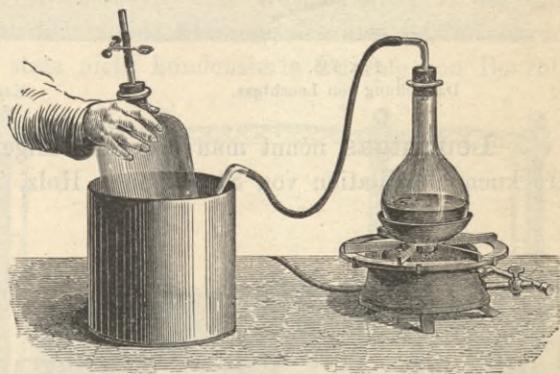


Fig. 134.
Darstellung von ölbildendem Gase.

unterworfen werden, doch ist es in solchen Fällen mit anderen Gasen, unter denen sich immer Methan befindet, vermengt. In fast reinem Zustande läßt es sich aus Alkohol (Weingeist) herstellen, wenn man ihn mit Schwefelsäure mischt und destilliert (Fig. 134) [T. § 270]. Es brennt mit stark leuchtender Flamme. Bringt man es mit Chlor zusammen, so bildet es eine ölige Flüssigkeit $C_2H_4Cl_2$, daher sein Name.

Azetylen, C_2H_2 ; $HC\equiv CH$ wird dargestellt aus Kalziumkarbid durch Behandeln mit Wasser: $CaC_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + C_2H_2\uparrow$. Kalziumkarbid läßt sich aus Kalziumspänen und Kohle durch Erhitzen synthetisch erhalten [T. § 271], technisch wird es aus Kalziumoxyd und Kohle dargestellt, die im elektrischen Lichtbogen zusammengesmolzen werden: $CaO + 3C = CaC_2 + CO$. Wird das Azetylen in besonders konstruierten Brennern verbrannt, so leuchtet es sehr hell, ohne zu rußen; daher wird es in Kraftwagen- und Fahrradlaternen und auch in kleinen Ortschaften oder Einzelgehöften zur Beleuchtung verwandt. Es explodiert mit Sauerstoff oder Luft gemischt sehr heftig.

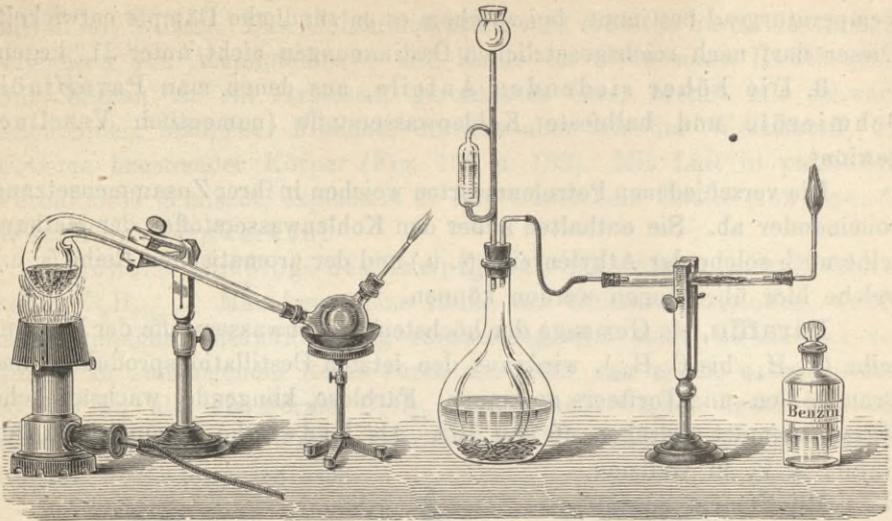


Fig. 135.
Darstellung von Leuchtgas.

Fig. 136.
Karburierung von Wasserstoff.

Leuchtgas nennt man die gasförmigen Produkte, welche bei der trocknen Destillation von Steinkohlen, Holz, Torf, Öl usw. entstehen.

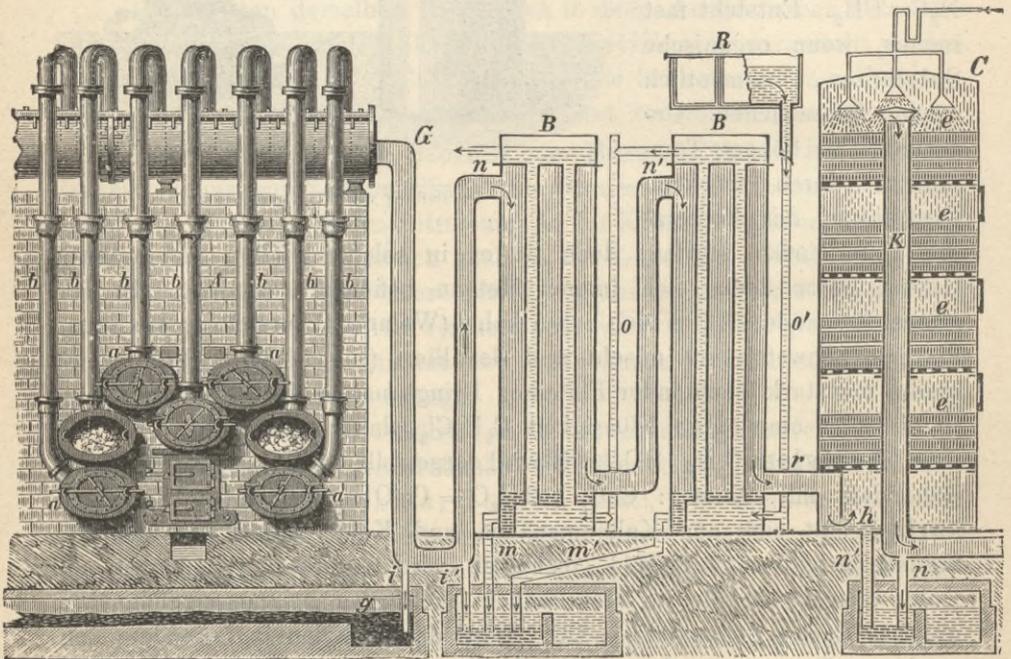


Fig. 137. Schematische Darstellung einer Gasfabrik.

Destilliert man aus einer mit Vorlage versehenen Retorte (Fig. 135) Holz- oder Steinkohlen, so bilden sich dicke, braune Dämpfe, die sich in

der Vorlage teils zu einer wässerigen, teils zu einer teerigen Flüssigkeit kondensieren und teils als Gas, das sich entzünden läßt, entweichen [T. § 274].

Das Gas hat, je nach dem Materiale, aus dem es erzeugt wird, eine verschiedenartige Zusammensetzung. Das aus Steinkohlen gewonnene enthält hauptsächlich Wasserstoff und Sumpfgas, daneben Kohlenoxyd, Äthylen, Azetylen, sowie nicht kondensierte Dämpfe von Kohlenwasserstoffen der Benzol- und Naphthalinreihe, ferner Schwefelwasserstoff, Schwefelkohlenstoff, Kohlendioxyd und Ammoniak. Mit Ausnahme der beiden letzten sind alle diese Bestandteile brennbar. Wenn das Gas aber zur Beleuchtung benutzt werden soll, so müssen auch Schwefelwasserstoff und Schwefelkohlenstoff daraus entfernt werden, weil diese bei der Verbrennung gesundheitsschädliches Schwefeldioxyd geben. Von den übrigen Gasen (Äthylen, Sumpfgas, Kohlenoxyd und Wasserstoff) gibt nur das erstere beim Verbrennen eine leuchtende Flamme, die drei letzten wären also überflüssig. Allein da stets nicht kondensierte Dämpfe von Benzol,

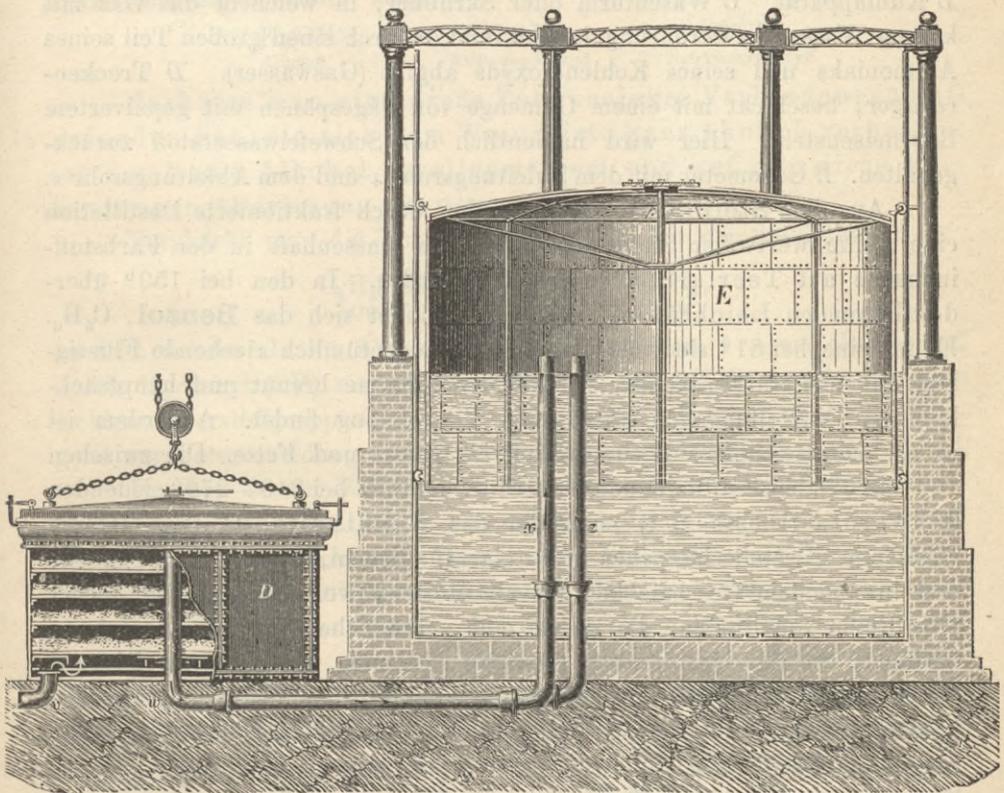


Fig. 138. Schematische Darstellung einer Gasfabrik.

Naphthalin usw. beigemischt sind, so gewinnen auch diese Gase dadurch das Vermögen, mit leuchtender Flamme zu brennen. Leitet man Wasser-

stoff, der an sich nicht leuchtend brennt, durch eine Röhre, welche etwas mit Benzol befeuchtetes Fließpapier enthält, so brennt er, nachdem er die Röhre passiert hat, mit stark leuchtender Flamme (Fig. 136). Deshalb ist der Gehalt des Leuchtgases an Benzol- und Naphthalindämpfen von Nutzen, ja man hat sogar Lampen konstruiert, bei denen das Leuchtgas zuvor Gefäße mit Benzol oder Naphthalin passiert, um dadurch die Leuchtkraft des Gases zu erhöhen (Karburierung des Leuchtgases). Wird das Leuchtgas in geeigneten Brennern (Bunsenbrenner) vor der Entzündung mit Luft gemischt, so verbrennt es mit nicht leuchtender heißer Flamme. Beim Gasglühlicht dient die nicht leuchtende Flamme zum Erhitzen von Oxyden seltener Erdmetalle, die auf dem Aschenskelett eines Tüllgewebes ausgebreitet sind.

Fabrikation von Leuchtgas aus Steinkohlen. — Die Figg. 137 und 138 zeigen eine schematische Darstellung einer Gasfabrik. *A* Retortenofen, *a* Gasretorten, *b* Ableitungsröhren für das Gas. *G* die Vorlage, in der sich der Teer sammelt und durch ein Rohr in die Grube *g* fließt. *B* Kühlapparat. *C* Waschturm oder Skrubber, in welchem das Gas mit kaltem Wasser in Berührung kommt und dadurch einen großen Teil seines Ammoniaks und seines Kohlendioxyds abgibt (Gaswasser). *D* Trockenreiniger, beschickt mit einem Gemenge von Sägespänen mit gepulvertem Raseneisenstein. Hier wird namentlich der Schwefelwasserstoff zurückgehalten. *E* Gasometer mit dem Zuleitungsrohr *x* und dem Ableitungsrohr *z*.

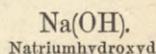
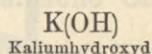
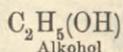
Aus dem **Steinkohlenteer** werden durch fraktionierte Destillation eine Reihe wertvoller Stoffe gewonnen, die massenhaft in der Farbstoffindustrie auf Teerfarben verarbeitet werden. In den bei 150° überdestillierenden Leichtölen (Dichte < 1) findet sich das **Benzol**, C_6H_6 . Es ist eine bei 81° siedende, wasserhelle, eigentümlich riechende Flüssigkeit, die mit stark rußender leuchtender Flamme brennt und hauptsächlich zur Darstellung von Farbstoffen Verwendung findet. Außerdem ist es ein ausgezeichnetes Lösungsmittel für Harze und Fette. Die zwischen 150—210° überdestillierenden Mittelöle und die bei 210—270° siedenden Schweröle (Dichte > 1) enthalten das Naphthalin, $C_{14}H_{10}$, farblose glänzende Kristallschüppchen von eigentümlichem, teerartigem Geruche und brennendem Geschmacke, das als Mottenpulver bekannt ist, ferner eine Reihe von Stoffen, die selbst eine vorzügliche Desinfektionswirkung besitzen, wie das eigentümlich teerartig riechende, kristallisierte Phenol (Karbolsäure), $C_6H_5(OH)$, oder leicht in solche Stoffe übergeführt werden können wie das Lysol, $C_6H_4(OH)CH_3$. Als Rückstand bei der Teerdestillation bleibt das Pech übrig.

Die aufgezählten Verbindungen sind nur einige wenige Repräsentanten der außerordentlich zahlreichen Gruppe von Kohlenwasserstoffen, deren Zahl sich überdies fortwährend durch neue Entdeckungen mehrt. Man unterscheidet sie als Kohlenwasserstoffe der

Fettreihe (wohin die Glieder der Methan-, Äthylen- und Aze-tylenreihe gehören) und die Kohlenwasserstoffe der **Aro-matischen Reihe** (die Glieder der Benzol- und Naphthalinreihe und vieler anderer Reihen).

