

Dr. Agnes Molthan und Prof. Rudolf Winderlich
Studiendirektorin der Deutschen Oberschule Studienrat an der Oberrealschule
Neuzelle zu Oldenburg i. O.

Lehrbuch der Chemie

für Lyzeen und
verwandte höhere Mädchenbildungsanstalten



Mit 81 Abbildungen

Druck und Verlag von Friedr. Vieweg & Sohn Akt.-Ges.
Braunschweig 1928

ISBN 978-3-663-00748-7 ISBN 978-3-663-02661-7 (eBook)
DOI 10.1007/978-3-663-02661-7

Alle Rechte vorbehalten.

Softcover reprint of the hardcover 1st edition 1928

Vorwort.

Geleitwort: »Lehrbücher sollen anlockend sein; das werden sie nur, wenn sie die heiterste, zugänglichste Seite des Wissens und der Wissenschaft darbieten.« Goethe.

Die vorliegende Ausgabe für Lyzeen und verwandte Mädchenbildungsanstalten schließt sich eng an das „Lehrbuch der Chemie für höhere Lehranstalten“ von Rudolf Winderlich. Die vorgenommenen Abänderungen finden ihre Begründung in den sich nicht ganz deckenden Lehrplänen der Knaben- und Mädchenanstalten, in der Hauptsache aber in ihrer verschiedenen Einstellung. Es erwies sich aus diesem Grunde als zweckmäßig, die Darstellung technischer Vorgänge, für die im Gegensatz zu den Knaben bei den Mädchen wenig Interesse vorhanden ist, zu kürzen, andererseits aber Dinge, die das häusliche und individuell-persönliche Leben der Frau betreffen, hervorzuheben. So wurden einige Abschnitte hinzugefügt, andere ergänzt. Für die vielen mit der Obersekundareife in das Leben hinaustretenden Mädchen soll das letzte hinzugesetzte Kapitel über den Aufbau der Materie einen Abschluß bilden.

Maßgebend blieb immer bei allen diesen Veränderungen: der Versuch — wie es im Vorwort der zugrunde liegenden Ausgabe heißt —, „ein gut lesbares Buch zu schreiben, das die Schüler gern freiwillig zur Hand nehmen. Sie sollen es lieben wie einen guten Freund. Jahr für Jahr habe ich den Stoff neu durchdacht, neu ausgewählt und neu geordnet, bis allmählich die vorliegende Form herauskristallisierte.“

Und weiter: „Vieles Altgewohnte wird man in meinem Buche vermissen — auch mein Gedächtnis ist lückenhaft —, aber ich habe mit Absicht gestrichen. Was soll der Anfänger mit monoklinem Schwefel?, was mit Selen und Tellur? Muß denn gleich alles gesagt werden? Mancher Versuch, der in fast allen Lehrbüchern beschrieben ist, wird hier vergebens gesucht werden.“

Die bewährte Form, jeden Versuch am Rande durch ein *SV* (Schülerversuch) oder *LV* (Lehrerversuch) zu kennzeichnen, ist beibehalten, Versuche und Ergebnisse sind aber auch noch durch besonderen Druck hervorgehoben.

Herrn Professor Winderlich bin ich für seine Mitarbeit, Anregungen und Hinweise sowie für die Hilfe bei der Durchsicht der Korrektur zu großem Danke verpflichtet.

Berlin-Wilmersdorf, im September 1927.

Agnes Molthan.

Dieses Büchlein soll bei den künftigen Müttern und Führerinnen des Volkes teilnehmendes Verständnis für die Aufgaben und Rätselfragen der Chemie erwecken; es soll helfen, ein Geschlecht zu erziehen, das mit wachen Sinnen und geschärftem Verstande freudig und tatkräftig zu arbeiten versteht.

Es ist mir eine angenehme Pflicht, Herrn Studienrat Köhler in Elsfleth zu danken, weil er mir riet, einen Anhang mit dem Verzeichnis der notwendigen Geräte, Mineralien und Chemikalien anzufügen. Ich hoffe, daß diese Übersicht manchem Benutzer willkommen sein wird.

Oldenburg i. O., im September 1927.

R. Winderlich.

Inhaltsverzeichnis.

	Seite
I. Einleitung	1
§ 1. Körper und Stoff	1
§ 2. Eigenschaften einiger fester Stoffe	1
II. Chemische Grundbegriffe	6
§ 3. Verbrennung von Schwefel und Phosphor. Säuren	6
§ 4. Kalkbrennen. Kohlensäure, Ätzkalk. Lauge	7
§ 5. Einfache und zusammengesetzte Stoffe	12
III. Das Wasser.	13
§ 6. Lösen und Kristallisieren	13
§ 7. Destillieren	16
IV. Der Verbrennungsvorgang. Oxydation	19
§ 8. Luft und Verbrennung. Satz von der Erhaltung des Gewichts	19
§ 9. Sauerstoff	27
§ 10. Gemenge. Verbindung. Abbau (Analyse), Aufbau (Syn- these). Oxydation. Oxyde	31
§ 11. Langsame Verbrennung. Atmung. Assimilation	33
V. Wasserstoff; Reduktion	35
§ 12. Untersuchung des Wasserstoffs	35
§ 13. Knallgas. Reduktion durch Wasserstoff.	40
§ 14. Kohlenoxyd	43
VI. Chemische Grundgesetze	45
§ 15. Verbindungsgesetze. Chemische Zeichensprache	45
§ 16. Atomlehre	48
VII. Das Eisen	50
§ 17. Der Eisenhochofen	50
§ 18. Eisenerze und Eisen	55
VIII. Einige wichtige Schwefelverbindungen.	60
§ 19. Schwefeldioxyd, Schwefelsäure. Sulfate	60
§ 20. Sulfide. Schwefelwasserstoff	65
IX. Kochsalz, Salzsäure, Chlor. Avogadrosche Regel	66
§ 21. Kochsalz, Salzsäure, Chloride	66
§ 22. Chlor. Das Bleichen	72
§ 23. Die Avogadrosche Regel	74

	Seite
X. Natrium und Kalium	75
§ 24. Natrium. Kalium. Laugen	75
§ 25. Soda. Pottasche	77
§ 26. Chemische Umsetzungen	79
XI. Stickstoffverbindungen. Phosphor	80
§ 27. Salpeter und Salpetersäure	80
§ 28. Ammoniak	84
§ 29. Der Kreislauf des Stickstoffs, künstliche Düngung . . .	87
§ 30. Phosphor	89
XII. Silicium und einige seiner Verbindungen	91
§ 31. Quarz. Silikate	91
§ 32. Der Aufbau der Erdrinde	94
§ 33. Tonwaren. Glas	94
XIII. Kohlenstoff und die wirtschaftliche Bedeutung der Kohle	97
§ 34. Die fossilen Kohlen. Sumpfgas.	97
§ 35. Die Heizung	101
§ 36. Die Flamme	103
§ 37. Beleuchtung. Leuchtgas	105
XIV. Einige wichtige organische Verbindungen	112
§ 38. Die Kohlehydrate	112
§ 39. Die Gärung. Alkohole.	115
§ 40. Essig- und Milchsäuregärung	117
§ 41. Fette und Seifen	119
§ 42. Die Eiweißstoffe	120
XV. Ausblick	121
§ 43. Zusammenhang der Elemente und neuere Auffassung über den Aufbau der Materie	121
Anhang	123
Praktische Atomgewichte	123
Verzeichnis der notwendigen Geräte, Mineralien und Chemikalien	124
Namenregister	128
Sachregister	129

I. Einleitung.

§ 1. Körper und Stoff.

Wenn wir die Dinge unserer Umwelt mit Namen benennen, so benutzen wir Ausdrücke zweierlei Art. Wir sagen, dies ist ein Schlüssel, ein Hammer, eine Zange, eine Messerklinge, und andererseits hier ist Eisen, Silber, Gold, Glas, Marmor. Im ersten Falle verdanken die Dinge ihren Namen einer bestimmten Form, und mit dem Verlust ihrer eigentümlichen Form verlieren sie auch ihren Namen. Im zweiten Falle sehen wir ganz ab von der Gestalt. Der Schlüssel, der zum Ring umgeschmiedet wird, hört auf, Schlüssel zu sein, aber sein Stoff, das Eisen, bleibt auch im Ringe erhalten. Glas kann zu Flaschen, Fensterscheiben, Lampenglocken und tausend anderen Dingen geformt werden, es bleibt dabei stets Glas. Von Kindheit an ist uns der Unterschied von Körper und Stoff geläufig geworden: **ein Körper ist ein geformtes Ding, ein Stoff ist das, woraus ein wägbares Ding besteht.**

Wenn wir von einem Gegenstand sagen, er besteht aus Eisen, so geben wir ein Urteil ab, für das wir gute Gründe zu besitzen glauben; wir erkennen das Eisen an seiner Farbe, seinem Glanz, seiner Härte, Festigkeit, Schwere und seinem Klang. Wir erkennen das Wasser als farblose Flüssigkeit, die in der Kälte (0^0) zu festem, durchsichtigem Eis gefriert und in der Hitze (100^0) sich in unsichtbaren Wasserdampf verwandelt. So zählen wir von jedem Stoff eine Reihe von Eigenschaften auf, wenn wir über seine Eigenschaft Rechenschaft geben sollen. **Wir erkennen die Stoffe an ihren wesentlichen Eigenschaften.** Zu den wesentlichen Eigenschaften gehören Formart (fest, flüssig, gasförmig), Farbe, Eigengewicht, Härte, nicht aber die stets wechselnde Temperatur.

Eine gewisse Stoffkenntnis ist schlechthin unentbehrlich. Insofern ist jeder Mensch gezwungen, unwissentlich etwas Chemie zu treiben, und **die erste, grundlegende Aufgabe der Chemie ist der Erwerb einer Stoffkenntnis durch planmäßig angestellte Versuche.**

§ 2. Eigenschaften einiger fester Stoffe.