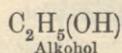
II. Alkohole und Äther.

Der Name Alkohol kommt ursprünglich nur dem Weingeiste zu, jener bekannten, brennbaren Flüssigkeit, welche durch Destillation von Wein gewonnen werden kann. Seine Zusammensetzung entspricht der Formel C_2H_6O . In seinem chemischen Verhalten (namentlich zu Säuren) zeigt er eine gewisse Analogie mit den basischen Hydroxyden der anorga-nischen Chemie, und um diese Analogie auch symbolisch auszudrücken, schreibt man seine Formel $C_2H_5(OH)$, wonach er als eine Hydroxylverbindung der Atomgruppe C_2H_5 erscheint und mit den alkalischen Hydroxyden in Parallele gestellt werden kann.



Nachdem man eine große Zahl analoger Verbindungen auf-gefunden hat, die sich dem Weingeiste ganz ähnlich verhalten, ist der Name Alkohol verallgemeinert und auf alle diese Ver-bindungen übertragen worden.

Vergleicht man die Formel des Alkohols mit der des Äthans:



so tritt er uns als ein Athan entgegen, in welchem 1 Atom Wasserstoff durch Hydroxyl (OH) ersetzt ist. Die mit der OH-Gruppe verbundene Kohlenwasserstoffgruppe C_2H_5 heißt Athyl, und demgemäß wird der Wein-geist zur Unterscheidung von anderen Alkoholen Äthylalkohol genannt.

In eben dieser Weise leiten sich von den meisten Kohlenwasser-stoffen der Fettreihe Alkohole ab, welche dann immer als die Hydroxyl-verbindungen entsprechender Atomgruppen (Radikale) aufzufassen sind.

Methylalkohol oder **Holzgeist**, $CH_3(OH)$, bildet einen Bestandteil des rohen Holzessigs, welcher bei der trocknen Destillation des Holzes gewonnen wird. Er ist eine farblose, eigentümlich riechende, leicht bewegliche Flüssigkeit von der Dichte 0,8 und siedet bei 66° . Er läßt sich in jedem Verhältnis mit Wasser mischen und findet Verwendung in der Farbstoffindustrie und zum Denaturieren des Weingeistes.

Äthylalkohol oder **Weingeist**, $C_2H_5(OH)$, wird auch schlechtweg Alkohol genannt. Er ist eine farblose, leicht bewegliche, angenehm riechende Flüssigkeit von der Dichte 0,79 und siedet bei 78° . In jedem Verhältnisse mit Wasser mischbar. Wird selbst bei -100° noch nicht

fest; brennt mit bläulicher, wenig leuchtender Flamme. Der Äthylalkohol bildet sich bei der Gärung (s. S. 142) zuckerhaltiger Flüssigkeiten und wird daraus durch Destillation gewonnen. Der mit Wasser gemischte Alkohol kann durch fraktionierte Destillation davon zum größten Teile befreit werden (Fig. 139). — Der Alkohol besitzt ein großes Lösungsvermögen für ätherische Öle und Harze und dient deshalb zur Herstellung von Riechessenzen (z. B. Eau de Cologne) und von Lacken (z. B. Dammarlack usw.). — Im verdünnten Zustande genossen, wirkt er berauschend und bildet den wesentlichen Bestandteil der alkoholischen Getränke (Wein, Bier, Branntwein, Liköre usw., s. Genußmittel). Absoluten Alkohol erhält man, wenn man dem gewöhnlichen Alkohol das Wasser entzieht, z. B. durch gebrannten Kalk. Denaturierter Alkohol ist mit 5% Holzgeist und 0,5% Pyridin versetzt (Brennspritus).

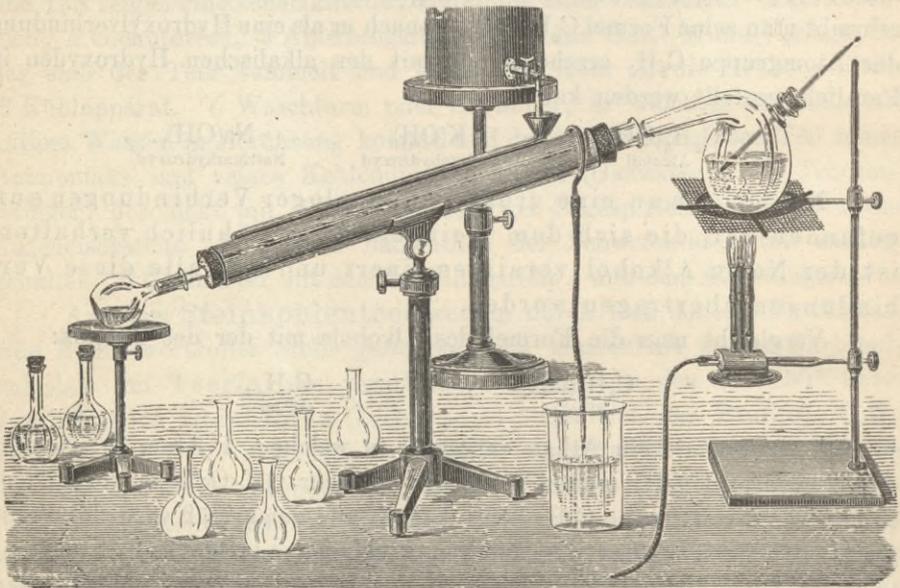


Fig. 139.

Fraktionierte Destillation von wässrigem Alkohol.

Das **Glycerin**, $C_3H_5(OH)_3$, ist eine sirupartige, stark süß schmeckende in Wasser und Alkohol lösliche Flüssigkeit. 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 ein Nebenprodukt gewonnen wird. Seine wässrige Lösung läßt sich stark abkühlen, ohne zu gefrieren, und wird daher zum Füllen von Gasuhren benutzt. Es findet außerdem vielfache Anwendung zur Likörfabrikation, zum Konservieren von Früchten, als Zusatz zu Wein und Bier; in der Medizin als Heilmittel gegen Hautkrankheiten, als Zusatz zu Seifen, Pomaden und Salben usw.

Der **Äthyläther**, $C_2H_5 \cdot O \cdot C_2H_5$, kann aufgefaßt werden als Äthylalkohol, in dem ein Wasserstoffatom durch die Äthylgruppe C_2H_5 ersetzt ist. Er ist eine angenehm und erfrischend riechende, leichtbewegliche bei 35° siedende Flüssigkeit.

Er verdampft schon bei gewöhnlicher Temperatur, wobei bedeutende Abkühlung eintritt. Sein leicht entzündlicher Dampf bildet mit Luft oder Sauerstoff explosive Gemenge, weshalb man mit Äther nie in der Nähe einer Flamme arbeiten darf. Er löst sich nicht in Wasser, wohl aber in Alkohol, ist selbst aber ein ausgezeichnetes Lösungsmittel für organische und anorganische Stoffe wie Harze, Fette, ätherische Öle, Schwefel. Im großen wird der Äthyläther durch Destillation eines Gemisches von konzentrierter Schwefelsäure und Alkohol unter beständigem Nachfließen des letzteren gewonnen (daher wird der Äthyläther fälschlich auch Schwefeläther genannt).

III. Organische Säuren.

Wenn man in ein Gemenge von Methylalkohol oder Äthylalkohol und Luft einen glühenden Platindraht hält, so glüht dieser weiter und es bilden sich Dämpfe, die Lackmuspapier rot färben. Die Dämpfe bestehen aus Ameisensäure beim Methylalkohol, aus Essigsäure beim Äthylalkohol. Diese Alkohole gehen unter Mitwirkung des Platins als Katalysator und unter Aufnahme von Sauerstoff in Säuren über, deren höhere Homologen in den Fetten vorkommen, weshalb die ganze Reihe als „Fettsäurereihe“ bezeichnet wird. Die wichtigsten dieser Säuren seien hier zusammengestellt:

Namen der Säuren	Formel	Namen der zugehörigen Alkohole	Formel
Ameisensäure	H(COOH)	Methylalkohol	$CH_3(OH)$
Essigsäure	$CH_3(COOH)$	Äthylalkohol	$C_2H_5(OH)$
Propionsäure	$C_2H_5(COOH)$	Propylalkohol	$C_3H_7(OH)$
Buttersäure (in der Butter)	$C_3H_7(COOH)$	Butylalkohol	$C_4H_9(OH)$
Valeriansäure usw.	$C_4H_9(COOH)$	Amylalkohol usw.	$C_5H_{11}(OH)$
Palmitinsäure, fest	$C_{15}H_{31}(COOH)$	—	—
Stearinsäure, fest	$C_{17}H_{35}(COOH)$	—	—

Die **Ameisensäure**, $H(COOH)$, eine farblose, an der Luft schwach rauchende Flüssigkeit von stark saurem Geschmack findet sich im freien Zustande in der roten Waldameise, in der Prozessionsraupe und in den Stacheln der Brennesseln. Auf die Haut gebracht wirkt sie ätzend und veranlaßt schmerzhaft eiternde Wunden.

Die **Essigsäure**, $\text{CH}_3(\text{COOH})$, ist eine farblose, stark sauer riechende Flüssigkeit, die in verdünntem Zustande (4% ig) angenehm sauer schmeckt (Essig). Sie findet sich im freien Zustande in einigen Pflanzensäften und im gebundenen Zustande unter anderem im Schweiß. Im großen wird sie durch Oxydation alkoholhaltiger Flüssigkeiten (Branntwein, Wein, Bier) dargestellt (s. Gärung) und dient im verdünnten Zustande als Essig zur Zubereitung und zum Aufbewahren von Nahrungsmitteln.

Palmitinsäure, $\text{C}_{15}\text{H}_{31}(\text{COOH})$ und **Stearinsäure**, $\text{C}_{17}\text{H}_{35}(\text{COOH})$, sind als Bestandteile der Fette im Pflanzen- und Tierreiche sehr verbreitet.

Die **Ölsäure**, $\text{C}_{17}\text{H}_{33}(\text{COOH})$, einer anderen Säurereihe angehörig, bildet neben Palmitin- und Stearinsäure einen Hauptbestandteil der meisten, namentlich der halbfesten und flüssigen Fette oder Öle.

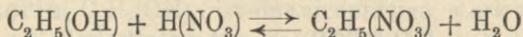
Eine ganze Anzahl anderer Säuren findet sich in freiem oder gebundenem Zustande im Pflanzenreiche.

So findet sich das saure Kaliumsalz der Oxalsäure oder Kleesäure ($\text{COOH}-\text{COOH}$) im Sauerklee. Konzentrierte Schwefelsäure zersetzt die Oxalsäure, wobei CO_2 und CO entstehen. Die Weinsäure, $\text{COOH}-\text{CHOH}-\text{CHOH}-\text{COOH}$, findet sich im Traubensaft, die Zitronensäure, $\text{C}_3\text{H}_4(\text{OH})(\text{COOH})_3 + \text{H}_2\text{O}$, im Saft der Zitronen.

IV. Fette.

Die Fette zersetzen sich nach längerem Aufbewahren an der Luft durch Wasseraufnahme unter Abscheidung von Glycerin und freien Fettsäuren. Gehören letztere zu den flüchtigen, z. B. Buttersäure, so nehmen die betreffenden Fette einen üblen Geruch und kratzigen Geschmack (ranzige Butter) an. Durch starkes Erhitzen (Braten) lassen sich die flüchtigen Fettsäuren vertreiben, und das Fett wird wieder genießbar.

Man rechnet die Fette daher zu den Estern, das sind Verbindungen von Alkoholradikalen und Säureresten, die den Salzen der anorganischen Chemie entsprechen. So entsteht beispielsweise durch Einwirkung von Salpetersäure auf Äthylalkohol nach der Gleichung:

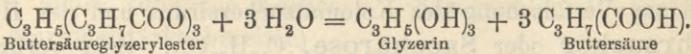


Salpetersäureäthylester. Der angenehm riechende Essigsäureäthylester (Essigäther) entsteht aus Essigsäure und Alkohol nach der Gleichung:



Damit das Wasser den Essigsäureäthylester nicht wieder im umgekehrten Sinne der Gleichung in Essigsäure und Alkohol aufspaltet, setzt man bei der Bildung konzentrierte Schwefelsäure zu, die das Wasser bindet.

Die Fette sind nun der größten Mehrzahl nach neutrale Ester des Glycerins mit Fettsäuren (Triglyzeride), namentlich mit Palmitinsäure, Stearinsäure und Ölsäure, welche in fast allen Fetten vorkommen, außerdem noch mit andern in geringer Menge in einzelnen Fetten sich finden: z. B. Butter-, Kapron-, Kapryl-, Kaprinsäure in der Butter. Das Ranzigwerden der Butter erfolgt unter dem Einfluß von Bakterien und besteht darin, daß der Buttersäureglyzerylester durch Wasseraufnahme in Glycerin und Buttersäure gespalten wird:



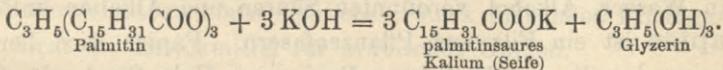
Die neutralen Fette sind leichter als Wasser, meistens löslich in Äther, Schwefelkohlenstoff, Benzin und heißem Alkohol, unlöslich in Wasser; doch lassen sie sich mit letzterem unter Zusatz schleimiger Substanzen (z. B. arabischem Gummi) zu einer milchigen Flüssigkeit (Emulsion) zusammenreiben oder schütteln (emulgieren), wobei sie sich in feinste Tröpfchen zerteilen, die dann in der schleimigen Flüssigkeit schweben bleiben.

Die Fette sind sehr verbreitet im Pflanzen- und Tierreiche. Man unterscheidet:

1. Feste und halbfeste Fette: Rindstalg, Schweineschmalz, Kuhbutter, Palmöl, Kokosöl, Wachs und Walrat.
2. Nicht trocknende Öle: Olivenöl oder Baumöl, Rüböl, Tran.
3. Trocknende Öle: Leinöl, Hanföl, Nußöl, Mohnöl, Mandelöl.

Die Fette dienen als Nahrungsmittel, Beleuchtungsmaterial, Schmiermittel, sowie zur Fabrikation von Seifen, Kerzen, Pflastern und Firnissen.