Die auffälligsten Eigenschaften der Dinge sind für uns die augenfälligen, denn wir Menschen sind Wesen, die sich vornehmlich mit den Augen in der Welt zurechtfinden. Damit hängt zusammen, daß Kinder und Naturvölker im Spieltrieb solche Gegenstände sammeln, die auffallen durch Farbe und Form: bunte, glänzende, funkelnde Steinchen

und Metalle, seltsam geformte Gestalten der belebten und unbelebten Natur. Wie die unzweifelhaften Augentiere, die Krähen und Elstern, alles zum Neste tragen, was glitzert und blinkt, so hat auch der Mensch von der Kindheit seines Geschlechtes an in seiner nie gebrochenen Freude an Glanz und Farbenpracht sich Schmuck gesammelt. In den ältesten Gräbern der Vorzeit ist Schmuck und Prunkgerät aus gleißendem Golde gefunden worden. Auch Silber und Kupfer sind uns aus nebelgrauer Vorzeit in Gräbern erhalten geblieben. Diese drei Stoffe, **Gold, Silber und Kupfer**, gehören zu denen, die seit uralter Zeit wegen ihrer Eigenschaften begehrt und gesucht und in stets steigendem Maße geschätzt wurden; je mehr die Menschen im Gebrauch dieser Stoffe neben ihren augenfälligen noch manche anderen wertvollen Eigenschaften entdeckten, die Geschmeidigkeit, Formbarkeit, Dauerhaftigkeit.

Wegen einer Reihe übereinstimmender Merkmale wurden diese Stoffe zusammen mit anderen nach und nach bekannt gewordenen mit einem gemeinsamen Namen benannt: es sind Metalle. **Ganz allgemein werden Stoffe, die eine größere Zahl übereinstimmender Eigenschaften besitzen, der Übersichtlichkeit halber in eine Gruppe zusammengefaßt. Die älteste solcher Stoffgruppen ist die der Metalle.** Das klassische Altertum der Griechen und Römer kannte deren nachweislich sieben: Gold, Silber, Kupfer, Blei, Zinn, Eisen und Quecksilber. Diese sind alle ausgezeichnet durch einen eigenartigen Glanz, den Metallglanz, durch hohes Eigengewicht und durch gute Leitfähigkeit für Wärme. Von diesen Stoffen ist nur einer bei gewöhnlicher Temperatur flüssig, alle anderen sind fest, aber im Feuer schmelzbar und wegen ihrer Geschmeidigkeit formbar. Gold, Silber und Quecksilber behalten ihren Glanz an der Luft, sie heißen deshalb Edelmetalle; die anderen verlieren den Glanz mit der Zeit, sie sind unedel. Außer diesen Metallen der Alten kennen wir heute eine stattliche Zahl anderer, von denen zunächst nur Platin, Zink, Aluminium und Magnesium erwähnenswert sind.

SV *Versuch:* Wir halten ein Stück Platinblech (Goldblech, Silberblech) in die Flamme. Es wird weißglühend, ohne zu schmelzen. Wir wiederholen den Versuch mit Kupferblech, Eisenblech, Zinkblech. Nur das Zink schmilzt.

SV *Versuch:* Wir erhitzen der Reihe nach ein Stückchen Zink, Zinn, Blei in einem Probierglas. Diese Metalle schmelzen.

Wir ersehen daraus, daß **die Metalle einen verschiedenen Schmelzpunkt** haben.

SV *Versuch:* Wir legen gleich dicke und lange Drähte von Kupfer, Eisen, Blei, Aluminium auf eine Wage und wiegen genau ab.

Das Eigengewicht der Metalle ist verschieden.

Versuch: Wir versuchen mit einem Stück Blei und einem Stück SV Eisen auf Papier zu schreiben. Der Versuch gelingt nur beim Blei.

Versuch: Wir biegen eine Bleistange und eine Zinkstange. Die SV Zinkstange zerbricht.

Härte und Biegsamkeit der Metalle sind verschieden.

Durch viele genaue Versuche hat man die Eigenschaften der Metalle festgestellt, deren wichtigste Ergebnisse die folgende Tabelle zeigt:

Name	Schmelzpunkt ° C	Eigen- gewicht	Eigenschaften
Aluminium . .	658	2,7	Silberweiß, glänzend, gut haltbar, zähe und dehnbar.
Blei	330	11,4	Bläulichweiß, glänzend, an der Luft schnell grau werdend, sehr weich und dehnbar, auf Papier abfärbend.
Eisen	1100—1600	7,0—7,8	Je nach der Sorte grau bis weiß (reines Eisen wird nicht verwendet). Rostet an feuchter Luft.
Gold	1065	19,3	Gelb, glänzend, äußerst geschmeidig, im Glanz vorzüglich haltbar.
Kupfer	1085	8,9	Rot, glänzend, geschmeidig, dehnbar. Wird an der Luft braun, schwarz oder grün.
Magnesium . .	650	1,7	Silberweiß, glänzend, an der Luft grau werdend, brennt mit blendend hellem Licht.
Platin	ungefähr 1750	21,4	Grauweiß, glänzend, geschmeidig, dehnbar, zähe, vorzüglich haltbar.
Quecksilber . .	— 39	13,6	Einziges, bei gewöhnlicher Temperatur flüssiges Metall, silberglänzend, den Glanz gut haltend.
Silber	960	10,5	Weiß, glänzend, geschmeidig, dehnbar, im Glanz gut haltbar.
Zink	420	7,1	Bläulichweiß, glänzend, an feuchter Luft grau werdend, spröde und brüchig.
Zinn	230	7,3	Weiß, glänzend, an der Luft matt werdend, gut haltbar, sehr geschmeidig; dünn gewalzte Blättchen heißen Stanniol.

Außer den Metallen sind frühzeitig neben mancherlei anderen auffallenden Stoffen Schwefel und Kohle von den Menschen in Gebrauch genommen und wirtschaftlich verwertet worden.

Der **Schwefel** ist bei gewöhnlicher Temperatur ein fester, spröder, zitronengelber Stoff, der in der warmen Hand knistert und beim Reiben elektrisch wird. Er findet sich in vulkanischen Gegenden im Gestein eingesprengt, manchmal in Form durchscheinender, eigenartiger, gesetzmäßig gebildeter Gestalten, die Kristalle genannt werden. Die größten Lager befinden sich in Sizilien und in den nordamerikanischen Staaten Louisiana und Texas.

SV *Versuch:* Etwas Schwefel wird im Probierglas vorsichtig erwärmt. Er schmilzt zu einer honiggelben Flüssigkeit, welche die saubere Glaswand nicht benetzt. Bei stärkerem Erhitzen geht die Farbe in Rotgelb, Rot, Braun und schließlich in Braunschwarz über. Bevor die dunkle Farbe erreicht wird, verliert der geschmolzene Schwefel seine leichte Beweglichkeit, er wird so zähe und steifteig, daß man das Versuchsgläschen umkehren kann, ohne daß etwas ausläuft. Mit dem Auftreten der schwarzen Farbe wird der Schwefel wieder dünnflüssig, er beginnt zu sieden und verwandelt sich in gelbbraunen Dampf, dessen Farbe durch den verdichteten, herabrinnenden schwarzen Schwefel nicht immer gut zu sehen ist. An kalten Stellen verdichtet sich der Dampf zu einem feinen, lockeren Pulver (Schwefelblumen). Die Formart des Schwefels ist wie bei den Metallen von der Temperatur abhängig.

SV *Versuch:* Etwas Schwefel wird in einem schräg gehaltenen, beiderseits offenen Glasrohr erhitzt. Er entzündet sich sehr leicht und brennt dann mit blaßblauer Flamme, die einen stechenden Geruch verbreitet. Er verbrennt restlos, ohne einen Rückstand zu hinterlassen.

Der häufig gehörte Ausdruck, es riecht nach Schwefel, bezieht sich auf diesen Geruch. Der Ausdruck ist falsch, denn der Schwefel selbst ist geruchlos; man darf nur sagen, es riecht nach brennendem Schwefel.

Die **Brennbarkeit** ist eine so auffallende und so schätzenswerte Eigenschaft, daß ihr von jeher die größte Aufmerksamkeit geschenkt worden ist. In weit entlegenen Teilen des Erdballs sind bei den verschiedensten Völkern Himmelsmärchen entstanden, nach denen ein Halbgott oder bevorzugter Heldenmensch das Feuer von der Sonne herabgeholt habe. Vielerorts wurde die Flamme für heilig gehalten und angebetet. Das ist erklärlich, weil erst mit der Herrschaft über das Feuer eine höhere Kultur möglich geworden ist.

Als brennbar erwiesen sich die allerverschiedensten Dinge aus dem Pflanzenreich, namentlich das Holz. Die brennbaren pflanzlichen Stoffe hinterließen beim vorzeitigen Erlöschen des Feuers schwarze,

abfärbende, brüchige Massen, die bei einem neuen Brande besonders große Hitze gaben.

Versuch: In einem Probierglas werden nacheinander Holzspäne, SV trockene Blätter, Zucker stark erhitzt. Sie verwandeln sich in Kohle, und die aus dem Glase strömenden Gase sind brennbar.

Abb. 1.

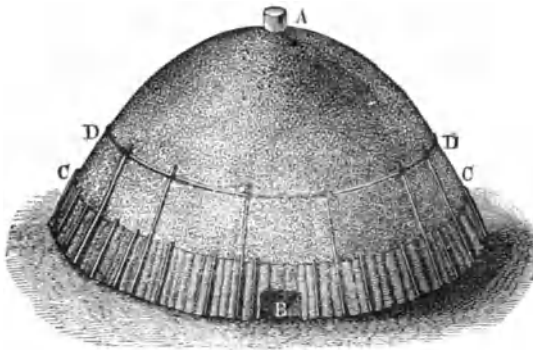
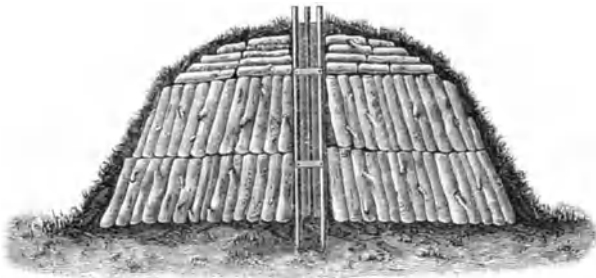


Abb. 2.