Seifen sind Verbindungen von Fettsäuren mit alkalischen Basen (Kali oder Natron), welche man durch Kochen der betreffenden Fette mit Kalium- oder Natriumhydroxyd erhält.



Die Natronseifen sind hart (Kernseifen), die Kaliseifen weich (Schmierseifen). Ihre Benutzung als Reinigungsmittel beruht darauf, daß sie sich mit Wasser zersetzen, wobei ein Teil des Alkalis frei wird, welches dann schwach ätzend wirkt.

V. Kohlehydrate.

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 dem Verhältnisse enthalten sind, in welchem sie Wasser bilden. Daher der Name. Die wichtigsten sind:

Traubenzucker oder **Glukose**, $C_6H_{12}O_6 + H_2O$. Sehr verbreitet im Pflanzenreiche, besonders in den süßen Früchten. Feste, kristallinische, in Wasser und Alkohol lösliche Masse von süßlichem Geschmacke. Läßt sich auch leicht auf künstlichem Wege durch Erhitzen von Stärkemehl mit verdünnter Schwefelsäure darstellen (Stärkezucker, Kartoffelzucker). Letzterer bildet einen Sirup von honiggelber Farbe oder, ganz eingedampft, kompakte, süßlich schmeckende Massen (Blockzucker) und findet Benutzung bei der Weinfabrikation, als Zusatz zur Bierwürze (Ersatz für Malz) und zur Verfälschung des Kolonialzuckersirups und des Honigs.

Rohrzucker oder **Saccharose**, $C_{12}H_{22}O_{11}$. Sehr verbreitet im Pflanzenreiche, besonders im Saft des Zuckerrohrs und der Zuckerrübe, sowie in den meisten süßen Früchten. Wird in Europa, besonders in Deutschland, fast nur aus der Zuckerrübe (Rübenzucker) dargestellt und bildet weiße, derbe, körnigkristallinische Massen (Hutzucker) oder größere, durchsichtige Kristalle (Kandiszucker) von stark süßem Geschmacke. Sehr leicht löslich in Wasser.

Milchzucker, $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O$ ist in der Milch enthalten, der er den süßlichen Geschmack verleiht, und wird bei der Käsebereitung im großen als Nebenprodukt gewonnen. Schmeckt schwach süßlich und geht leicht in Milchsäure über (Sauerwerden der Milch).

Malzzucker oder Maltose, ebenfalls $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O$, entsteht neben Dextrin (s. u.) durch Einwirkung von Diastase (eines in der keimenden Gerste enthaltenen Fermentes, s. S. 141) auf Stärke bei 60° . Maltose ist der Zucker der Gärungsgewerbe (Spiritus- und Bierfabrikation).

Zellulose, **Zellstoff** oder **Holzfasern**, $C_6H_{10}O_5$. Ein organisiertes Kohlehydrat, aus welchem der Hauptsache nach die Membranen der Pflanzenzellen bestehen. Die Baumwollfaser ist ziemlich reine Zellulose. Sie ist in Wasser, Alkohol, verdünnten Säuren und Alkalien unlöslich.

Papier ist ein Filz aus Pflanzenfasern. Papier wird hergestellt aus Lumpen oder altem, gebrauchtem Papier, aus Holz, Stroh oder Gräsern (Espartogras) oder auch aus reiner Zellulose, welche durch die Behandlung von Fichten- oder Tannenholz mit verdünnter Kalilauge erhalten wird und feine Papiere liefert.

Stärke, **Stärkemehl**, $(C_6H_{10}O_5)_x$, ist ebenfalls ein organisiertes Kohlehydrat. Sie bildet im reinen Zustande ein zartes, weißes, geschmack- und geruchloses Pulver. In kaltem Wasser, Alkohol und Äther unlöslich, schwillt sie in heißem Wasser zu einer kleisterartigen, durchscheinenden Masse auf (Buchbinderkleister). Unter dem Mikroskop erscheint die Stärke in Form rundlicher, aus konzentrischen Schichten bestehender Körperchen von verschiedener Größe, je nach der Abstammung (Fig. 140 u. 141). Sie ist im Pflanzenreiche sehr verbreitet, namentlich in den Samen der Getreidearten (Mehl) und in den Kartoffeln. Fabrikmäßig wird sie besonders aus Kartoffeln, Weizen und Reis gewonnen. Die Stärke bildet nicht nur

als Bestandteil des Mehles und der Kartoffeln ein wichtiges Nahrungsmittel, sondern sie findet auch in der Technik eine vielfache Verwendung zur Herstellung von Stärkezucker und Dextrin (s. u.), zum Appretieren der Leinen- und Baumwollwaren, zum Steifen der Wäsche, zur Bereitung des Buchbinderkleisters. Sie bildet in der Gerste das Rohmaterial für die Bierbereitung und in der Kartoffel dasjenige zur Darstellung von Alkohol (Kartoffelbranntwein).

Sago ist ein Präparat aus dem Stärkemehle verschiedener Palmenarten und bildet rundliche Körnchen. (Sogenannter deutscher Sago wird aus Kartoffelstärke bereitet.)

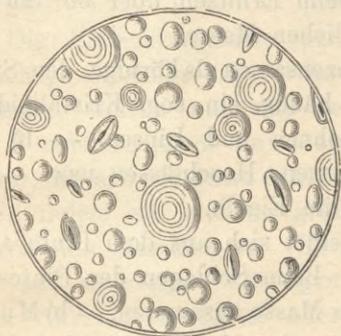


Fig. 140.
Weizenstärke.



Fig. 141.
Kartoffelstärke.

Dextrin oder **Stärkegummi**, $C_6H_{10}O_5$. Umwandlungsprodukt der Stärke (durch gelindes Erwärmen oder durch Einwirkung von Säuren usw.). Im unreinen Zustande wird es durch Erhitzen der Stärke auf $180-200^\circ$ (Röstgummi) gewonnen, leichter und bei niedrigerer Temperatur nach vorgängiger Befeuchtung der Stärke mit verdünnter Salpetersäure. Dextrin ist in Wasser leicht zu einer dicklichen, stark klebenden Flüssigkeit löslich und dient als Ersatzmittel für arabisches Gummi.

VI. Eiweißkörper und Proteinsubstanzen.

Mit diesen Namen bezeichnet man eine im Pflanzen- und Tierkörper sehr verbreitete Klasse stickstoffhaltiger organischer Verbindungen, welche für die Natur und das Leben der Organismen jedenfalls von höchster Bedeutung sind. Sie bestehen aus C, H, O und N, und die meisten enthalten außerdem noch geringe Mengen von S und P (letztere als Phosphorsäure). Ihre Verbreitung in den beiden organischen Reichen ist aber eine verschiedene; die Pflanze besteht nur zum kleinern Teile aus Eiweißkörpern, welche sich hier besonders in den Samen finden. Der Leib des Tieres aber ist zum größern Teile aus Eiweißkörpern zusammengesetzt.

Die Eiweißkörper kommen in einer löslichen und in einer unlöslichen Modifikation vor, und je nach der Art, wie jene in diese übergeht (koaguliert), unterscheidet man vier Hauptarten: 1. Eiweiß oder Albumin, in Wasser löslich, koaguliert durch Erhitzen; 2. Globulin, in Wasser unlöslich, in verdünnter Kochsalzlösung löslich, darin beim Erhitzen koagulierend; 3. Fibrin oder Faserstoff (scheidet sich freiwillig aus der Lösung ab); 4. Kasein oder Käsestoff (koaguliert durch Versetzen mit Säuren).

1. **Albumine.** a) Eiereiweiß oder Hühnereiweiß in den Eiern. — b) Bluteiweiß im Blute. — c) Pflanzeneiweiß in den Säften der Pflanzen verteilt. Gerinnt beim Erhitzen über 60° zu einer weichen, gallertartigen, in Wasser unlöslichen Masse.

2. **Globuline**, namentlich in Pflanzensamen als körnige, dem Stärkemehl ähnliche Gebilde abgelagert, die häufig ein sog. Kristalloid einschließen: a) Legumin in Erbsen, Bohnen und Linsen. — b) Conglutin in Lupinen, Mandeln, Pfirsichkernen, Haselnüssen usw. — Eine Globulinsubstanz ist auch das Vitellin im Eigelb.

3. **Fibrine.** a) Blutfibrin, scheidet sich aus dem Blute ab, sobald dieses aus der Ader gelassen ist. Beim Schlagen des Blutes ballt es sich zu einer weißen, zähen, elastischen Masse zusammen. — b) Muskelfibrin oder Myosin. Die Haupts substanz der Muskeln; in den frischen Muskelfasern in halbflüssigem Zustande; erstarrt nach dem Tode (Totenstarre). — c) Pflanzenfibrin, ein Bestandteil des Klebers (Gluten), welcher aus dem Mehle verschiedener Getreidesamen, besonders des Weizens, durch Kneten mit Wasser gewonnen werden kann.

4. **Kasein**, der Käsestoff, findet sich besonders in der Milch gelöst und kann daraus durch Zusatz von Säuren oder durch die Schleimhaut des Kälbermagens (Lab) in koaguliertem Zustande abgeschieden werden (Quark).

Außer diesen Eiweißkörpern sind noch zu nennen: das Mucin, ein Bestandteil des tierischen Schleims; das Keratin oder die Hornsubstanz der Hörner, Klauen, Nägel, Federn und der Epidermis; das Chitin (Hartteile der Gliedertiere).

Hierher gehören ferner die sogenannten

Leims substanzen oder **Albuminoide**, welche durch Kochen von Knochen und Knorpeln aus der organischen Substanz der letzteren entstehen: Knochenleim, Glutin oder Gelatine aus der Knochensubstanz. Knorpelleim oder Chondrin aus der Knorpelsubstanz.

VII. Die organischen Wesen oder Organismen.

Der Körper der Pflanzen und Tiere besteht aus einer großen Zahl chemischer Verbindungen, welche zum überwiegend größten Teile der

organischen Chemie angehören und nur zum kleinern Teile anorganischer Natur sind.

Letztere bestehen hauptsächlich aus Chloriden, Phosphaten, Sulfaten und Karbonaten des Kaliums, Natriums, Kalziums und Magnesiums, welche teils in den Säften gelöst, teils in festem Zustande in den Organen abgelagert sind; außerdem enthalten die Organismen stets geringe Mengen Eisen und Kieselsäure, welche letztere indes bei einigen Pflanzenfamilien, z. B. bei den Gramineen, als Stützsubstanz einen erheblichen Bruchteil der mineralischen Substanzen ausmacht. Diese anorganischen Substanzen bleiben nach der vollständigen Verbrennung der organischen Wesen als Asche zurück.

Die Elementargebilde der organischen Wesen sind die Zellen: rundliche, eiförmige oder durch Druck polyedrische Bläschen oder Schläuche, welche nur mit dem Mikroskop erkannt werden können. Ihre Wände bestehen bei den Pflanzen aus Zellulose, bei den Tieren, wo sie oft ganz fehlen, aus Proteinsubstanzen. Die Zellen bilden, indem sie sich in größerer Zahl vereinigen, die Organe des Pflanzen- und Tierkörpers. Ihr Inhalt besteht bei den weichern Körperteilen aus wässerigen Lösungen verschiedener organischer und anorganischer Substanzen (Säfte) oder aus halbfüssigem Materiale; bei den harten Körperteilen (Holz, Knochen usw.) aus abgelagerten festen Substanzen, wodurch die betreffenden Organe ihre Festigkeit und Widerstandsfähigkeit erlangen.

Das Leben der Organismen besteht in einem fortdauernden Austausch und einer unausgesetzten chemischen Veränderung des Zellinhaltes, wobei das Wasser als Lösungsmittel die vermittelnde Rolle spielt. Dieser Austausch erfolgt durch die Zellwände hindurch (Endosmose). Die dadurch bedingten chemischen Vorgänge sind in den einzelnen Organen sehr verschieden, folgen aber während des ganzen Lebens der Organismen bestimmten Gesetzen. Die Auffindung dieser Gesetze ist die Aufgabe der Physiologie.

1. Die Pflanze.

Allgemeine Pflanzenbestandteile, welche in allen Pflanzen vorkommen: 1. Kohlehydrate, a) Zellulose, die Substanz der Zellwände, b) Stärkemehl, in den Zellen abgelagert; c) Zucker, im Zellsafte gelöst. — 2. Fette, je nach den Pflanzenspezies verschiedener Art, teils in geringer Menge in allen Organen verbreitet, teils in besonderen Organen in reichlicher Menge angesammelt. — 3. Proteinsubstanzen, namentlich Eiweiß in löslichem Zustande in den einzelnen Organen verteilt. — In allen grünen Pflanzen kommt noch das Chlorophyll oder Blattgrün, der grüne Farbstoff der Blätter hinzu.

Besondere Pflanzenbestandteile, welche nur einzelnen Pflanzen oder Pflanzenfamilien eigen sind: 1. Organische Säuren (frei oder an Basen gebunden), 2. Alkaloide, stickstoffhaltige organische Verbindungen, die wie die Alkalien der anorganischen Chemie, mit Säuren wohlcharakterisierte Salze bilden und für die Medizin von großer Bedeutung sind. Die meisten sind starke Gifte, z. B. Nikotin im Tabak, Strychnin in den Krähenaugen, Kaffein in den Kaffeebohnen. 3. Ätherische Öle, flüchtige aromatisch riechende, leicht verdunstende ölige Flüssigkeiten, welche meist Kohlenwasserstoffe von der Formel $C_{10}H_{16}$ (Terpene) enthalten. Terpentingöl, Pfefferminzöl, Rosenöl usw. 4. Kampfer, ebenfalls flüchtige aber feste Körper von ähnlicher Zusammensetzung wie die ätherischen Öle. 5. Harze, die in ihrer Zusammensetzung auch den Terpenen nahe stehen (C, H, O enthaltend) und mit den ätherischen Ölen zusammen als klebrige Ausschwitzungen mancher Pflanzen vorkommen. Terpentin, Schellack, Bernstein, Asphalt, Kautschuk, Guttapercha. 6. Gerbstoffe (Gerbsäure $C_{14}H_{10}O_9$) von herbem zusammenziehendem Geschmack, die tierische Häute in Leder umwandeln, d. h. sie geschmeidig, für Wasser undurchlässig und gegen Fäulnis widerstandsfähig machen. (Eichenrinde, Quebrachoholz.) 7. Farbstoffe oder Pigmente ihrer chemischen Natur nach sehr verschieden ausgezeichnet durch ihre hervortretende Färbung und z. T. durch Färbevermögen. (Blauholz, Rotholz, Indigo, Alizarin.)