Diese zurückbleibenden Holzkohlen wurden den Menschen so wichtig, daß ein ganzes Gewerbe entstand, um das Verlangen nach dieser Wärmequelle zu befriedigen. Köhler brannten in Meilern die Baumstämme zu Kohlen. Holzstämme wurden dicht geschichtet, so daß nur wenige Luftgänge zwischen ihnen hindurchzogen; dann wurde der halbkugelige Haufen mit Rasenstücken und Erdschollen bedeckt, die am unteren Rande, in der „Rüstung“, einige wenige Löcher zu den Luftwegen frei ließen (Abb. 1 und 2), um ein Anzünden des Holzstoßes durch trockenes Reisig zu ermöglichen und um den Flammen einen Ausweg ins Freie zu lassen.

Was die Köhler mühsam erzeugten, das fanden die Bergleute in den mannigfaltigsten Formen als Braunkohle und Steinkohle im Erdboden. Im Laufe der Zeiten haben sich die Menschen so auf diese wärmespendenden schwarzen Schätze eingerichtet, daß sie durchaus unentbehrlich geworden sind.

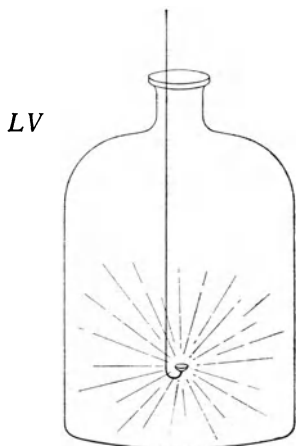
Schwefel und Kohle brennen, wenn sie einmal angezündet sind. Hierbei verschwinden sie anscheinend in nichts: der Schwefel verbrennt restlos, die Kohlen hinterlassen ein wenig Asche. Was aus den Stoffen wird, läßt sich nicht sehen, aber der stechende Geruch, den der brennende Schwefel weithin verbreitet, gibt zu denken.

II. Chemische Grundbegriffe.

§ 3. Verbrennung von Schwefel und Phosphor. Säuren.

SV *Versuch:* Wir lassen Schwefel in einem langstieligen metallenen Löffel in einer weitbauchigen Flasche brennen (Abb. 3), die wir vorher mit wenig Wasser ausgeschwenkt haben; es bilden sich weiße Nebel, die nach dem Erlöschen der Flamme langsam lichter werden. Die Wassertropfen, die von den Wänden zu Boden geronnen sind, haben einen stark sauren Geschmack, der weder beim Wasser noch beim Schwefel wahrzunehmen ist.

Abb. 3.



Versuch: Wir wiederholen den Versuch mit Phosphor, einem sehr leicht brennbaren, äußerst giftigen Stoff, der wegen seines Leuchtens im Dunkeln¹⁾ berühmt geworden und ehemals mit Gold aufgewogen worden ist. Wir bekommen unter gleichen Umständen in der Flasche noch dickere Nebel. Das Wasser dürfen wir nach diesem Versuch nicht ohne weiteres kosten, weil unverbrannte, abgespritzte giftige Phosphorteilchen in ihm vorhanden sind. Wir müssen die Flüssigkeit erst filtrieren.

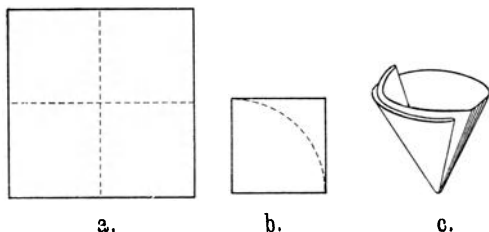
Ein kreisrundes Stück festes ungeleimtes Papier (Filtrierpapier) wird erst zum Halbkreis, dann zum Viertelkreis gefaltet und hierauf zu einem Kegel ausgebaucht, der in einen sauberen Trichter eingesetzt

¹⁾ Phosphor (Griechisch) heißt Lichtträger.

wird (Abb. 4). Das Papier läßt die Flüssigkeit klar durchtreten und hält die festen Stoffe zurück. Das durchlaufende Wasser ist wiederum stark sauer.

Der saure Geschmack ist uns sehr bekannt vom Obst, von eingelegten Gurken, von der geronnenen Milch und dem Essig. In den wässrigen Flüssigkeiten, die wir daraus abscheiden können, haben wir eine neue Gruppe von Stoffen vor uns: die **Säuren**, von denen die Essigsäure am längsten bekannt und als solche benutzt worden ist. Die Zahl der Säuren, welche die Menschen im Laufe der Zeit kennengelernt haben, ist sehr groß. Da viele Säuren giftig und ätzend sind, hat man nach Mitteln gesucht, um eine Säure ohne Zungenprobe zu erkennen. Eine Erfahrung aus der Küche kann uns hierbei helfen. Rotkohl, der eigentlich blau ist und beim Kochen eine blauviolette Flüssigkeit gibt, färbt sich durch Essig mit seiner Brühe schön rot.

Abb. 4.



Versuch: Wirstellen uns eine Blaukrautbrühe her und prüfen sie mit den verschiedensten Säuren, mit Essigsäure, Zitronensäure, Gerbsäure (aus Galläpfeln), Salzsäure, Schwefelsäure, Phosphorsäure usw. Die Farbe schlägt durch einen einzigen Tropfen in Rot um.

Leider ist die Rotkohlfarbe nicht lange haltbar, so daß man sie immer wieder frisch herstellen muß. Es gibt jedoch einen dauerhaften Pflanzenfarbstoff von gleicher Eigenschaft, Lackmus genannt, der von einer ausländischen Flechte stammt. Zur größeren Bequemlichkeit wird Fließpapier mit Lackmusflüssigkeit getränkt. Das blaue Papier SV wird sofort rot, wenn es durch Säuren benetzt wird.

Nach unserer bisherigen Erfahrung können wir sagen: **Säuren sind Stoffe, die in wässriger Lösung sauer schmecken und Blaukrautsaft sowie blaue Lackmusfarbe rot färben.** Beim Verbrennen von Schwefel oder Phosphor entstehen Säuren.

§ 4. Kalkbrennen. Kohlensäure, Ätzkalk. Lauge.

Von jeher erregte das Feuer das Staunen und Fragen der Menschen, denn nicht nur die brennenden Stoffe selbst werden verändert, auch alle nicht brennbaren bekommen andere Eigenschaften, wenn sie von

der Hitze getroffen werden: sie ändern die Farbe, die Gestalt und die Zustandsform (physikalische Vorgänge), ja sie werden häufig dauernd mit anderen Eigenschaften begabt, also in ganz andere Stoffe verwandelt (chemische Vorgänge).

Zu den ältesten Erfahrungen dieser Art gehört das Brennen des Kalksteins.

- SV *Versuch:* Wir erhitzen eine abgewogene Menge Kalkstein (eine besondere Form heißt Marmor, eine andere Kreide) in einem metallenen Tiegel mit sehr heißer Flamme; wir bemerken nach dem Erkalten einen beträchtlichen Gewichtsverlust. Der Rückstand, der gebrannte Kalk, ist brüchig und bröckelig, glanzlos und matt.

Der berühmte Baumeister der römischen Kaiserzeit Vitruv¹⁾ (unter Augustus) schrieb in seinem Buche über die Baukunst, das Gewicht werde ungefähr um den dritten Teil vermindert. In Wahrheit büßt reiner Kalkstein weit mehr an Gewicht ein (44 Proz.). Vitruv hatte wohl keinen völlig reinen Stoff genommen oder nicht hinreichend lange geglüht.

- SV *Versuch:* Der gebrannte Kalk wird mit etwas Wasser übergossen. Es zischt auf, wird heiß und bekommt einen scharfen brennenden Geschmack, während zugleich die festen Massen zu einem weißen, weichen, ätzenden Brei zergehen, der als gelöschter Kalk seit uralter Zeit mit Sand gemischt zwischen den Bausteinen vermauert wird (Mörtel).

- SV *Versuch:* Wir filtrieren etwas von der trüben Flüssigkeit und erhalten klares Kalkwasser, von dem ein winzig kleiner Tropfen unsere Blaukrautabkochung grün färbt. Die blaue Lackmusfarbe wird nicht verändert. Nehmen wir jedoch Lackmuslösung, die von einer Spur Säure rot gefärbt worden ist, so wird sie durch das Kalkwasser wieder blau.

Der ungebrannte Kalkstein zeigt die Eigenschaften der Wasserlöslichkeit, der ätzenden Schärfe und der Farbwirkung nicht. Er ist durch das Feuer in seinen Eigenschaften dauernd verändert worden, d. h. der ursprüngliche Stoff ist in einen neuen verwandelt worden, vielleicht auch in mehrere, denn der auffallend große Gewichtsverlust weist auf das Fortgehen eines Stoffes hin. Eine solche Veränderung, wie sie der Kalkstein beim Glühen erleidet, nennen wir einen chemischen Vorgang.

Ein chemischer Vorgang besteht in einer dauernden, völligen Änderung der Eigenschaften, also in der Bildung neuer Stoffe aus vorher vorhandenen. Chemische Vorgänge sind z. B. das Ver-

¹⁾ Vitruv: De Architectura. Liber secundus, caput V.

brennen von Kohle, Schwefel und Phosphor, das Verkohlen von Holz, Zucker, Stärke, das Kalkbrennen.

Es ist die zweite Grundaufgabe der Chemie, die chemischen Vorgänge, die an den Stoffen stattfinden, eindeutig zu beschreiben.