Ernährung und Wachstum der Pflanze. Die Pflanze zieht ihre Nahrung zum Teil aus dem Boden durch die Wurzeln, zum Teil aus der Luft durch die Spaltöffnungen der Blätter. Die höheren Gewächse leben nur von anorganischem Materiale, und zwar nur von oxydierten Substanzen: Kohlendioxyd, Sauerstoff, Wasser und Salzen.

【Bringt man grüne Wasserpflanzen in Wasser, das reichlich Kohlendioxyd enthält, und setzt sie dem direkten Sonnenlicht aus, so findet eine fortgesetzte Ausscheidung von Sauerstoff statt (Fig. 142).】 **Unter dem Einfluß des Lichtes und des Chlorophylls oder Blattgrüns nehmen die grünen Pflanzen durch die Spaltöffnungen Kohlendioxyd auf und geben Sauerstoff ab (Assimilation).** Das Kohlendioxyd wird unter Mitwirkung des Wassers in den Blättern schließlich in Stärke umgewandelt, die ihrerseits wieder das Ausgangsprodukt für die verschiedensten anderen in den Pflanzen enthaltenen Stoffe ist. Die nicht grünen Pflanzen, z. B. die Pilze und Bakterien, assimilieren nicht, sie nehmen die fertig gebildeten Kohlenstoffverbindungen aus lebenden oder abgestorbenen Organismen. — 【Füllt man einen Erlenmeyerkolben (Fig. 143) mit nicht grünen Pflanzenteilen (Blüten von Wucherblumen) oder mit Pilzen, stellt ein Gläschen mit Kalkwasser hinein und verschließt den Kolben, so findet man, daß das Kalkwasser nach einem Tage durch Aufnahme von Kohlendioxyd getrübt worden ist.】 Die nicht grünen Pflanzen und Pflanzenteile, und wie durch Untersuchungen

im Dunkeln festgestellt werden kann, auch die grünen Pflanzen, also **alle Pflanzen nehmen auch Sauerstoff auf und geben Kohlendioxyd ab (Atmung)**. Verhindert man den Sauerstoffzutritt zu den Pflanzen, so gehen sie zugrunde. — Daß die Pflanzen welken und schließlich zugrunde gehen, wenn ihnen das Wasser fehlt, ist eine allbekannte Tatsache. Es dient als Lösungs- und Transportmittel für die Salze und Nährstoffe und zur Festigung der Gewebe, und seine Bestandteile werden zum Aufbau der Zellsubstanz verwendet. — Unter den Salzen stehen obenan die Nitrates, die den ganz unentbehrlichen Stickstoff für die Eiweißstoffe liefern. Außerdem aber gebraucht jede Pflanze zu ihrer Entwicklung notwendig geringe Mengen der Elemente Kalium, Kalzium, Magnesium, Schwefel, Phosphor und Eisen, die sie eben-

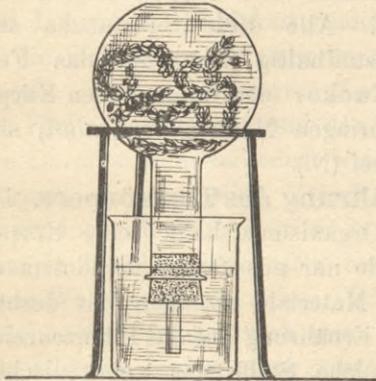


Fig. 142. Assimilation bei Wasserpflanzen.

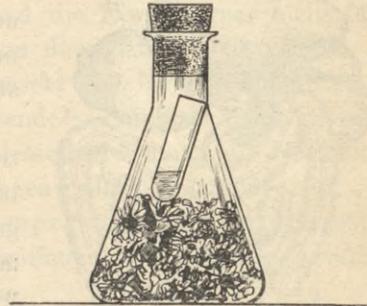


Fig. 143. Atmung der Pflanzen.

falls aus anorganischen Salzen bezieht. Fast alle Pflanzen nehmen außerdem noch Natrium, Chlor und Silizium auf. Nur **Kalium, Stickstoff** und **Phosphor** müssen im allgemeinen dem Boden nach der Ernte wieder zugeführt werden, wenn man nicht Raubbau treiben will, die übrigen Elemente sind fast in jedem Boden reichlich vorhanden.

2. Das Tier.

Der Bau des tierischen Körpers ist bei den verschiedenen Tierklassen sehr verschieden. Hier sollen nur die höheren Tiere, insbesondere der Mensch, in Betracht gezogen werden.

Hauptbestandteile (Organe) des tierischen Körpers sind: Knochen und Knorpel, Bänder, Muskeln und Sehnen, Gefäße (für Blut, Chylus und Lymphe), Nerven, Bindegewebe, äußere Haut, Schleimhäute, Verdauungsorgane und Sinnesorgane. Die chemischen Bestandteile dieser Organe sind teils feste (von Wasser aufgequollte) Substanzen, die sog. Gewebe, teils halbflüssige und gelöste Stoffe. Die letzteren sind der Menge nach überwiegend. Sie durchdringen die Gewebe und bilden

den Inhalt der Zellen oder zirkulieren in besonderen Gefäßen (Blut, Chylus, Lymphe) oder werden von gewissen Organen (Drüsen) abgesondert (sezerniert), um an den Ernährungsvorgängen teilzunehmen (Speichel, Magensaft, Bauchspeichel, Darmsaft, Galle) oder den Körper als Abgangsstoffe zu verlassen (Milch, Harn, Schweiß).

Der menschliche Körper im großen und ganzen besteht aus etwa 72—75% Wasser und 28—25% festen Substanzen. Letztere sind zum überwiegend größten Teile Proteinsubstanzen: Myosin in den Muskeln; fibrinbildende Substanz und Eiweiß in der Blutflüssigkeit; Albuminoide (leimgebende Substanzen) in den Knochen und Knorpeln, im Bindegewebe, in den Sehnen und Bändern und in der äußern Haut; Keratin (Hornsubstanz): in den Haaren und Nägeln und in der Epidermis. Alle diese Substanzen sind also stickstoffhaltig (Nh), nur das Fett und der Zucker (der im gesunden Körper nur in geringen Mengen vorkommt) sind stickstofffrei (Nl).

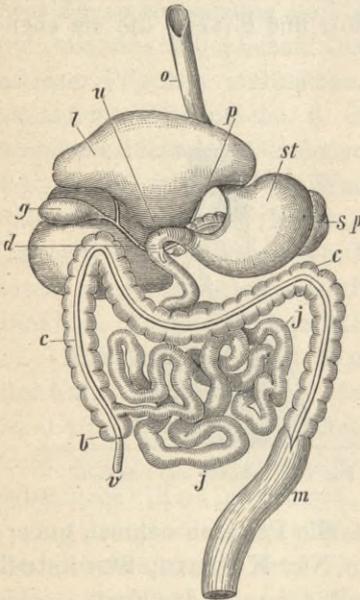


Fig. 144.

Schematische Darstellung der Verdauungsorgane.

Ernährung des Tierkörpers. Der tierische Organismus kann seine Körperbestandteile nur aus fertig gebildetem organischen Materiale erzeugen, ist deshalb mit seiner Ernährung auf das Pflanzenreich, welches solche Stoffe aus anorganischem Materiale aufbaut (s. o.), angewiesen.

Die Pflanzenfresser oder Herbivoren sind so organisiert, daß sie nur von vegetabilischer Nahrung leben; die Fleischfresser oder Carnivoren nehmen nur animalische Nahrung auf, die Allesfresser oder Omnivoren, zu denen auch der

Mensch gehört, verarbeiten gemischte Kost. Die Nahrungsmittel erleiden in den Verdauungsorganen eine derartige chemische Veränderung, daß sie in die Blutgefäße aufgenommen und hier in Blut umgewandelt werden können, aus dem sich dann sämtliche Körperteile bilden.

Die Verdauungsorgane (Fig. 144) sind: Mund, Speiseröhre *o*, Magen *st*, Zwölffingerdarm *d*, Dünndarm *j*, Dickdarm, Grimmdarm *c*, und Mastdarm *m*, welche mit Ausnahme der Speiseröhre sämtlich unterhalb des Zwerchfells im Unterleibe liegen. Dazu gehören ferner die Bauchspeicheldrüse hinter dem Magen, zur Linken, und die Leber *l* mit Gallenblase *g* zur Rechten des Zwölffingerdarmes; von beiden münden Kanäle in den letzteren ein, durch welchen sich während der Verdauung Flüssigkeiten (Bauchspeichel und Galle) in den Darm ergießen.

Verdauung. Die Speisen werden im Munde gekaut und mit Speichel durchmischt. Schon hier beginnt die Verdauung, indem das unlösliche Stärkemehl der Nahrung durch eine eiweißähnliche Substanz, das Ptyalin, zum Teil in löslichen Zucker umgewandelt wird (Ptyalinverdauung). Derartige Substanzen, die ähnlich wie die Katalysatoren chemische Vorgänge herbeiführen, beschleunigen oder auch verlangsamen, ohne selbst dabei verändert zu werden, heißen Fermente.

Im Magen setzt sich die Verdauung fort, nimmt aber einen anderen Charakter an; sobald die nervenreiche Schleimhaut desselben durch die eintretenden Nahrungsmittel gereizt wird, ergießen sich aus den in der Magenwand liegenden Labdrüsen reichliche Mengen von Magensaft. Dieser ist eine sehr verdünnte Lösung von freier Salzsäure und Pepsin, durch deren Einwirkung die Eiweißkörper in Peptone umgewandelt werden und dadurch die Fähigkeit erlangen, durch die Häute des Verdauungskanals in die Gefäße zu diffundieren und auf diesem Wege in das Blut zu gelangen. (Im unveränderten Zustande sind die Eiweißkörper nicht fähig, die Häute des Magens und des Darmes zu durchdringen, sie würden also den Darmkanal unverändert wieder verlassen, und für die Ernährung des Körpers verloren sein.) Durch fortdauernde peristaltische (wurmformige) Bewegungen des Magens wird der Inhalt desselben vielfach mit der Schleimhaut in Berührung gebracht und die Magenverdauung beschleunigt. Auf diese Weise wird ein dünner Brei (Speiseprei oder Chymus) hergestellt, welcher den Magen durch seine Ausgangsöffnung (den Pförtner, *p*) verläßt. Der Chymus besitzt stark saure Reaktion.

Im Zwölffingerdarm wird die Verdauung durch Zufluß des Bauchspeichels und der Galle weiter fortgesetzt, indem jener durch sein Trypsin die Löslichmachung der Eiweißkörper vollendet, auch wohl auf Stärkemehl, welches der Ptyalinverdauung entgangen ist, und auf das Fett der Nahrung einwirkt, indem er letzteres emulgiert, d. h. in äußerst feine Tröpfchen zerteilt, so daß es mit dem wässrigen Brei vollkommen mischbar wird und die feuchten Membranen der Darmhaut ungehindert durchdringen kann (Trypsinverdauung). Diese letzte Wirkung scheint auch die Galle auszuüben, deren Funktion wahrscheinlich eine mannigfaltige, aber eine in ihren Einzelheiten noch nicht mit Sicherheit festgestellte ist. Durch die Beimengung des Bauchspeichels und der Galle nimmt der Chymus eine milchige Beschaffenheit an und heißt nun Milchsaft oder Chylus.

Im Dünndarme mischt sich dem Chylus der alkalische Darmsaft bei, wodurch jener selbst eine alkalische Reaktion annimmt.

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 Wände des Verdauungskanals geschlossen sind, also ein Übergang der gelösten Nahrungsstoffe in den Körper nur dann geschehen kann, wenn diese die häutigen Wände des Kanals durchdringen können.

Dieser Prozeß (Resorption der Nahrungsstoffe) beginnt jedenfalls schon im Magen, wo sicherlich ein großer Teil der Peptone und des Zuckers unmittelbar in die zahlreichen zartwandigen Blutgefäße, welche in der Magenschleimhaut liegen, eintritt. Im Dünndarme vollendet sich dann die Resorption, doch gelangen von hier aus die löslichen Bestandteile des Chylus nicht direkt ins Blut, sondern zuerst in die Chylusgefäße, welche als haarfeine Kanälchen mit eigentümlich geformten Enden in sehr großer Zahl (mehrere Millionen) von außen her in die Darmwand eindringen und den Chylus aufsaugen. Diese feinen Enden der Chylusgefäße vereinigen sich dann zu stärkeren und immer stärkeren, welche den Chylusstrom zuletzt durch den Brustlymphstamm empor bis zur linken Schulter führen und hier in das Adersystem einmünden.

Auf diese Weise mischen sich nach jeder Mahlzeit neue Mengen Nahrungsstoffe dem Blute bei und werden auf ihrem weiteren Wege selbst in Blut umgewandelt.

Das Blut besteht aus einer farblosen Flüssigkeit (dem Plasma), in welcher die Blutkörperchen oder die Blutzellen schwimmen. Das Plasma ist eine wässrige Lösung von Eiweiß, fibrinbildender Substanz und Salzen (Kochsalz, Phosphate), enthält ferner etwas Fett und außerdem verschiedene Zersetzungsprodukte des Körpers. Die Blutkörperchen sind rot oder farblos; jene sind in überwiegender Mehrzahl vorhanden (wahrscheinlich bilden sich aus dem Chylus erst weiße Blutkörperchen, und aus diesen dann die roten).

Der Zentralpunkt für die Blutbewegung ist das Herz, welches aus zwei völlig getrennten Abteilungen (dem rechten und dem linken Herzen) besteht. Jede dieser Abteilungen besteht wiederum aus der kleineren Vorkammer und der größeren Herzkammer, welche durch Klappen miteinander verbunden sind. Durch rhythmische Zusammenziehung des Herzens wird das Blut in die Adern gepreßt und durch den Körper getrieben, um zuletzt wieder zum Herzen zurückzukehren.

Die Adern, welche das Blut vom Herzen wegführen, heißen Arterien, diejenigen, durch welche es zum Herzen zurückkehrt, Venen.