Vitruv war erfüllt von dem Glauben, daß kein Ding in nichts verschwinden kann, wie Lucrez in seinem Lehrgedicht „Über die Natur der Dinge“ wiederholt betont hatte. „Nichts, was irgend nur ist, mag ändern die Summe der Dinge“¹⁾. Vitruv versuchte darum den Gewichtsverlust beim Kalkbrennen zu deuten. Er deutete ihn als ein Entweichen von Feuchtigkeit, aber er hatte mit seiner Annahme fehlgegriffen. Die Frage war nicht durch

bloßes Denken zu lösen, sie erforderte eine Entscheidung durch Versuche. Die Chemie ist eine Erfahrungswissenschaft; in der Beobachtung und Versuch durch nichts ersetzt werden können. Das klassische Altertum liebte keine Versuche, es verachtete sie sogar als unwürdig eines freien

Mannes. Infolgedessen erwuchs die Chemie in den Werkstätten der Handwerker, an den Feuern der Schmiede und Metallarbeiter, an den Trögen der Bäcker, inmitten der Salbentöpfe der Seifensieder und Händler mit Duftstoffen und Schönheitsmitteln. Erst zu Beginn der Neuzeit löste sie sich als Wissenschaft vom Handwerk.

Um die Frage nach dem Vorgang des Kalkbrennens zu lösen, verfahren wir nach den grundlegenden Versuchen des Schotten Black (1728 bis 1799).

Versuch: Wir erhitzen in einem Probierring, das von einem Kork SV mit Abzugsrohr und Schlauch verschlossen ist (Abb. 5), etwas Pulver von Magnesit oder Bitterspat. (Dieser Stoff kommt auch als Gestein vor und ist dem Kalkstein sehr ähnlich; er wird aber viel leichter „gebrannt“ als dieser, so daß der Vorgang schon im erhitzten Glase eintritt.) Den Schlauch verbinden wir mit einer Waschflasche (Abb. 6), die etwas blaue Lackmuslösung enthält. Gleich nach dem Beginn des Erhitzens sehen wir Gasblasen durch die Flüssigkeit perlen, und nach kurzer

Abb. 5.

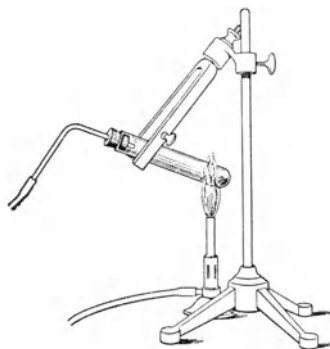


Abb. 6.



¹⁾ Lucrez, De rerum natura 2, 295.

Zeit wird diese rot. Jetzt ersetzen wir die Waschflasche durch eine neue mit klarem Kalkwasser. Das aufperlende Gas trübt die Flüssigkeit, und bei ruhigem Stehen setzt sich aus ihr ein weißer Niederschlag ab. Der Glührückstand im Glase färbt die rot gewordene Lackmuslösung wieder blau und die Rotkohlblühe grün. Der Absatz in der Waschflasche tut das nicht mehr.

Wässrige Lösungen von Stoffen, die Lackmus blau und Rotkohlblühe grün färben, heißen Laugen. Sie schmecken seifenähnlich und ätzend.

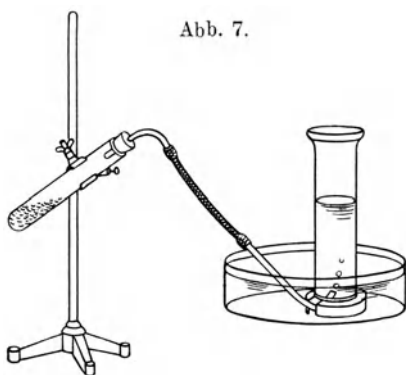


Abb. 7.

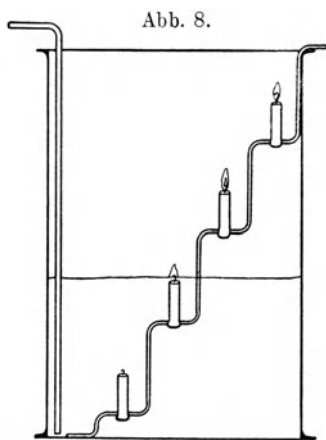


Abb. 8.

SV Versuch: Wir wiederholen den Versuch mit einer kleinen Änderung: wir fügen an den Abzugsschlauch ein kurzes gebogenes Glasrohr und führen es in eine Wanne oder Schale, die mit warmem Wasser gefüllt ist, unter einen kleinen, wassergefüllten Zylinder (Abb. 7). Beim Erhitzen des Magnesits füllt sich der Zylinder mit einem farblosen Gase. Es sieht aus wie Luft, muß jedoch etwas anderes sein, denn die Luft färbt die Lackmusfarbe nicht um und trübt auch das Kalkwasser nicht. Wir verschließen den gasgefüllten Zylinder unter Wasser mit einer aufgeschliffenen Glasplatte, heben ihn aus der Wanne und kehren ihn um. Tauchen wir ein brennendes Licht oder einen brennenden Span in den Zylinder, so erlischt die Flamme sofort. Das geschieht auch noch, wenn der gasgefüllte Zylinder einige Zeit offen auf dem Tische gestanden hat. Das Gas muß demnach schwerer sein als die gewöhnliche Luft.

Wegen seiner Schwere können wir das Gas auch ohne Gaswanne auffangen.

LV Versuch: Wir leiten es unmittelbar in einen Standzylinder, in dem es zu Boden sinkt. Brennende Lichter erlöschen in ihm in der Reihen-

folge von unten nach oben (Abb. 8). Daran ist zu erkennen, wie der Raum sich mit dem Gase anfüllt.

Versuch: Wir kehren den Zylinder über einem brennenden Licht SV um, wie wenn wir Wasser ausgießen wollten; das schwere Gas fließt aus und erstickt die Flamme.

Beim Erhitzen von Kalkstein und Bitterspat entweicht ein farbloses, geruchloses, schweres Gas, das blaue Lackmuslösung und Rotkohlsaft rot färbt, Kalkwasser trübt und die Flamme erstickt. Es wird heute gemeinhin Kohlensäuregas genannt.

Der Name Kohlensäuregas rührt daher, daß es beim Brennen von Kohle und kohlehaltigen Stoffen entsteht.

Versuch: Wir bringen Holzkohle zum Brennen, fachen durch Blasen zu lebhafter Glut an und halten ein Becherglas darüber, das mit Kalkwasser ausgeschwenkt ist; die Wände werden milchig trübe. Wenn wir in eine kalkwasserfeuchte Flasche eine brennende Kerze halten, deren Kohlegehalt an dem Ruß ihrer Flamme zu erkennen ist, so erlischt die Kerze sehr bald und das Kalkwasser wird trübe (Abb. 9).

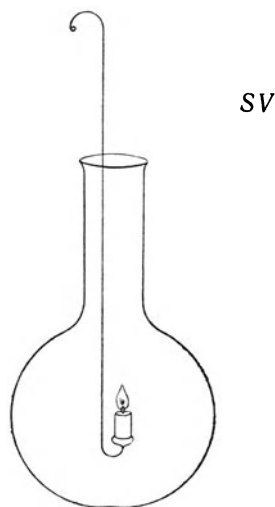
Wir erkennen das Kohlensäuregas außer an den sinnfälligen Eigenschaften der Formart, Farblosigkeit, Geruchlosigkeit auch an seinem Verhalten zu brennenden Stoffen, zu einigen Pflanzenfarbstoffen und zu Kalkwasser. Die hier auftretenden Vorgänge nennen wir **Reaktionen**, die aufeinander wirkenden Stoffe **Reagenzien**. Die blaue Lackmuslösung ist ein Reagens auf Säuren, das Kalkwasser und der brennende Span sind Reagenzien auf Kohlensäuregas.

Versuch: Wir untersuchen eine Flasche natürlichen oder künstlichen Sauerbrunnens auf Kohlensäuregas.

Schon Black hatte vorgeschlagen, durch Lösen von Kohlensäuregas in Wasser ein erfrischendes Getränk herzustellen, denn er hatte erkannt, daß die natürlichen Sauerlinge unter den Heilquellen Kohlensäure gelöst enthalten. Sein Vorschlag ist in weitgehendem Maße durchgeführt worden: das beliebte künstliche Selterwasser wird durch Einpressen von Kohlensäuregas in Wasser erhalten.

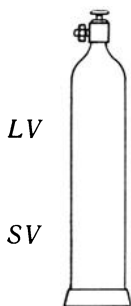
Fast alles Kohlensäuregas, das die Gewerbe für die künstlichen Sprudel benötigen, entströmt dem Erdboden. In Deutschland sind

Abb. 9.



starke Gasquellen in Hönningen a. Rh., Herse in Westfalen, Sondra und Salzungen in Thüringen. Das ausströmende Gas wird vielerorts aufgefangen und unter hohem Druck in nahtlose Stahlflaschen gepreßt (Abb. 10). Solche Flaschen bilden einen wesentlichen Bestandteil der Bierdruckapparate; die Kohlensäure erhält das Bier frisch und treibt es durch die Steigrohre aus dem Keller in die Wirtschaftsräume.

Abb. 10.



LV

Versuch: Wir lassen etwas Gas aus der Stahlflasche durch Lackmuslösung und durch Kalkwasser strömen, und erhalten die Rotfärbung und den weißen Niederschlag.

SV

Versuch: Treiben wir unseren Atem aus voller Brust durch Lackmuslösung und durch Kalkwasser, so erkennen wir, daß auch in der ausgeatmeten Luft Kohlensäuregas zugegen ist. Dieses Gas ist hiernach ein Stoff, der in der Natur und in unserem Leben eine große Rolle spielt, so daß wir uns noch wiederholt mit ihm werden beschäftigen müssen.

§ 5. Einfache und zusammengesetzte Stoffe.