Der große Kreislauf des Blutes beginnt bei der linken Herzkammer, von hier aus tritt es in die große Schlagader oder Aorta, die sich bald verzweigt und in immer feinere Gefäße, zuletzt in haarfeine Röhrchen (Kapillaren oder Haargefäße) teilt, welche mit wenig Ausnahmen (Haare, Nägel, Epidermis usw.) in allen Körperteilen liegen. Auf diese Weise wird das Blut durch den ganzen Körper verteilt. Die Kapillaren vereinigen sich wieder zu kleinen und diese zu größeren und immer

größeren Venen, welche das zurückkehrende (venöse) Blut schließlich in die rechte Vorkammer und aus dieser in die rechte Herzkammer führen. Hiermit ist der große Kreislauf geschlossen, auf welchen unmittelbar

der kleine Kreislauf folgt; derselbe führt aus der rechten Herzkammer durch die zahlreichen Haargefäße der Lunge und von hier aus sogleich wieder zurück durch die linke Vorkammer zur linken Herzkammer, womit der große Kreislauf von neuem beginnt.

Auf seinem Wege durch die Lunge (kleiner Kreislauf) nimmt das Blut durch die dünnen Wandungen derselben Sauerstoff auf und führt diesen dann (großer Kreislauf) in alle Teile des Körpers. Durch die Haargefäße gelangt er in die Gewebe und oxydiert diese zum Teil, wodurch Wärme erzeugt wird (Ursprung der Körperwärme). Zugleich dringt Plasma durch die zarten Wände der Haargefäße und dient zur Bildung neuer Körpersubstanz, welche die durch den Sauerstoff oxydierte ersetzt (Stoffwechsel). Die Oxydationsprodukte (namentlich Kohlendioxyd und Harnstoff) werden durch das venöse Blut zurückgeführt. Sobald dieses zur Lunge kommt, scheidet es einen Teil seines Kohlendioxyds ab, nimmt dafür wieder Sauerstoff auf und wird so von neuem befähigt, den Stoffwechsel zu unterhalten. — Auf der Bahn des großen Kreislaufs strömt fortwährend ein Teil des arteriellen Blutes durch die Nieren, in denen die für die Ernährung untauglichen flüssigen und festen Oxydationsprodukte (namentlich Harnstoff und gewisse Salze) abgeschieden werden, um von hier aus in die Harnblase zu gelangen. Ein anderer Teil des arteriellen Blutes gelangt in die Haargefäße der Haut und sondert hier durch die Schweißdrüsen den Schweiß ab, welcher etwa $\frac{1}{3}$ alles auszuschheidenden Wassers und zugleich einen Teil der Oxydationsprodukte (Harnstoff und Kohlendioxyd) nebst geringen Mengen Natriumchlorid aus dem Körper abführt. Durch Zufuhr frischer Nahrungsbestandteile aus dem Verdauungskanale und Abfuhr der Zersetzungsprodukte (Auswurfstoffe) durch Lunge, Nieren und Haut erhält sich das Körpergleichgewicht.

VIII. Nahrungsmittel.

Man unterscheidet eigentliche Nahrungsmittel und Genußmittel.

1. **Eigentliche Nahrungsmittel.** Die Stoffe, welche der Mensch zur Bereitung seiner Speisen verwendet, sind sehr verschiedener Art, doch lassen sich die in ihnen enthaltenen Substanzen auf wenige chemische Körperklassen zurückführen. Es sind a) die stickstoffhaltigen Nährstoffe, zu denen nur die **Proteinsubstanzen** oder **Eiweißkörper** gehören, und b) die stickstofffreien Nährsubstanzen: **Kohlehydrate** und **Fette**.

Da der menschliche Körper zum größten Teile aus Proteinsubstanzen besteht, von diesen aber fortwährend ein gewisser Teil zerstört (oxydiert) wird, so muß für diesen Verlust, wenn der Körper seine normale Beschaffenheit behalten soll, fortwährend Ersatz an Proteinstoffen geschaffen werden. Wird dieser Ersatz nicht geboten, so kann die Ernährung nur eine unvollkommene sein. Aus diesem Grunde sind diejenigen Nahrungsmittel, welche Proteinsubstanzen enthalten, völlig unentbehrlich. Kohlehydrate und Fette hingegen sind nicht so wichtig für die Ernährung wie die Eiweißstoffe, denn der Körper könnte mit Eiweißstoffen allein auskommen, niemals aber mit Fetten oder Kohlehydraten allein, noch mit diesen beiden (ohne Eiweiß) zusammen. Fette und Kohlehydrate, die jedoch für eine zweckmäßige Ernährung durchaus wünschenswert sind, können sich gegenseitig ersetzen. Die Menge der dem Körper zuzuführenden Stoffe richtet sich abgesehen davon, daß ein gewisses Mindestmaß an Eiweißstoffen darunter sein muß, nach dem Verbrauch des Körpers an Wärme und Spannkraften, die zur Leistung mechanischer Arbeit aufgewendet werden. Da man jede Form der Energie, d. i. der Fähigkeit, Arbeit zu leisten, in Wärmeeinheiten(-Kalorien) umrechnen kann, so hat man den täglichen Energieverbrauch für einen erwachsenen Menschen zu rund 3000 Kal. berechnet. Dem Körper müssen nun soviel Nahrungsstoffe zugeführt werden, daß er unter Zugrundelegung der Tatsache, daß 1 g Eiweißsubstanz bei der Verbrennung 4 Kal., 1 g Kohlehydrate 4 Kal. und 1 g Fett 9 Kal. liefert, durch Verbrennung dieser Nahrungsmittel im Körper 3000 Kal. erzeugen kann. Das setzt voraus, daß diese Nahrungsmittel auch wirklich sämtlich vollständig verbrannt werden, was für die Kohlehydrate und Fette zutrifft, denn sie gehen in Wasser und Kohlendioxyd über; von den Eiweißsubstanzen wird jedoch ein Teil nicht völlig verbrannt und verläßt als Harnstoff, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, im Urin gelöst den Körper.

Ein erwachsener Mensch kann auskommen mit:

$$\begin{array}{rcl} 120 \text{ g Eiweiß} & 60 \text{ g Fett} & 500 \text{ g Kohlehydrate} \\ 480 \text{ Kal.} & + & 540 \text{ Kal.} + 2000 \text{ Kal.} = 3020 \text{ Kal.} \end{array}$$

In dieser Tabelle sind wasserfreie Substanzen zugrunde gelegt.

Die Bedeutung des Fleisches und der Eiweißnahrungsmittel, z. B. der Eier, wird vielfach überschätzt, es genügt vollkommen zur guten und auskömmlichen Ernährung, wenn die stickstoffhaltigen Eiweißstoffe (Nh) zu den stickstofffreien Nahrungsmitteln (Nl) im Verhältnis 1:4 stehen. Hiernach ist der Nährwert der einzelnen Nahrungsmittel zu bemessen, und wenn man diese danach klassifizieren will, so ist ihr Gehalt an stickstoffhaltiger Substanz oder Eiweißkörpern und an stickstofffreier Substanz (Kohlehydrate und Fett) maßgebend.

Getränke, der Kaffee und der Tee. Ihre Bedeutung besteht darin, daß manche von ihnen eine eigentümliche Wirkung auf die Nerven, zunächst auf die des Verdauungskanals, ausüben und dadurch die Verdauungsarbeit erleichtern und beschleunigen; andere (z. B. die alkoholischen Getränke, Kaffee und Tee) äußern eine ihrer Art nach wohlbekannte Wirkung auf das zentrale Nervensystem und werden deshalb genossen.

Die Gewürze wirken besonders durch ihren Gehalt an ätherischen Ölen, welche den Geschmack verbessern und den Appetit steigern. Im Magen erhöhen sie den Blutandrang und veranlassen eine lebhaftere Sekretion des Magensaftes. Bei zu reichlichem Genuß bringen sie aber leicht eine Überreizung hervor, deren Folgen für den Organismus nur von Nachteil sind.

Fleischbrühe und Fleischextrakt wirken besonders durch ihren Gehalt an Salzen und einigen löslichen, sogen. Extraktivstoffen reizend auf die Nerven der Magenschleimhaut, jedoch bedeutend milder als die Gewürze. Da bei ihrer Bereitung sämtliche Eiweißkörper und auch das Fett des Fleisches abgeschieden werden, also nicht in Lösung gehen, so haben beide für sich als Nahrungsmittel keinen Wert.

Kaffee und Tee werden besonders wegen ihrer aufregenden, das Ermüdungsgefühl beseitigenden Wirkung geschätzt, welche dem in beiden enthaltenen Kaffein (Tein) zuzuschreiben ist. Die Wirkung von Kaffee und Tee auf das zentrale Nervensystem ist unzweifelhaft, und jedenfalls beeinflussen beide auch den Stoffwechsel; doch sind die Meinungen, in welcher Weise dies geschieht, zurzeit noch geteilt.

Die alkoholischen Getränke (Branntwein, Wein, Bier) haben ihre allgemeine Verbreitung nur ihrer aufregenden, berausenden Wirkung zu verdanken, welche mit einer Steigerung des Wärmegefühls, einer vorübergehenden Vermehrung der Gehirntätigkeit und einer ebenfalls vorübergehenden Erhöhung des Kraftgefühls und der organischen Leistungsfähigkeit verbunden ist; fortgesetzter Alkoholgenuß führt zu bedeutenden Störungen der Verdauungsorgane, vermindert die EBlut, wirkt verändernd auf die Zusammensetzung wichtiger Organe, setzt die geistige Tätigkeit herab und untergräbt in dieser Weise die Gesundheit des Körpers völlig.

Das Kochsalz, die einzige Substanz aus dem Mineralreiche, welche der menschlichen Nahrung zugesetzt wird, kann man zwar insofern zu den Genußmitteln rechnen, als es an der Bildung der Körpersubstanz keinen direkten Anteil nimmt, allein zum Unterschiede 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.

IX. Gärung, Fäulnis und Verwesung.

Die organischen Substanzen des Tier- und Pflanzenkörpers unterliegen nach dem Tode der Organismen, oder nachdem sie vom lebenden Körper getrennt 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: Kohlendioxyd, 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 nennt man Gärung, Fäulnis und Verwesung, Begriffe, welche in der Regel nicht streng auseinander gehalten und häufig miteinander verwechselt werden.

Gärung ist der allgemeine Name für gewisse Zersetzungs- und Umwandlungsprozesse, welche manche organische Substanzen pflanzlicher und tierischer Abstammung anscheinend freiwillig, in Wahrheit aber nur unter dem Einflusse der Fermente (s. u.) oder Gärungserreger erleiden. Substanzen, welche der Gärung unterliegen können, werden gärungsfähige Substanzen genannt. Zu ihnen gehören hauptsächlich die Kohlehydrate und Eiweißkörper. Die Gärung derselben besteht fast immer darin, daß sich die zusammengesetzten Moleküle zerlegen, z. B. Traubenzucker in Alkohol und Kohlendioxyd (Alkoholgärung) oder in Milchsäure (Milchsäuregärung); Milchsäure in Buttersäure usw. (Buttersäuregärung); Eiweißkörper in eine große Reihe anderer Substanzen, darunter namentlich verschiedene organische Säuren, Phenole, sog. Fäulnisalkaloide oder Ptomaine, Kohlendioxyd, Sumpfgas, Schwefelwasserstoff, Wasserstoff usw. (Fäulnisgärung oder schlechtweg Fäulnis).

Verwesung ist ein Oxydationsprozeß unter Mitwirkung des atmosphärischen Sauerstoffs. Hierbei werden die organischen Substanzen entweder direkt verbrannt oder zersetzen sich, wenn sie gärungsfähig sind, in der Regel zuerst in ihre Gärungs(Fäulnis-)produkte, welche dann schließlich der langsamen Verbrennung anheimfallen. Der Kohlenstoff verbrennt hierbei zu Kohlendioxyd, der Wasserstoff zu Wasser und der Stickstoff schließlich zu Salpetersäure.

Als notwendige Ursache aller Gärungserscheinungen hat man das Vorhandensein von Fermenten erkannt.

Die **Fermente** (s. S. 135) werden von lebenden Zellen erzeugt und bleiben mit diesen verbunden oder treten frei auf. Viele Pilze, insbesondere auch die Bakterien, aber auch die Zellen höherer Pflanzen und der Tiere hier vor allem die Drüsenzellen erzeugen Fermente. Diese sind die eigentlichen Erreger sowohl der zahllosen Zersetzungs Vorgänge in der

Natur (Gärung—Fäulnis—Verwesung) wie auch der Verdauungsvorgänge und vieler Synthesen im pflanzlichen und tierischen Körper. Ihre Zahl ist sehr groß und ihre Entwicklung ist an ganz bestimmte Zellen (Pilze, Drüsen) und Nährstoffe gebunden. Die verschiedenen Fermente wirken denn auch auf ganz verschiedene Stoffe ein, so daß z. B. das Ptyalin nur Stärke in Zucker umwandelt, das Hefeferment (die Zymase) nur Zucker in Alkohol und Kohlendioxyd. Mit den Pilzen und ihren Keimen werden auch die Gärungs-, Fäulnis- und Verwesungserreger, d. h. die Fermente verbreitet, z. B. im Staube der Luft.

Hauptbedingung für die Entwicklung und somit auch für den Eintritt der durch die Fermente bewirkten Umsetzungen ist das Vorhandensein von Feuchtigkeit und eine angemessene Temperatur: bei 0° hört die Fermentwirkung auf, und durch Temperaturen über 60° werden die Fermente getötet. Daher lassen sich organische Substanzen sowohl durch niedrigere Temperatur (Eis) als auch durch Einschließen in luftdichte Gefäße und nachheriges Erhitzen auf 60 bis 100° (Konservierung von Nahrungsmitteln nach der APPERTSchen Methode in Blechbüchsen und Pasteurisieren des Weins) vor Gärung und Fäulnis bewahren.

X. Zymotechnik.

Die chemische Technik zieht von den Gärungs-, Fäulnis- und Verwesungsprozessen einen gewissen Nutzen, indem sie einige derselben zur Herstellung wertvoller Materialien benutzt.