Wir haben gesehen, daß Kalkstein beim scharfen Brennen erheblich leichter wird. Diese früh erkannte Tatsache war schwierig aufzuklären, weil das entweichende Kohlensäuregas farblos und unsichtbar ist. Man sollte meinen, daß sich die Einsicht in solche Vorgänge viel einfacher gestaltete, bei denen nichts unsichtbar bleibt; aber auch bei ihnen sind Irrtümer nicht nur möglich gewesen, sondern auch vielfach begangen worden.

Oft findet man im Gebirge (z. B. Harz) oder auch zwischen den Kohlen im Keller ein goldähnlich blinkendes Erz, das wegen seines Aussehens „Katzengold“ genannt wird.

SV *Versuch:* Wir schlagen ein großes Erzstück in streifenden Schlägen mit einem Hammer. Es sprüht helle Funken. Wegen dieser Feuerfunken heißt das Erz **Pyrit** (aus dem Griechischen = Feuer). Beim Schlagen springt ein Pulver ab. Der Pyrit ist hart und spröde, nicht weich und geschmeidig wie Gold.

SV *Versuch:* Wir erhitzen dieses Pulver im schräg gehaltenen Probierglas; es bildet sich an den unbeheizten, kalten Glaswänden ein gelber Beschlag, der genau so aussieht wie Schwefel. Er ist auch Schwefel. Außerdem entströmt dem Gase der Geruch des brennenden Schwefels. Wegen des leicht auszutreibenden Schwefels führt das „Mineral“ auch den Namen Schwefelkies. Im Glase bleibt nach dem Erhitzen ein Pulver, das nicht mehr messinggelb, sondern dunkel ist. Erhitzen

wir es auf Holzkohle, indem wir mit einem Lötrohr seitlich durch die Gasflamme gegen das Pulver blasen, so sintern die Staubeilchen zu größeren Körnern zusammen, die nach dem Erkalten am Magnet hängen bleiben, was das messinggelbe Erz nicht tut. Obgleich wir nicht aus einer einzigen Eigenschaft auf das Vorhandensein eines bestimmten Stoffes schließen dürfen, können wir doch vermuten, daß hier Eisen entstanden ist. Es ist tatsächlich Eisen, wie genaue Proben ergeben haben. Das gelbglänzende Erz führt nach seinem Eisengehalt noch den dritten Namen Eisenkies.

Der gelbglänzende, spröde, harte, funkengebende Pyrit, Eisenkies oder Schwefelkies zerfällt beim Erhitzen im Rohr und auf der Kohle vor dem Lötrohr, er muß demnach aus einfacheren Stoffen zusammengesetzt sein. Schwefel und Eisen sind offenbar einfacher als Eisenkies; ob auch sie zusammengesetzt sind, lassen die Versuche nicht erkennen. Bisher ist es nicht gelungen, Schwefel und Eisen in einfachere Stoffe zu zerlegen, und es steht nicht zu erwarten, daß eine Spaltung noch gelingen werde.

Zusammengesetzte Stoffe, die völlig andere Eigenschaften besitzen als ihre Bestandteile, nennen wir **Verbindungen**. Stoffe, die wir nicht in verschiedene Bestandteile zerlegen können, sind **einfache Stoffe** oder **Elemente**. Kalkstein, Bitterspat und Eisenkies sind zusammengesetzte Stoffe, sind Verbindungen. Schwefel und alle Metalle sind für uns Elemente.

Mineralien heißen die natürlich vorkommenden festen und flüssigen Stoffe der unbelebten Natur. Erze sind Mineralien, aus denen Metalle gewonnen werden können. Mineralien treten häufig in gesetzmäßig gebildeten Formen auf, die als Kristalle bezeichnet werden. Der Eisenkies (Pyrit) zeigt oft Würfel.

III. Das Wasser.

§ 6. Lösen und Kristallisieren.

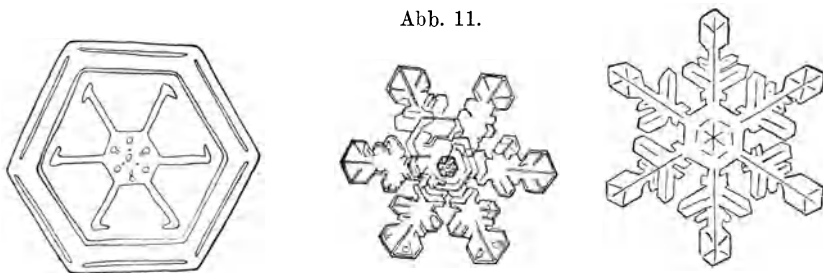
Der Name Kristall bedeutete ursprünglich Eis¹⁾. Im Laufe der Zeiten ist mit diesem Worte wie mit vielen anderen ein Bedeutungswandel vorgegangen, es bezeichnet heute nicht mehr einen bestimmten Stoff, sondern die natürliche, gesetzmäßige Form irgend eines beliebigen Stoffes. Solche Formen zeigen die Eisblumen an den winterkalten Fensterscheiben, und die Schneeflocken sind Haufwerke von kleinen

¹⁾ Griechisch = gefrorenes Wasser.

Kristallen. Besonders an den Schneeflocken ist das Gesetzmäßige der Form, die Sechsstrahligkeit (Abb. 11) leicht erkennbar.

Das Wasser kristallisiert nicht nur selbst, wir können auch leicht mit seiner Hilfe Kristalle von anderen Stoffen gewinnen. In der Natur

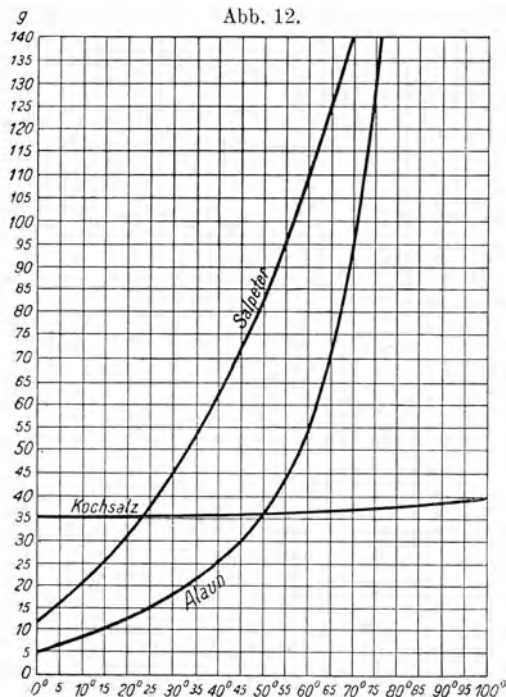
Abb. 11.



sind Kristalle ohne menschliches Zutun ununterbrochen vom Wasser gebildet worden und werden fortgesetzt neu von ihm gebildet.

SV

Abb. 12.



Versuch: In ein Becherglas mit Wasser schütten wir etwas Kochsalz, in ein zweites bringen wir zum Wasser Pulver von Alaun. Das ist ein fester, weißer Stoff, den schon die alten Ägypter beim Einbalsamieren der Leichen benutzten; in ein drittes etwas Salpeter, der uns vom Einpökeln von Fleisch her bekannt ist. Nach kurzem Umrühren schmeckt der Inhalt des ersten Gefäßes salzig, der des zweiten zusammenziehend und schrumpfend, des dritten bitter salzig. Die Stoffe sind in Lösung gegangen,

d. h. die festen Bestandteile sind in unsichtbare Teilchen zergangen und haben sich überall in der Flüssigkeit verbreitet.

Das Lösen ist ein Vorgang ähnlich dem Übergang einer Formart in eine höhere: fest in flüssig, flüssig in dampfförmig. Wie beim Übergang in eine höhere Formart ist beim Lösen eine Temperaturerniedrigung zu bemerken. Erwärmen wir das Wasser in den drei Gefäßen, so ist deutlich zu merken, wie das Lösen beschleunigt wird. Die Zeichnung (Abb. 12) zeigt uns die Löslichkeit von Kochsalz, Alaun und Salpeter. Beim Kochsalz erreicht der Vorgang bald sein Ende. 100 Teile Wasser vermögen bei 100° nur 39 Teile Kochsalz aufzulösen, bei 0° 35,6 Teile. Von dem Alaun löst sich mit steigender Wärme außerordentlich viel mehr als bei Zimmertemperatur; die Löslichkeit des Salpeters ist noch etwas größer. Eine Lösung, die nichts mehr von dem gelösten Stoff aufzunehmen vermag, heißt gesättigt.

Wir gießen die Flüssigkeit von dem Bodensatz in ein reines Glas ab oder filtrieren rasch durch ein Faltenfilter (Abb. 13), das stets angewendet wird, wenn eine Flüssigkeit schnell durchlaufen soll. Das klare Filtrat kühlt sich ab und ist darum bald mit Salz übersättigt; das Wasser kann nicht mehr die ganze Salzmenge in Lösung halten, es scheidet sich in jeder der drei Lösungen ein feines Salzmehl aus, das aus winzigen Kriställchen besteht. Die Kristallisation des Kochsalzes zeigen Abb. 14 und 15. Jeder Teil dieser Gebilde ist ein kleiner Würfel. Es kommt in den Steinsalzlager in derartigen schönen großen Würfeln vor.

Aus der Alaunlösung scheiden sich Kristalle ab, welche die Form regelmäßiger Oktaeder zeigen (Abb. 16).

Versuch: Wir hängen in eine gesättigte Alaunlösung (in die so- SV genannte Mutterlauge) an einem Faden einen kleinen Alaunkristall. Es lagern sich dann auf seiner Oberfläche die ausscheidenden festen Bestandteile von allen Seiten gleichmäßig ab.

Abb. 13.

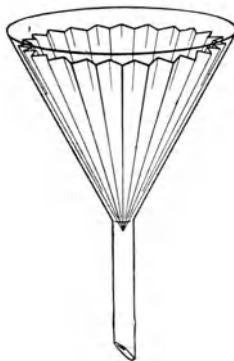


Abb. 14.

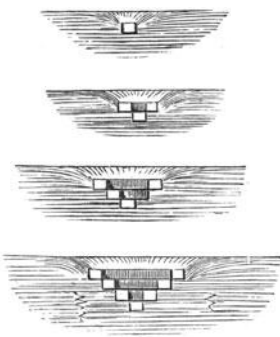
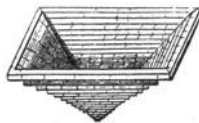
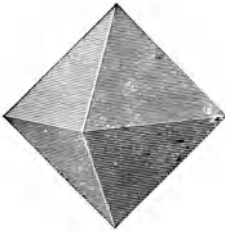


Abb. 15.



Stoffe, die in Kristallen auftreten, sind meist sehr rein. Deshalb ist das Kristallisieren neben dem Lösen und Filtrieren für den Chemiker

Abb. 16.



so außerordentlich wichtig. Will der Chemiker der ersten Aufgabe seiner Wissenschaft genügen, die Stoffe genau zu beschreiben und ihre Zahl zu sichten und zu ordnen, so muß er imstande sein, sie **rein** zu gewinnen und aus Gemischen abzusondern. Hierzu ist ihm das Lösen, Filtrieren und Kristallisieren unentbehrlich.

§ 7. Destillieren.

Wasser ist das allgemeinste Lösemittel. Es löst auch solche Stoffe wenigstens in Spuren auf, welche gemeinhin für unlöslich gelten. Wer sich einmal am Schilf oder Riedgras die Finger geschnitten hat, der wird wissen, daß durch die Pflanzensäfte der unlösliche Kiesel in die Halme und Blätter gewandert ist.

SV *Versuch:* Pulvern wir ein altes, zerbrochenes Probierrohr aus gewöhnlichem Glase sehr fein, kochen den Staub mit reinem Wasser und fügen dann etwas rotviolette Rotkohlblühe hinzu, so wird diese grün. Der Farbenumschlag ist nur durch die Annahme erklärlich, daß etwas von dem Glas im Wasser gelöst worden ist.

Abb. 17.

SV



SV

Versuch: Lassen wir ein Trinkglas voll Leitungs-, Brunnen- oder Quellwasser einige Stunden im Zimmer stehen, so überziehen sich die Wände mit kleinen Gasbläschen. Das Wasser hatte in kühlerer Temperatur Luft gelöst, die sich mit zunehmender Wärme wieder ausscheidet.

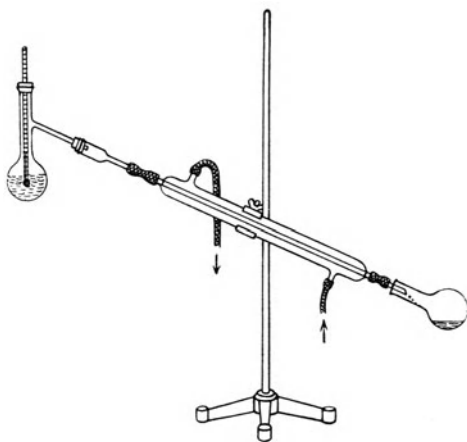
Versuch: Füllen wir ein Probierrohr über- voll mit Wasser, verschließen es mit einem durchbohrten Kork, der ein Stückchen Glasrohr trägt, und erhitzen das Ganze umgekehrt in einem hohen Becherglas mit Wasser (Abb. 17), so sammelt sich am oberen Ende des Probierrohres eine Luftblase. Gase sind bei niedriger Temperatur leichter löslich als in der Wärme, während für feste Stoffe das Umgekehrte gilt. Diese Erkenntnis stimmt zu dem, was wir vom Übergang einer Formart in eine andere wissen.

Das natürlich vorkommende Wasser ist fast immer unrein. Um es rein zu erhalten, müssen wir es **destillieren**, d. h. verdampfen und den Dampf wieder verdichten. Lange vor dem Sieden entweichen die gelösten Gase, und die gelösten festen Stoffe bleiben im allgemeinen vollständig zurück.

Versuch: In einer Kochflasche bringen wir salzhaltiges Wasser SV zum Sieden und leiten den Dampf durch das innere Rohr eines Kühlers.

Dieser besteht aus einem weiten Mantelrohr als Kühlraum und aus einem inneren, engen Rohr für den Dampfstrom. In das Mantelrohr fließt, von unten her langsam ansteigend, Kühlwasser ein, das aus dem oberen Ansatz heiß wieder abrieselt, während Dampf von oben her in das Innenrohr eintritt (Abb. 18). Kühlwasser und Dampf strömen einander entgegen, so daß heißer Dampf durch warmes Wasser, und daß heißes, eben erst verdichtetes Wasser durch kaltes, von Punkt zu Punkt immer kälter werdendes abgekühlt wird. Auf diese Weise wird das Kühlwasser sehr gut ausgenutzt. Durch wenig Wasser lassen sich beträchtliche Dampfmengen bis auf Zimmerwärme und tiefer herunterkühlen. Das heiß ablaufende Kühlwasser wird beim Dauerbetrieb in die Destillierblase geleitet, wodurch eine nicht unerhebliche Brennstoffersparnis erzielt wird, weil die frei werdende Dampfwärme zum Erhitzen des Frischwassers bis auf die Nähe des Siedepunktes ausgenutzt wird. Das Gegenstromprinzip bedeutet stets eine gute wirtschaftliche Ausnutzung der vorhandenen Möglichkeiten; es wird daher im chemischen Großgewerbe in weitgehendem Maße angewendet. Für die Laboratoriumsarbeit mit den Glasgeräten bietet der abgebildete, sogenannte **Liebigsche Kühler** (Abb. 18) noch einen weiteren Vorteil:

Abb. 18.



an keiner Stelle tritt ein krasser Temperaturunterschied auf. Dadurch werden Spannungen im Glase und somit Verluste durch Springen vermieden. Der Kühler wird nach Liebig benannt, weil er ihn in der angegebenen Form in allgemeinen Gebrauch gebracht hat; erfunden ist er

schon früher durch den Jenaer Gelehrten Weigel, einen Zeitgenossen Goethes. Vielfach wird an Stelle des sperrigen Liebig'schen Kühlers ein Schlangenrohrkühler (Abb. 19) benutzt.

Aus dem unteren Ende des Dampfrohres tropft bei unserem Versuch fortgesetzt klares Wasser, dessen erste Anteile, den Vorlauf, wir wegschütten, weil er durch gelöste Gas- und Staubschichten aus dem Kühler verunreinigt ist. Das aufgefangene reine destillierte Wasser ist vollkommen klar und farblos; erst in sehr dicken Schichten zeigt es einen himmelblauen Farbenton. Nur für dieses destillierte Wasser gelten die physikalischen Angaben: Siedepunkt $+100^{\circ}\text{C}$ bei 760 mm Quecksilberdruck, Eispunkt $\pm 0^{\circ}$ bei Normaldruck, größte Dichte bei $+4^{\circ}\text{C}$.

Abb. 19.



SV

In unserer salzwasserhaltigen Kochflasche zeigt das Thermometer einen höheren Siedepunkt. Es ist ganz allgemein gefunden worden, daß durch gelöste Stoffe der Siedepunkt erhöht wird. Entsprechend wird der Gefrierpunkt erniedrigt: Meere frieren selten zu.

Versuch: Mit Seife geschüttelt gibt destilliertes Wasser sofort einen bleibenden Schaum (weiches Wasser), Brunnenwasser erst nach einiger Zeit, nachdem dicke Flocken die Flüssigkeit getrübt haben (hartes Wasser).

Regenwasser verhält sich wie destilliertes Wasser, was leicht verständlich ist. Verdampft doch die Sonne von allen Wasserflächen der Erde beständig große Mengen Wasser, die als unsichtbarer Dampf in der Luft vorhanden sind, sich bald hier, bald da zu Nebel und Wolken verdichten und als Tau, Regen, Schnee oder Hagel wieder zu Boden fallen. Regenwasser ist destilliertes Wasser, das nur wenige Staubteilchen aus der Luft mitgerissen hat. Wegen seines Verhaltens zur Seife benutzen es die Hausfrauen vorteilhaft zur Wäsche; beim Brunnen- und Leitungswasser würden sie große Mengen Seife ungenutzt vergeuden. Als Getränk ist Regenwasser wegen seines faden Geschmackes ungeeignet, während das erfrischend, erquickend schmeckende Brunnen- und Quellwasser ein Labsal und sehr bekömmlich ist, falls es nicht etwa durch giftige Stoffe und Krankheitskeime verunreinigt ist.

Die Quellen der Gebirge enthalten gewöhnlich vorzügliches Trinkwasser, sie sind deshalb von alters her geschätzt. In bewohnten Gegenden sind die Bodenwässer hingegen selten frei von Keimen, wodurch die Aufgabe, die Städte mit dem lebenswichtigen Wasser zu versorgen, nicht leichter wird. Was ein Wasserwerk für eine Riesenarbeit zu leisten hat, sollte jeder Bürger, der Anspruch auf wirtschaftliches Verständnis macht, sich recht überlegen. Rechnet

man doch in großen Städten mit einem täglichen Verbrauch von 100 bis 150 Liter Wasser für die Person zum Trinken, Kochen, Waschen, Baden und zu gewerblichen Zwecken! Und all das Wasser muß gereinigt werden! Es wird zu dem Zwecke in großen Filterbecken durch Sand- und Kiesschichten filtriert. Für die Gewerbe ist auch das zu Trinkzwecken gereinigte Wasser nicht ohne weiteres brauchbar, denn es ist häufig zu hart, es enthält oft zu viel Kalk gelöst, was schon in den Kochtöpfen jedes Haushalts an dem unliebsamen Kesselstein zu erkennen ist. In richtig geleiteten Großbetrieben muß der Chemiker darüber wachen, daß stets das Wasser allen Ansprüchen genügt. Für die Zwecke der chemischen Laboratoriumsarbeit bedarf man im allgemeinen des reinen, des destillierten Wassers.