1. Alkoholgärung.

【Bringt man eine 10 prozentige Rohr- oder Traubenzuckerlösung und etwas frische Hefe in einen Kolben und versieht diesen mit einem Gasableitungsrohr, das in ein Reagenzglas mit Kalkwasser taucht (Fig. 145)

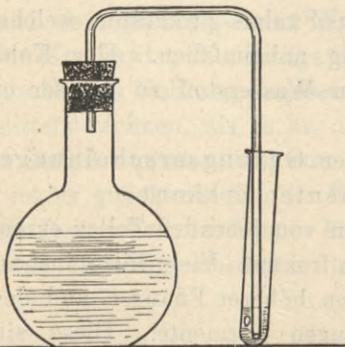
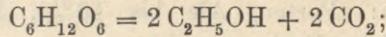


Fig. 145. Gärung einer Zuckerlösung.

und läßt ihn einige Stunden an einem warmen Orte stehen, so steigen bald Gasblasen auf und das Kalkwasser trübt sich. Setzt man nach einem Tage auf den Kolben einen durchbohrten Korken mit einem 1 cm weiten etwa 60 cm langen Glasrohr und erhitzt ihn auf dem Drahtnetz, so kann man die aus dem Rohre entweichenden Dämpfe von Alkohol anzünden, wenn das Sieden beginnt.】

Der gärungsfähige Zucker, na-

mentlich Traubenzucker, Fruchtzucker und Malzzucker, zerfällt unter dem Einflusse eines sich in der Hefe entwickelnden Ferments (Zymase) in Kohlendioxyd und Alkohol:



doch verlaufen daneben stets noch andere Gärungen, bei denen andere Produkte in geringer Menge, besonders Glyzerin 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. Da ferner das Stärkemehl unter dem Einflusse gewisser Fermente (namentlich der Diastase) in Malzzucker verwandelt wird, so können auch stärkemehlhaltige Pflanzenstoffe zur Bereitung alkoholischer Getränke dienen.

Wein. Der gegorene Saft der Weinbeeren ist eine klare, wässrige Lösung von Alkohol, etwas unvergorenem Zucker, Glyzerin, Weinsäure und ihrem saurem Kaliumsalz, dem Weinstein, einem gelben oder roten Farbstoffe (Önocyanin), verschiedenen Riechstoffen und Salzen.

Bei der Weinbereitung werden die Trauben zerquetscht und dann gepreßt (gekeltert). Der in Fässer abgezogene Saft (Most) geht ohne Hefezusatz in Gärung über, wobei sich das Ferment aus den auf den Schalen sitzenden Pilzkeimen entwickelt.

Haltbarer Wein muß völlig abgegoren sein, was erst nach mehrjährigem Lagern durch ein- oder mehrmalige Nachgärung erreicht wird.

Bier. Das unvollständig vergorene wässrige Extrakt der gekeimten Gerste (Malz), welches in einem gewissen Stadium der Bereitung einen Zusatz von Hopfen erhalten hat.

Zur Bierbereitung (Bierbrauerei) läßt man die Gerste durch Anfeuchten keimen (Malz), wobei sich aus dem Kleber Diastase bildet; dann wird das Malz geschrotet und mit warmem Wasser angesetzt (Maischen), wobei sich das Stärkemehl durch die Diastase in Malzzucker umwandelt. Der süße abgezogene Saft heißt Würze. Er wird in den Braupfannen gekocht und mit Hopfen versetzt. Durch den Gerbstoff desselben wird ein großer Teil der Proteinsubstanzen ausgefällt. Außerdem geht aus dem Hopfen ein aromatisches Öl und etwas Bitterstoff in die Würze über. Nach dem Kochen wird letztere rasch auf 8—10° abgekühlt (in Kühlschiffen und durch Eis) und dann in den offenen Gärungsbottichen mit Hefe versetzt, wobei ein großer Teil des Zuckers in Alkohol übergeht (Hauptgärung). Die Nachgärung macht das Bier in großen Gärfässern mit geöffnetem Spunde bei niedriger Temperatur (2—4°) durch, klärt sich hierbei durch Ablagern der Hefe und sättigt sich mit Kohlendioxyd. Zuletzt wird es auf kleinere Lagerfässer abgezogen, welche fest verschlossen sind, und bekommt hierbei durch eine fortgesetzte langsame Nachgärung

Trieb, da das sich hierbei entwickelnde Kohlendioxyd nicht entweichen kann.

Die Hauptbestandteile des Bieres sind Wasser, Alkohol (2—7 $\frac{0}{0}$, bei schweren Bieren: Porter, Ale bis 10 $\frac{0}{0}$), Malzextrakt (3—8 $\frac{0}{0}$) und Kohlendioxyd. Unter Malzextrakt versteht man die Summe der im Biere gelösten nicht flüchtigen Malzbestandteile, ein Gemenge von noch unvergorenem Zucker, Dextrin (aus der Stärke entstanden), etwas Glyzerin, wenig Eiweißkörpern und Mineralsalzen, namentlich Phosphaten. Die Güte des Bieres hängt von dem richtigen Verhältnisse der drei Hauptbestandteile ab. Dieses Verhältnis ändert sich während der Gärung, indem durch diese der Zuckergehalt fortwährend vermindert und der Alkoholgehalt vermehrt wird. Hieraus folgt, daß für jedes Bier die Zeit, innerhalb welcher es den höchsten Wohlgeschmack besitzt, nur eine begrenzte ist.

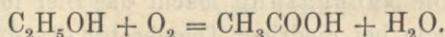
Branntwein. Mit diesem Namen bezeichnet man alle durch Destillation von alkoholischen Flüssigkeiten erzeugten Getränke: Kognak (aus französischem Weine), Kornbranntwein (aus Getreidearten), Kirschwasser (aus den Kernen von Steinobst), Rum (aus den gegorenen Zuckerrohrabfällen), Arrak (aus Palm- und Reismehl), Kartoffelbranntwein (aus Kartoffeln), Rübensprit (aus der Melasse der Rübenzuckerfabriken) und außerdem noch manche andere Sorten.

Branntweinbrennerei. Der gewöhnliche Spiritus wird aus Kartoffeln erzeugt. Diese werden durch Dampf weich gekocht (gedämpft), zerquetscht und dann mit etwas Malz und etwas Wasser zu einem Brei angerührt (Maische), wodurch bei etwa 60° das Stärkemehl in Zucker übergeht (süße Maische). Diese wird rasch gekühlt und in den Gärungsbottichen nach Zusatz von Hefe der Gärung überlassen, wodurch sich der größte Teil des Zuckers in Alkohol umwandelt. Zuletzt wird die Maische destilliert und dadurch der Alkohol gewonnen. Der Rückstand hiervon heißt Schlempe.

Der Kartoffelbranntwein enthält stets gewisse Mengen von Amylalkohol oder Fuselöl $C_5H_{11}OH$ (aus dem Stärkemehle oder Amylum während der Gärung entstanden), welcher durch nachträgliche Behandlung beseitigt werden muß, wenn dieser Branntwein zum Genusse bestimmt ist.

2. Essiggärung.

Aus Alkohol entsteht durch Oxydation Essigsäure:



Reiner Alkohol erleidet diese Umwandlung nicht, alkoholische Getränke aber werden durch Fermentwirkung eines Pilzes (Essigsäureferment) sauer. Die Keime dieses Ferments stammen aus der Luft, und der

atmosphärische Sauerstoff bewirkt die Oxydation. Gewöhnlicher Essig (Weinessig oder Bieressig) enthält in der Regel nur 2—3% Essigsäure und außerdem noch einige Bestandteile aus dem zu seiner Darstellung benutzten Weine oder Biere.

3. Brotgärung.

Wird Mehl mit Wasser angerührt und der Teig dann 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 größeren 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. Derselbe Zweck kann auch durch Zusatz von Hefe erreicht werden (Weißbrot). Die Brotgärung scheint keine reine Alkoholgärung zu sein, sondern der Hauptsache nach in einer durch Bakterien bewirkten Zersetzung des Klebers zu bestehen, wobei außer Kohlendioxyd auch noch Wasserstoff und Stickstoff entweichen (s. auch S. 100).



Register.

- Abraumsalze 49. 85.
 Absatzgesteine 108.
 Achat 33.
 Achatmandeln 33.
 Achsen 102.
 Acidum boracicum 31.
 Ackererde 96.
 Adern 136.
 Äquivalentgewichte 77.
 Äthan 118. 123.
 Äther 123.
 Ätherthermometer 99.
 Äthyl 123.
 Äthyläther 125.
 Äthylalkohol 123. 125.
 Äthylen 119.
 Ätzkali 69.
 Ätzkalk 71.
 Ätznatron 69.
 Affinität 51.
 Akzessorische Bestandteile 114.
 Alabaster 85.
 Alaun 86.
 Albit 94.
 Albumine 130.
 Albuminoide 130.
 Alizarin 132.
 Alkalien 13.
 Alkalierdmetallchloride 45.
 — Hydroxyde der 71.
 Alkalierdmetalle 14.
 Alkalimetallchloride 45.
 — Hydroxyde der 71.
 Alkalimetalle 13.
 Alkalische Erden 14.
 Alkaloide 132.
 Alkohole 123.
 — absoluter 124.
 Alkoholgärung 141. 142.
 Alkoholische Getränke 124. 140.
 Allesfresser 134.
 allotrop 22.
 Almandin 96.
 Aluminium 14. 15. 100.
 Aluminiumbronze 15.
 Aluminiumchlorid 45.
 Aluminiumhydroxyd 72.
 Aluminiumkarbid 118.
 Aluminiumoxyd 15. 36.
 Amalgame 5.
 Ameisensäure 125.
 Amethyst 33.
 Ammoniak 99.
 Ammoniak, Einw. in wässriger Lösung auf Säuren 100.
 Ammoniakgas 99.
 Ammonium 99.
 Ammoniumamalgam 100.
 Ammoniumchlorid 100.
 Ammoniumkarbonat 100.
 Ammoniumsulfat 100.
 amorph 27.
 Amylalkohol 125. 144.
 Amylum 144.
 Analyse 28. 36.
 Andalusitglimmerfels 114.
 Anhydride 73.
 Anhydrit 73. 85.
 Anorthit 94.
 Anthracit 112.
 Antimon 31. 35. 37.
 Antimonchlorid 45.
 Antimonglanz 42.
 Antimonsulfid 42.
 Antimontrioxyd 31. 35.
 Aorta 136.
 Apatit 93.
 Aragonit 90.
 Archaische Formation 113
 Argentum 37.
 Argon 37.
 Armfüßer 89.
 Aromatische Reihe 123.
 Arrak 144.
 Arsen 30. 34. 37. 63.
 Arsenicum 30.
 Arsenige Säure 31. 35.
 Arsenik 31.
 Arsenspiegel 30.
 Arsentrioxyd 30. 35.
 — Reduktion 55.
 Arsenwasserstoff 100.
 Arterien 136.
 Asbest 95.
 Aschen 7.
 — vulkanische 107.
 Asphalt 132.
 Assimilation 132. 133.
 Atmung der Pflanzen 133.
 Atmungsprozeß 25.
 Atom 59.
 Atomgewicht 62.
 Atomgewichte der wichtigsten Elemente, Tabelle 63.
 Atomlehre 58.
 Augit 95.
 Aurum 37.
 Avogadrosche Hypothese 60.
 Azetylen 119.
Backen 100.
 Bänder 133.
 Bandachat 36.
 Barium 14. 15. 37.
 Bariumoxyd 36.
 Bariumperoxyd 57.
 Bariumsulfat 86.
 Baryt 86.
 Basalt 108. 114. 115.
 Basen 80.
 Basis 103.
 Bauchspeichel 134.
 Baumöl 127.
 Beizen 86.
 Benzin 118.
 Benzol 121.
 Berggold 4.
 Bergkristall 32.
 Bergöl 118.
 Bernstein 132.
 Beryll 96.
 Beryllium 15. 37.
 Bessemerprozeß 69.
 Bier 143.
 Bierbereitung 143.
 Bierbrauerei 143.
 Biergärung 143.
 Bindegewebe 133.
 Bindungseinheit 78.
 Biotit 95.
 Bittererde 14.
 Bittersalz 85.
 Bitterwässer 85.
 Blattgold 4.
 Blattgrün 131.
 Blauholz 132.
 Blei 4. 12. 37. 69.
 — Erhitzen 6.
 — Gewinnung 69.
 — Reduktion durch Kohle 55.
 Bleichen 28. 44.
 Bleichlorid 57. 59.
 Bleiglätte 7.
 Bleiglanz 40.
 Bleinitrat 92.
 Bleioxyd 12. 36. 58.
 Bleistifte 22.
 Bleisulfid 59.
 Blenden 39.
 Blitzlicht 14.

Blocklehm 109.
 Blockzucker 128.
 Blut 134. 136.
 Bluteiweiß 130.
 Blutfibrin 130.
 Blutstein 65.
 Bomben 107.
 Bor 31. 35. 37.
 Borax 32.
 Borsäure 31. 35.
 Bortrioxyd 35.
 Borum 31. 35.
 Brachiopoden 89.
 Brachydiagonale 104.
 Branntwein 144.
 Branntweimbrennerei 144.
 Brauneisenerz 66.
 Brauneisenstein 66.
 Braunkohle 112.
 Braunstein 44.
 Brennöl 118.
 Brennspritus 124.
 Brillant 23.
 Britanniametall 31.
 Brom 37. 48. 50.
 Bromide 48.
 Bromum 37.
 Bromwasserstoff 49.
 Bromwasserstoffsäure 49.
 Bronze 5.
 Bronzezeitalter 1.
 Brotgärung 145.
 Buchdruckerlettern 31.
 Buntdrucktafel 114.
 Buntkupfererz 42.
 Butan 118.
 Butylalkohol 125.
 Butter 127.
 Buttersäure 125. 127. 141.
 Buttersäureglycerylester 127.

Cäsium 37.
 Calcium s. Kalzium.
 Caliche 91.
 Carboneum 21. 34. 37.
 Carnivoren 134.
 Cer 15. 37.
 Chalzedon 32. 33.
 Chemie 36.
 Chilesalpeter 50. 91.
 Chitin 130.
 Chlor 37. 50.
 — Darstellung 44.
 — Eigenschaften 44.
 Chloride 44. 45. 79. 82.
 Chlorit 96.
 Chlorkalium 83.
 Chlorkalzium 83.
 Chlorknallgas 46.
 Chlorkupfer 45.
 Chlornatrium 45. 82.
 Chlorophyll 131.
 Chlorsilber 45.

Chlorum 37.
 Chlorwasser 44.
 Chlorwasserstoff 46.
 — quantitative Synthese 47.
 Chondrin 130.
 Chrom 37. 54.
 Chylus 134. 135.
 Chymus 135.
 Conglutin 130.
 Cuprum 37.

Dachschiefer 109.
 Dalton 59.
 Darmsaft 134. 135.
 Darbe Mineralien 39.
 Desinfektion 28.
 Destillation, fraktionierte 124.
 Dextrin 129.
 Diabas 107.
 Diamant 22. 34.
 Diamantseifen 22.
 Diaphragma 89.
 Diastase 143.
 Diatomeen 34. 112.
 Diffusion 25.
 dimorph 90.
 Diorit 106. 114.
 Dolomit 90. 112.
 Doma 105.
 Doppelspat 89.
 Druck, kritischer 11.
 Druckerschwärze 21.
 Drüsen 134.
 Drummondsches Kalklicht 19.
 Düngemittel 94. 100.
 Dünndarm 134. 135.
 Düsen 67.

Edelmetalle 6.
 Edelsteine 15. 22. 97.
 — Schleifen 15.
 Edelsteinschliffe 98.
 Eiereiweiß 130.
 Einlagerungen 113.
 Einsprenglinge 107.
 Eisen 1. 2. 37.
 — Erhitzen 6.
 Eisenchlorid 45.
 Eisenhammerschlag 7.
 Eisenglanz 65.
 Eisenkies 39.
 Eisenoxyd 12. 36.
 Eisenspat 90.
 Eisensulfid 38.
 Eisenzeitalter 1.
 Eisenvitriol 86.
 Eiweißkörper 129. 137.
 Elektrolyse 87.
 Elektrolyte 87.
 Elemente 36.
 — Tabelle 37.
 Emulsion 127.
 Endosmose 131.

Entwickler 93.
 Erbsenstein 90.
 Erden, alkalische 14.
 Erdmetalle 15.
 Erdöl 118.
 Erdwachs 119.
 Ergußgesteine 106.
 Ernährung der Pflanze 132.
 — des Tierkörpers 134.
 Erratische Blöcke 110.
 Eruptivgesteine 114.
 Erze 3.
 Essig 126.
 Essigäther 126.
 Essiggärung 144.
 Essigsäure 125. 126.
 Essigsäureäthylester 126.
 Ester 126.
 Exsikkator 73.
 Extrahieren 43.

Fäulnis 141.
 Farbstoffe 132.
 Fasergips 85.
 Feldspat 94.
 Felse 105.
 Fermente 135. 141.
 Ferrokarbonat 90.
 Ferrosulfat 86.
 Ferrum 5.
 Festungsachat 33.
 Fette 126. 127. 131. 137.
 Fettrihe 121.
 Feueropal 34.
 Feuerstein 33. 40.
 Fibrine 130.
 Firnisse 127.
 Fixieren 93.
 Fixiersalz 93.
 Fleischbrühe 140.
 Fleischextrakt 140.
 Fleischfresser 134.
 Fluor 37. 50.
 Fluoride 50.
 Fluorwasserstoff 50.
 Flußmittel 67.
 Flußsäure 50.
 Flußspat 50.
 Flußwasser 20.
 Formel 62.
 Fraueis 85.
 Frischprozeß 68.
 Fußböden 85.
 Fuselöl 144.

Gänge 106.
 Gärung 141. 143.
 Galle 134. 135.
 Gallium 37.
 Galmei 90.
 Galvanoplastik 87.
 Gangmineral 41.
 Garnierit 96.
 Gasbürette 28.

Gasfabrik 122.
 Gasglühlicht 121.
 Gasolin 118.
 Gastrockenflasche 73.
 Gaswasser 121.
 Gefäße 133.
 Gelatine 130.
 Gemenge 38. 48.
 Generatoröfen 56.
 Genußmittel 139.
 Gerbsäure 132.
 Gerbstoffe 132.
 Germanium 37.
 Geschiebelehnm 109.
 Geschiebelmergel 110.
 Gesetz der konstanten Verhältnisse 48. 59.
 Gesetz der vielfachen Verhältnisse 59.
 Gesetz von der Erhaltung des Gewichts 30.
 Gesetz von der Winkelkonstanz 32. 102.
 Gesteine 105.
 Gestell 67.
 Gewürze 140.
 Gicht 67.
 Gips 85.
 — dichter 85.
 — gebrannter 85.
 Glanze 39.
 Glas 97.
 Glasätzen 50.
 Glasfabrikation 89. 97.
 glasieren 97.
 Glaskopf, brauner 66.
 — roter 65.
 Glaubersalz 83.
 Gleichung, chemische 63.
 Glimmer 94.
 Glimmerdiorit 106.
 Glimmerschiefer 113.
 Globuline 130.
 Glukose 128.
 Gluten 130.
 Glutin 130.
 Glycerin 124. 127.
 Gneis 113. 115.
 Gold 1. 4. 37.
 — Erhitzen 6.
 Goldländer 4.
 Goldmünzen 5.
 Goldseifen 4.
 Gradierwerke 82.
 Granat 96.
 Granatoeder 96.
 Granit 106. 114.
 Graphit 22. 34.
 Grauwacke 110. 115.
 Griffelschiefer 109.
 Grünspan 80.
 Gußeisen 2. 68.
 Gutta-percha 132.

Haargefäße 136.
 Hämatit 65.
 Härte 101.
 Härteskala 101.
 Hahn, Daniellscher 19.
 Halbfächner 102.
 Halbopal 34.
 Halogene 44.
 — Tabelle der 51.
 Haloidsalze 51.
 Hanföl 127.
 Harn 134.
 Hartschrot 30.
 Harze 132.
 Haut 133.
 Hefe 143.
 Heliotrop 33.
 Helium 37.
 Hemieder 102.
 Heptan 118.
 Herbivoren 134.
 Herd 67.
 Herz 136.
 Hexaeder 102.
 Hexan 118.
 Hirschhornsalz 100.
 Hochofen 66. 67.
 Hochofenbetrieb 65.
 Höhlen 81.
 Höllenstein 92.
 Holzfaser 128.
 Holzgeist 123.
 Holzkohle 21.
 Holzopal 34.
 Horizontalachsen 103.
 Hornblende 95.
 Hornsubstanz 130.
 Hühnerweiße 130.
 Hutzucker 128.
 Hydrargyrum 37.
 Hydride 98.
 Hydrogenium 15. 34. 37.
 Hydroxyde 69. 70.
 — Tabelle 72.
 Hydroxylgruppe 72.

Ionen 87.
 Indigo 132.
 Iridium 37.
 isomorphe Reihe 90.

Jod 37. 49.
 Jodide 49.
 Jodkalium 49.
 Jodwasserstoff 49.
 Jodwasserstoffsäure 50.

Kadmium 37.
 Kältemischungen 83.
 Käsestoff 130.
 Kaffee 132. 140.
 Kaffein 132.
 Kainit 85.

Kalifeldspat 94.
 Kaliglas 97.
 Kaliglimmer 94.
 Kalilauge 13.
 Kalisalpeter 91.
 Kalium 13. 15. 37. 63.
 Kaliumbromid 48.
 Kaliumchlorid 83.
 Kaliumhydroxyd 70. 123.
 Kaliumjodid 49.
 Kaliumkarbonat 88.
 Kaliumoxyd 13. 36.
 Kalk 14. 91.
 — gebrannter 14.
 — gelöschter 14. 71.
 — kohlensaurer 89.
 Kalkbrei 71.
 Kalkfeldspat 94.
 Kalklicht 19.
 Kalkmilch 71.
 Kalknatronfeldspat 94.
 Kalksalpeter 91.
 Kalksinter 89.
 Kalkspat 81. 89.
 Kalkstein 81. 90. 111.
 Kalktuff 89.
 Kalkwasser 14. 71.
 kalinierte Salze 83.
 Kalzium 13. 15. 37. 54.
 Kalziumbikarbonat 81.
 Kalziumchlorid 83.
 Kalziumhydroxyd 71.
 Kalziumkarbonat 80. 89.
 Kalziumnitrid 98.
 Kalziumoxyd 13. 36.
 Kalziumphosphat 93.
 Kalziumsulfat 85.
 Kamee 33.
 Kampfer 132.
 Kandiszucker 128.
 Kaolin 96. 109.
 Kapillaren 136.
 Kaprinsäure 127.
 Kapronsäure 127.
 Kaprubin 96.
 Kaprylsäure 127.
 Karbolsäure 121.
 Karbonate 79. 88.
 — Zersetzg. durch Säuren 91.
 Karburieren 120.
 Karnallit 85.
 Karneol 33.
 Kartoffelbranntwein 129. 144.
 Kartoffelstärke 129.
 Kartoffelzucker 128.
 Kasein 130.
 Katalysator 73.
 Katzenauge 33.
 Kautschuk 27. 132.
 Keratin 130.
 Kernseife 127.
 Kerzen 127.
 Kiese 39.
 Kiesel 31. 37.

Mineralwässer 20. 24.
 Minette 66.
 Mittelöle 121.
 Modifikationen, allotrope 22.
 Mol 60.
 Molekül 60.
 Molekulargewicht 60.
 Molvolum 60.
 Molybdän 37.
 Mörtel 14. 80. 81.
 Mörtelbereitung 81.
 Mohnöl 127.
 Moränen 109.
 Most 142.
 Mucin 130.
 Multiple Proportionen 59.
 Muscheln 89.
 Muskelfibrin 130.
 Muskeln 133.
 Muskovit 74.
 Myosin 130. 134.

Nahrungsmittel 137.

Naphta 118.
 Naphtalin 121.
 Natrium 13. 15. 63.
 Natriumbikarbonat 88.
 Natriumkarbonat 88.
 Natriumchlorid 44. 45. 82.
 Natriumhydroxyd 70. 123.
 Natriumoxyd 13. 36.
 Natriumsulfat 83. 84.
 Natriumthiosulfat 93.
 Natronfeldspat 94.
 Natronglas 97.
 Natronlauge 13.
 Natronsalpeter 91.
 Natronwasserglas 97.
 Negativ 93.
 Neodym 37.
 Neon 37.
 Nephelin 108.
 Nerven 133.
 Neusilber 5.
 Neutralisieren 80.
 Nichtelektrolyte 87.
 Nichtmetalle 15.
 Nickel 3. 37.
 — Erhitzen 6.
 Nickelmünzen 5.
 Nicolum 37.
 Nieren 137.
 Nikotin 132.
 Niob 37.
 Nitrate 79. 91.
 Nitrogenium 34. 37.
 Nomenklatur 79.
 Nonan 118.
 Nußöl 127.

Octan 118.

Öfen 2.

Ölbildendes Gas 119.
 Öle, ätherische 132.
 — nicht trocknende 127.
 — trocknende 127.
 Ölsäure 126.
 Ofenschwärze 22.
 Oktaeder 102.
 Oleinsäure 112.
 Olivenöl 127.
 Olivin 95.
 Omnivoren 134.
 Onyx 33.
 Opal 32. 34.
 Organe des tierischen Körpers 133.
 Organische Wesen 130.
 Organischer Teil 117.
 Organismen 130.
 Organogene Gesteine 111.
 Orthodiagonale 105.
 Orthokieselsäure 75.
 Orthoklas 94.
 Orthoklasporphyr 107.
 Orthophosphorsäure 75.
 Osmium 37.
 Oxalsäure 126.
 Oxydation 12.
 Oxyde 13.
 — der leichten Metalle 12. 35.
 — der Metalloide 35.
 — der schweren Metalle 35.
 Oxygenium 12. 34. 37.

Palladium 37.

Palmitinsäure 125. 126.
 Palmöl 127.
 Papier 128.
 Paraffin 119.
 Paraffinöl 119.
 Pasteurisieren 142.
 Pech 121.
 Pentagondodekaeder 103.
 Pentan 118.
 Pepsin 135.
 Peptone 135.
 Petroleum 118.
 Petroleumäther 118.
 Pfefferminzöl 132.
 Pflanze 131.
 Pflanzenbestandteile 131.
 Pflanzenweiß 130.
 Pflanzenfibrin 130.
 Pflanzenfresser 134.
 Pflanzenwachstum 132.
 Pflaster 127.
 Phlogiston 12.
 Phenol 111.
 Phenole 121.
 Phonolith 108.
 Phosphate 79. 93.
 Phosphor 28. 34. 37.
 — roter 29.
 — weißer 28.

Phosphordüngemittel 94.
 Phosphoreszieren 28.
 Phosphorit 93.
 Phosphorpentoxyd 30. 35. 74.
 Phosphorpipette 29.
 Phosphorsäure 30. 35. 75.
 Phosphorsäureanhydrid 30. 74.
 Phosphorus 28. 34. 37.
 Photochemie 46.
 Photographie 93.
 Photographische Platte 93.
 Phyllit 113.
 Physiologie 131.
 Pigmente 132.
 Plagioklase 94.
 Plasma 136.
 Platin 4. 37.
 — Erhitzen 6.
 Platina 4.
 Platinmetalle 4.
 Plumbum 37.
 Polyhalit 85.
 Porphyre 107.
 Porzellan 96.
 Positiv 93.
 Pottasche 88.
 Praseodym 37.
 Propan 118.
 Propionsäure 125.
 Propylalkohol 125.
 Proteinsubstanzen 129. 130. 134. 137.
 Ptyalin 135.
 Ptyalinverdauung 135.
 Puddelprozeß 68.
 Pulverfabrikation 27.
 Pyramidenwürfel 102.
 Pyrit 39.
 Pyrop 96.

Quark 130.

Quarz 32. 33.
 Quarzit 33.
 Quarzbiotitfels 116.
 Quarzdiorit 106.
 Quarzglimmerfels 116.
 Quarzporphyr 107. 114. 115.
 Quecksilber 2. 6. 37.
 Quecksilberasche 10.
 Quecksilberchlorid 59.
 Quecksilberoxyd 10. 48. 58.
 Quecksilbersulfid 59.
 Quellkuppe 106.
 Querprisma 104.

Radium 14.

Ranzige Butter 126.
 Raseneisenstein 66.
 Rast 67.
 Rauchquarz 33.
 Rauchtropas 33.