Draußen in der Natur ist das Wasser in ewigem Kreislauf: „Vom Himmel kommt es, zum Himmel steigt es, und wieder nieder zur Erde muß es, ewig wechselnd.“ Nur langsam, ganz allmählich ist es dem Menschen gelungen, die riesige Destillation für seine Bedürfnisse nachzuahmen, die später auch auf andere flüchtige Stoffe übertragen wurde, denn die Destillation erwies sich als ein besonders gut brauchbares Verfahren, um Stoffe rein zu gewinnen, und der Siedepunkt wurde als wertvolles Merkmal der Reinheit erkannt, weil er für jeden einheitlichen Stoff bei gleichbleibendem Druck sich nicht ändert.

IV. Der Verbrennungsvorgang. Oxydation.

§ 8. Luft und Verbrennung.

Satz von der Erhaltung des Gewichts.

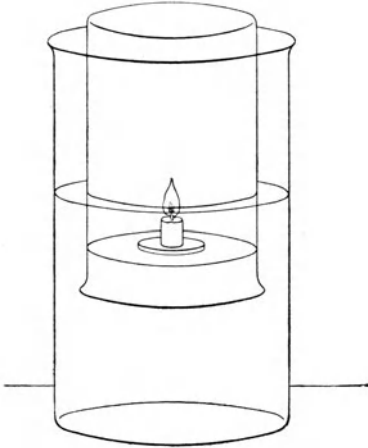
Um Wasser und Feuer kreisten die Gedanken der Menschen schon auf der niedersten Kulturstufe, denn ohne Wasser gibt es kein Leben und ohne Feuer keine Kultur. „Wohltätig ist des Feuers Macht, wenn es der Mensch bezähmt, bewacht.“ Will der Mensch das Feuer beherrschen, so muß er es kennen. Es ist darum kein Wunder, daß die Kunst, das Feuer zu beherrschen, in den chemischen Gewerben ausgebildet worden ist, weil sie des Feuers sehr viel bedürfen¹⁾.

Die Kenntnis des Feuers ist scheinbar sehr einfach. Jedes Kind lernt heute unmerklich und mühelos, daß zu einem Feuer außer einem

¹⁾ Dem Feuer wurde eine solche Wichtigkeit für die chemischen Vorgänge beigemessen, daß bis zur Zeit Goethes für einen Chemietreibenden der Name Philosophus per ignem, Feuerphilosoph, gebraucht wurde.

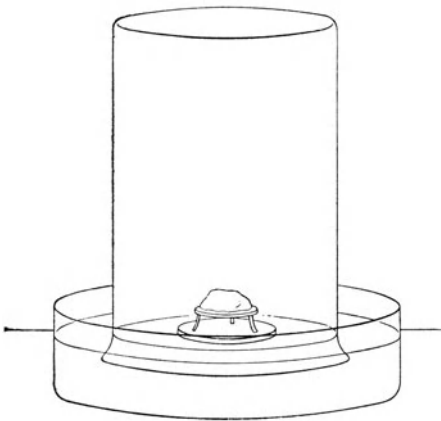
brennbaren Stoff auch ein Luftzug gehört: das Feuer im Ofen erlischt, wenn seine Türen dicht geschlossen werden. Was es mit dieser Luftzufuhr für eine Bewandnis hat, das ist jedoch bis gegen Ende des

Abb. 20.



SV

Abb. 21.



SV

18. Jahrhunderts ein Rätsel geblieben. Um diese Zeit bildete sich eine Luftchemie aus, deren Hauptvertreter der Deutschschwede Karl Wilhelm Scheele und die Engländer Priestley und Cavendish gewesen sind. Diese Männer haben nicht nur zahlreiche Stoffe entdeckt und untersucht, sie haben mit ihren Arbeiten auch die Grundlagen geschaffen, auf denen die moderne wissenschaftliche Chemie errichtet worden ist.

Versuch: Wird eine Kerze brennend in eine große, luftgefüllte Flasche eingesenkt (Abb. 9), so erlischt sie nach einiger Zeit. Scheele ergänzte diesen einfachen Versuch durch das Verbrennen zahlreicher Stoffe in einem durch Wasser abgesperrten Luftraum.

Versuch: Wir lassen nach seinem Vorgang eine brennende Kerze auf einem kleinen Floß auf Wasser schwimmen und stülpen eine Glasglocke

darüber (Abb. 20); die Kerze erlischt bald, und das Wasser steigt nach dem Abkühlen eine ansehnliche Strecke in der Glocke empor.

Versuch: Feinstes Eisenpulver, das unter gleichen Umständen nach dem Anglühen auf einer Asbestplatte verglimmt, vermindert den Luftraum in gleicher Weise (Abb. 21).

In jedem dieser Fälle erlischt ein brennender Span oder eine brennende Kerze sofort nach dem Einsenken in den Luftrest.

In den Schmieden sehen wir Funken stieben, wenn das glühende Eisen gehämmert wird, und den Boden sehen wir mit blauschwarzen Plättchen und Körnchen bedeckt, die „Hammerschlag“ heißen. Die abspringenden Funken sind brennendes Eisen, der Hammerschlag ist verbranntes Eisen. So ist auch unser verglimmendes Eisenpulver nichts anderes als brennendes Eisen gewesen. Die Brennbarkeit des fein zerteilten Eisens hat den Gedanken nahegelegt, daß auch das Rosten des Eisens ein dem Brennen entsprechender Vorgang ist.

Versuch: Angefeuchtetes Eisenpulver wird auf einer Asbestplatte *SV* schwimmend in ein abgeschlossenes Luftvolumen gebracht. Nach einigen Tagen ist das Eisen rostig geworden und das Wasser in der Glocke gestiegen.

Tatsächlich hat Scheele durch diesen und andere Versuche festgestellt, daß beim Rosten des Eisens der Luftraum in gleicher Weise vermindert wird wie beim Brennen der Kerze, des Phosphors, des Schwefels und anderer Stoffe.

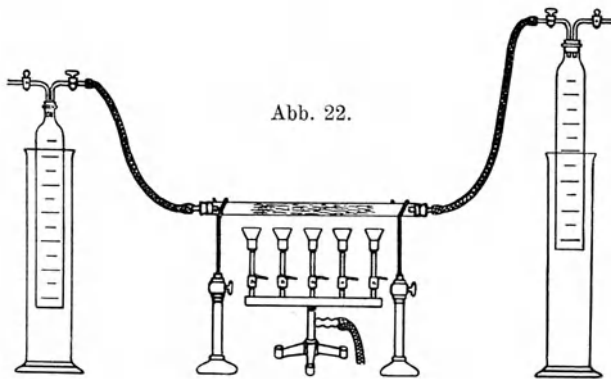
Aus diesen Versuchen schließen wir mit Scheele: „Das Feuer ist derjenige bekannte, mehr oder weniger leuchtende **Zustand** gewisser Körper, in welchen sie durch Hilfe der Luft geraten, nachdem sie vorher einen gewissen Grad von Hitze empfangen haben, bei welchem Zustand sie in ihre Bestandteile aufgelöst und gänzlich zerstört werden, wobei auch ein besonderer Teil der Luft allemal verloren geht“¹⁾. Der Hitzegrad, auf den die Stoffe erst gebracht werden müssen, bevor sie anfangen zu brennen, ist die **Entzündungstemperatur**.

Wir haben bis jetzt gefunden, daß die brennenden Stoffe mitsamt der Luft verändert werden. Es ist jedoch noch ganz unsicher, in welcher Weise das geschieht. Lange Zeit hindurch nahm man an, daß etwas von den brennenden Stoffen fortgeht. Eine Kerze wird ja kleiner und verschwindet schließlich; von den Kohlen bleibt im Ofen nur ein kleines Häufchen Asche. Wäre dieser Gedanke von dem Entweichen eines Stoffes in die Luft richtig, so müßte diese durch das Hinzutreten eines neuen Bestandteils schwerer werden.

Versuch: Wir füllen ein schwer schmelzbares Glasrohr mit feiner *LV* Kupferwolle und verbinden jedes Ende durch Gummistopfen und (*SV*) Schläuche luftdicht mit Maßglocken, die in wassergefüllte Zylinder tauchen (Abb. 22). Wird eine Glocke mit geöffneten Hähnen aus dem Wasser herausgehoben, so sinkt der Wasserspiegel, und die Glocke

¹⁾ Scheele: „Chemische Abhandlung von der Luft und dem Feuer“, § 75. Neudruck in Ostwalds Klassikern der exakten Wissenschaften, Nr. 58, S. 64.

füllt sich mit Luft. Wir messen 500 cm^3 Luft ab, schließen den Außenhahn und drücken die Luft durch Einsenken der Glocke in die zweite, mit geschlossenem Außenhahn und geöffnetem Innenhahn herausgehobene Glocke hinüber; es kommen hier genau 500 cm^3 an. Jetzt erhitzen wir das Kupfer im Rohr vorsichtig und treiben die Luft sehr langsam mehrmals darüber hinweg; es gelangt erheblich weniger in die saugende Glocke hinüber. Nach dem Abkühlen sind nur noch rund 400 cm^3 Gas vorhanden. Das Kupfer ist während des Luftübergangs an den erhitzten Stellen schwarz geworden. Wir treiben den Luftrest nochmals durch das Rohr und erhitzen dabei eine bisher



kühl gelassene und rot gebliebene Stelle des Kupfers; sie wird trotz des Erhitzens nicht mehr dunkel, und der Luftraum wird nicht mehr kleiner.

LV Versuch: Wir verbrennen eine gewogene Menge Kupfer im Luftstrom, den wir durch langsames Eingießen von Wasser in eine große Flasche erhalten (Abb. 23) und fangen den Luftrest in mehreren Standzylindern in der Gaswanne auf. Tauchen wir eine brennende Kerze in einen der gasgefüllten Zylinder, so erlischt sie sofort wie im Kohlensäuregas, aber die Kalkwasserprobe gibt in einem zweiten Zylinder keine Trübung, und in einem dritten wird die blaue Lackmusflüssigkeit nicht rot. Bleibt ein vierter Zylinder einige Zeit offen auf dem Tische stehen, so brennt nachher eine Kerze in ihm ruhig weiter; das aufgefangene Gas ist aus dem Glase entwichen, es ist leichter als gewöhnliche Luft. Dieses Gas heißt **Stickstoff**.