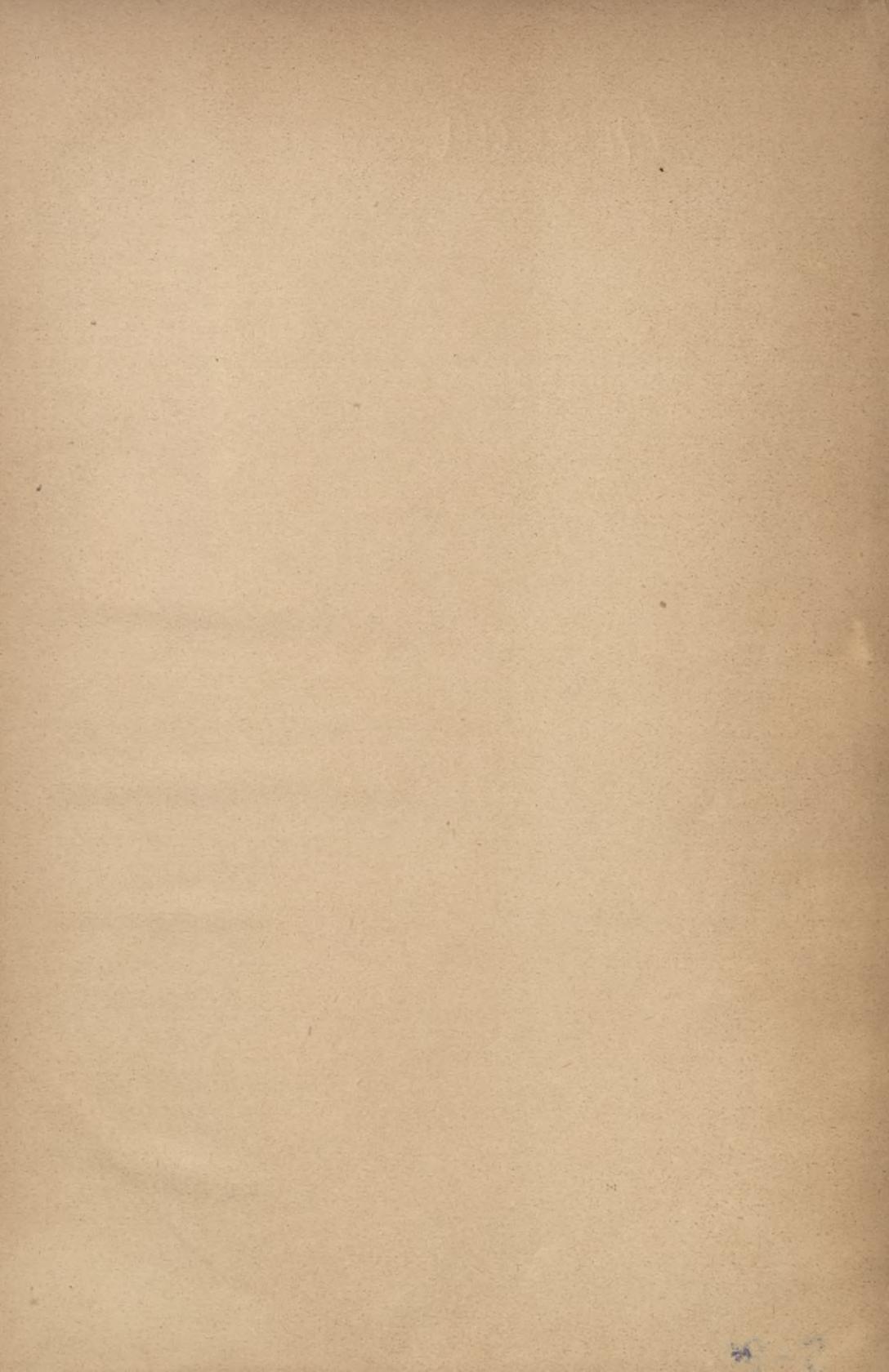
- Reduktion durch Elektrizität 57.
 — durch Metalle 53.
 — durch Kohle 54.
 — durch Wärme 57.
 — durch Wasserstoff 51.
 Reduktionen 51.
 Regenwasser 20.
 Regulus 55.
 Resorption der Nahrungsstoffe 136.
 Rhodium 37.
 Rhombendodekaeder 102.
 Rhomboeder 89. 104.
 Riechessenzen 124.
 Rindstalg 127.
 Rösten 42.
 Röstgummi 129.
 Roheisen 68.
 Rohrzucker 128.
 Rosenöl 132.
 Rosenquarz 33.
 Rosette 98.
 Roteisenerz 65.
 Roteisenstein 65.
 Rotholz 132.
 Rubidium 37.
 Rubin 15.
 Rübensprit 144.
 Rübenzucker 128.
 Rüböl 127.
 Rum 144.
 Ruß 21.
 Ruthenium 37.

 Saccharose 128.
 Säuerlinge 24.
 Säureanhydride 73.
 Säuren 69.
 — organische 125. 132.
 Säurerest 76.
 Sago 129.
 Salmiak 99.
 Salmiakgeist 99.
 Salpeter 91.
 Salpeterlager 91.
 Salpeterplantagen 91.
 Salpetersäure 74.
 — Darstellung 91.
 — Einw. auf Metalle 78.
 Salpetersäureäthylester 126.
 Salpetrige Säure 92.
 Salz, denaturiertes 82.
 Salzbildner 51.
 Salze 51. 75.
 — Benennung 79.
 — Darstellung aus Säuren und Hydroxyden 80.
 — Darstellung aus Säuren und Metallen 75.
 — die wichtigsten 82.
 — kieselsäure 93.
 Salzgärten 82.
 Salzlager, Staßfurter 85.

 Salzsäure 46.
 — Darstellung 84.
 — Elektrolyse 57.
 — käufliche 84.
 — volum. Zus. 47.
 Samarium 37.
 Sand 33. 110.
 Sandstein 33. 110. 114.
 Sanidin 108.
 Saphir 15.
 Sassolin 32.
 Sauerstoff 9. 10. 34. 37.
 Sauerstoffsäuren 74.
 Sauerteig 145.
 Scandium 37.
 Schaumgips 85.
 Scheidewasser 79.
 Schellack 132.
 Scherbenkobalt 30.
 Schiefer, kristallinischer 113. 114.
 Schieferton 109.
 Schießpulver 92.
 Schlacken 67.
 Schlagader 136.
 Schlagende Wetter 118.
 Schleimhäute 133.
 Schlempe 144.
 Schliffformen 98.
 Schmiedeeisen 2. 68.
 Schmieröl 119.
 Schmierseife 127.
 Schmirgel 15.
 Schnee 20.
 Schnellot 5.
 Schwarzpulver 92.
 Schwefel 25. 34. 37.
 — amorpher 27.
 — oktaedrischer 27.
 Schwefeläther 125.
 Schwefelblei 40.
 Schwefelblumen 25. 27.
 Schwefelblüte 25.
 Schwefeldioxyd 25. 27. 35. 42.
 Schwefeleisen 38. 59.
 Schwefelkies 39.
 Schwefelkohlenstoff 42.
 Schwefelkupfer 38.
 Schwefeln 27.
 Schwefelnatrium 39.
 Schwefelquecksilber 41.
 Schwefelsäure 27. 72.
 Schwefelsäureanhydrid 73.
 Schwefeltrioxyd 74.
 Schwefelwasserstoff 43. 59.
 Schweflige Säure 27. 35.
 Schweineschmalz 127.
 Schweiß 134. 137.
 Schweißdrüsen 137.
 Schweißen 3.
 Schweiß Eisen 3.
 Schweißstahl 3.
 Schweißung, autogene 19.
 Schwermetalle 2. 13.

 Schwermetallechloride 45.
 Schweröle 121.
 Schwerspat 86.
 Sedimente 109.
 Sedimentgesteine 108. 114.
 Seesalz 82.
 Sehnen 133.
 Seifen 127.
 Selen 37.
 Serpentin 96.
 Serpentinasbest 96.
 Silber 4. 37. 41.
 — Erhitzen 6.
 — Trennung von Gold 79.
 Silberbromid 93.
 Silberglanz 41.
 Silbermünzen 5.
 Silbernitrat 93.
 Silicium 31. 35. 37.
 Siliciumdioxyd 32. 34. 35.
 Silikate 79. 94.
 Sinnesorgane 133.
 Skrubber 122.
 Smaragd 96.
 Smirgel 15.
 Soda 88.
 Sodapflanzen 88.
 Solsalz 82.
 Solvay-Prozeß 88.
 Spaltenfrost 108.
 Spaltung durch Elektrizität 57.
 Spateisenstein 66. 90.
 Speichel 134.
 Speisebrei 135.
 Spirituosen 143.
 Sprudelstein 90.
 Stabeisen 2.
 Stärke 128.
 Stärkegummi 129.
 Stärkelösung 49.
 Stärkemehl 128. 131.
 Stärkezucker 128. 129.
 Stahl 2. 68.
 — Erhitzen 6.
 Stalagmiten 111.
 Stalaktiten 111.
 Stangenschwefel 25.
 Stanniol 3.
 Stannum 6.
 Statuen 85.
 Stearinsäure 125. 126.
 Steinkitt 97.
 Steinkohle 112.
 Steinkohlenflöze 114.
 Steinkohlenteer 121.
 Steinöl 118.
 Steinsalz 82. 85.
 Steinzeit 1.
 Steppensalz 82.
 Stibium 31. 35. 37.
 Stickoxyd 78.
 Stickstoff 9. 34. 37.
 Stickstoffdioxyd 78.

- Stickstoffdüngemittel 100.
 Stöchiometrie 63.
 Stöcke 106.
 Stoffwechsel 137.
 Strahlstein 95.
 Streichhölzer 29.
 Strontium 14. 15. 37.
 Strontiumoxyd 36.
 Struktur 107.
 Strukturformeln 78.
 Strychnin 132.
 Stukkaturarbeiten 85.
 Sulfate 79. 83.
 Sulfide 37.
 Schwefel 34. 37.
 Sumpfgas 117.
 Superphosphat 93.
 Syenit 106.
 Sylvin 83. 85.
 Symmetrieebene 102.
 Synthese 36.
- Tafelschiefer** 109.
 Tafelstein 98.
 Talk 95.
 Tantal 37.
 Tee 140.
 Teer 122.
 Teerfarben 122.
 Tein 140.
 Tellur 37.
 Temperatur, kritische 11.
 Terpene 132.
 Terpentin 132.
 Terpentinöl 132.
 Tetraeder 103.
 Tiefengesteine 106.
 Tier 133.
 Tigerauge 33.
 Titan 37.
 Thallium 37.
 Theaterblitze 14.
 Thermit 54.
 Thermochemisches 46.
 Thomasmehl 69.
 Thomasphosphatmehl 94.
 Thomasschlacke 69.
 Thomasverfahren 69.
 Thorium 37.
 Ton 97. 109.
 Tonbad 93.
 Tonerde 15. 36.
 Tongesteine 109.
 Tonschiefer 109.
 Torf 113.
 Trachyt 107.
 Tran 127.
 Traubenzucker 128.
- Treppenschnitt 98.
 Trieb 144.
 Triglyceride 127.
 Tripel 34.
 Trockenreiniger 122.
 Tropfstein 81. 89.
 Trümmergestein 108.
 Trypsin 135.
 Trypsinverdauung 135.
 Tuffe 107.
- Uran** 37.
 Urstoffe 36.
 Urtonschiefer 113.
- Valenz** 77.
 Valeriansäure 125.
 Vanadin 37.
 Vaseline 119.
 Venen 136.
 Ventilation 25.
 Verbindung 38. 48.
 — binäre 36.
 — endothermische 46.
 — exothermische 46.
 — quaternäre 36.
 — ternäre 36.
 Verbindungsgewichte 58.
 Verbrennung 23. 46.
 Verdauung 135.
 Verdauungsorgane 133. 134.
 Vernickeln 3.
 Vertikalachse 103.
 Verwesung 141.
 Verwitterung 96.
 — chemische 109.
 — mechanische 108.
 Viehsalz 82.
 Vielfache Verhältnisse 59.
 Visiergrauen 69.
 Vitellin 130.
 Vulkanische Gesteine 106.
- Wachs** 127.
 Wachstum der Pflanze 132.
 Walrat 127.
 Wasser, natürliche 20.
 Wasser 17. 36. 58.
 — destilliertes 20.
 — Einwirkung auf Metalle 18.
 — kohlen-saures 24.
 — Lösungsmittel 20.
 — Reduktion durch Kalium und Natrium 53.
 — Synthese 18.
- Wasser, volum. Zus. 19.
 Wasserblei 22.
 Wassergas 56.
 Wasserglas 97.
 Wasserstoff 15. 16. 34. 37.
 — Explosionsgefahr 18.
 Wasserstoffverbindungen 98.
 Wein 142.
 Weinbereitung 142.
 Weingeist 123.
 Weinsäure 126.
 Weißblech 3.
 Weißbrot 145.
 Weizenstärke 129.
 Wertigkeit 77.
 Wismut 37.
 Wolfram 37.
 Würfel 102.
 Würze 143.
 Wüstensalz 82.
- Xenon** 37.
- Ytterbium** 37.
 Yttrium 37.
- Zelle** 131.
 Zellstoff 128.
 Zellulose 128. 131.
 Zersetzung 36.
 Zeugbleiche 28.
 Zinkum 3. 37.
 Zink 3. 37. 96.
 — Gewinnung 69.
 — Erhitzen 6.
 Zinkblende 41.
 Zinkoxyd 12. 36.
 Zinkspat 90.
 Zinn 1. 2. 3. 37.
 — Erhitzen 6.
 — Gewinnung 69.
 — Reduktion durch Kohle 55. 69.
 Zinnchlorid 45.
 Zinnober 41.
 Zinnoxid 36.
 Zinnschmelze 2.
 Zinnstein 69.
 Zirkon 37.
 Zitronensäure 126.
 Zuckerkohle 21.
 Zuckersirup 128.
 Zündhölzer 29.
 Zusammengesetzte Stoffe 36.
 Zusammensetzung 36.
 Zwölffingerdarm 134. 135.
 Zymase 143.
 Zymotechnik 142.



Widmann

S. 6

S-98

Biblioteka Politechniki Krakowskiej



10000299203