Zusammenfassend können wir hierüber sagen: Stickstoff ist ein farbloses, geruchloses, flammenerstickendes Gas, leichter als Luft, ohne Wirkung auf Lackmus und Kalkwasser.

Versuch: Um das Gewicht, das Litergewicht der Luft zu bestimmen, *LV* drücken wir mit der Luftpumpe eine größere Luftmenge in einen wohlverschlossenen, starkwandigen Rundkolben, wägen ihn und lassen dann die überschüssige Luft durch die Gaswanne in eine große wassergefüllte

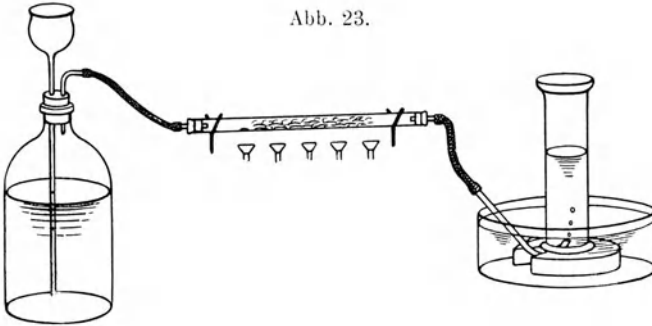


Abb. 23.

Gasflasche entweichen (Abb. 24). Sobald das Strömen der Luft aufgehört hat, heben wir die Flasche verschlossen aus der Wanne und gießen sie mit Hilfe eines Maßzylinders (Abb. 25) wieder voll. Die hinzugegossene, gemessene Wassermenge ist gleich der ausgeströmten

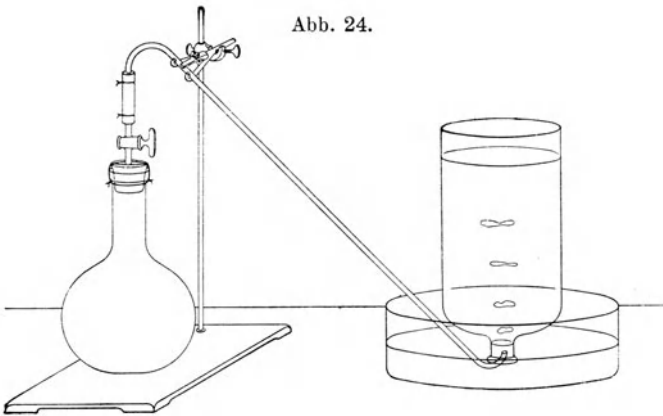
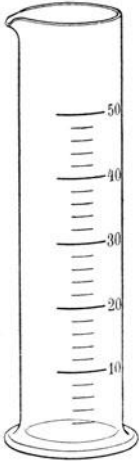


Abb. 24.

Luftmenge. Wir wägen die erste Flasche von neuem und finden jetzt zu dem eben bestimmten Luftraum auch das Gewicht und durch Division das Litergewicht. Weil die Gase sehr stark durch Temperatur und Druck beeinflusst werden, so muß unsere Zahl ein wenig von der üblichen Angabe abweichen. Bei 0° und 760 mm Quecksilberdruck (Normalzustand) hat ein Liter trockene Luft das Gewicht 1,29 g, ein Liter Stickstoff nur 1,25 g.

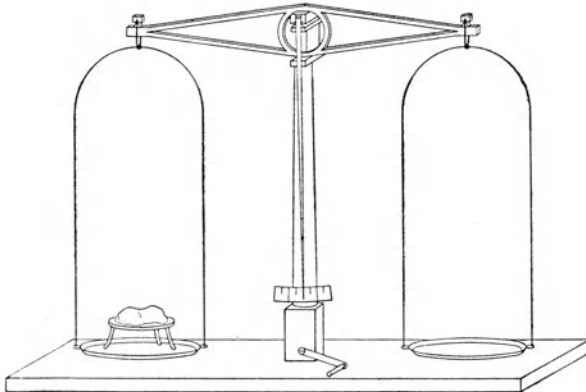
Abb. 25.



Scheele war bei seinen Versuchen aufs äußerste überrascht und betroffen, daß der übrigbleibende Luftrest leichter war als die Luft selbst: „Allein, wie wurde ich bestürzt, als ich sah, daß ein sehr dünner Kolben, welcher mit dieser Luft gefüllt und auf das genaueste gewogen, nicht allein mit einer gleichen Menge ordinärer Luft die Wage hielt, sondern auch noch etwas leichter war“.

Mit der Tatsache, daß beim Verbrennen der Luft-
raum vermindert und der Luftrest leichter wird, ist die
Annahme widerlegt, daß etwas vom brennenden Stoff
sich entfernt, um sich mit der Luft zu vereinigen. Es
läßt sich die neue Annahme aufstellen, daß beim
Brennen etwas von der Luft fort an den brennenden
Stoff geht. Auch Scheele ist dieser Gedanke ge-
kommen, aber er schien ihm widersinnig. Er hielt es
für ausgeschlossen, daß ein gasförmiger Stoff in der
Hitze sich mit einem festen vereinigen, sich verdichten
könne, und prüfte nicht nach, ob die verbrannten
Stoffe vielleicht schwerer sind als ihre Ausgangs-
stoffe. Er hat das Gewicht nicht als entscheidend an-
gesehen, während sein gleichaltriger Zeitgenosse Lavoisier seinen
Ruhm wesentlich dem Umstand zu verdanken hat, daß er die Er-

Abb. 26.



gebnisse mit der Wage als ausschlaggebend erkannte und verfocht.
„Weil die Gewichtsbestimmung der Stoffe vor und nach den Versuchen
die Grundlage alles dessen ist, was man Nützliches und Genaues in

der Chemie tun kann, wird man niemals zuviel Genauigkeit auf sie verwenden können¹⁾.

Prüfen wir jetzt unser Rohr mit dem verbrannten Kupfer durch die Wage, so zeigt es eine starke Gewichtszunahme, für je 100 cm³ Luftabnahme rund 140 mg Gewichtszunahme. Es ist eine Frage von höchster Wichtigkeit, ob diese Gewichtszunahme allgemein ist.

Versuch: Wir lassen feines Eisenpulver auf einer Asbestplatte SV (Abb. 26) auf der Wage verglimmen und sehen eine Gewichtszunahme.

Versuch: Wir tariere eine Asbestplatte mit einem Häufchen SV lockerer Zinkwolle und entzünden diese. Das Metall brennt mit eigentümlich blauem Licht ab, stößt Wolken von weißen Flocken aus und nimmt trotz des augenscheinlichen Stoffverlustes ein wenig an Gewicht zu. Der Rückstand sieht gelb aus, solange er heiß ist, bei Zimmerwärme ist er weiß.

Diese Gewichtszunahme der Metalle beim Verbrennen verknüpfte Lavoisier mit der Raumabnahme der Luft: „Die Körper brennen nur in reiner Luft, diese wird bei der Verbrennung verbraucht und die Gewichtszunahme des verbrannten Körpers ist der Gewichtsabnahme der Luft²⁾ gleich. Hierfür mußte er voraussetzen, daß bei den Vorgängen in der Natur sich die Dinge in ihren Eigenschaften wohl ändern, aber weder neu geschaffen noch gänzlich vernichtet werden können: „Rien ne se crée, ni dans les operations de l'art ni dans celles de la nature, et l'on poser en principe que, dans toute opération, il y a une égale quantité de matière avant et après l'opération³⁾“. Beweisen läßt sich dieser Satz, der schon aus dem klassischen Altertum bekannt ist, strenggenommen, nicht. Man hat diesen Satz, den man seit Lavoisier als wichtigstes Grundgesetz alles chemischen Geschehens ansieht, wiederholt mit allen Mitteln chemischer Meßkunst nachgeprüft und hat gefunden, daß nicht der geringste Grund vorliegt, an seiner Wahrheit zu zweifeln.

Abb. 27.



Versuch: Bringen wir z. B. ein Stückchen Phosphor auf den sand- LV bestreuten Boden einer großen Flasche, verschließen sie gut (Stopfen verdrahten!) (Abb. 27), prüfen das Gewicht und entzünden den Phosphor

¹⁾ „La détermination du poids des matières et des produits, avant et après les expériences, étant la base de tout ce qu'on peut faire d'utile et d'exacte en Chimie, on ne saurait y apporter trop d'exactitude.“ Lavoisier, „Traité élémentaire de Chimie“ 2, 333.

²⁾ Mémoire sur la combustion en general 1777.

³⁾ Traité élémentaire de Chimie 1, 140.

durch vorsichtiges Erwärmen, so füllt sich die Flasche mit dicken, weißen Nebeln; nach dem Abkühlen zeigt sich das Gewicht unverändert. Erst nach dem Öffnen des Stopfens tritt durch das Eindringen der Luft eine Gewichtszunahme auf.

Die Metalle werden also beim Verbrennen schwerer; zeigt auch eine Kerze beim Verbrennen eine Gewichtszunahme?

SV *Versuch:* Wir halten ein großes, kühles Becherglas über eine Kerzenflamme (Abb. 28), es sieht nach kurzer Zeit trübe, wie behaucht,

Abb. 28.

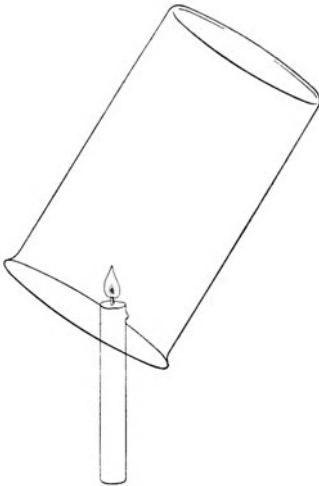
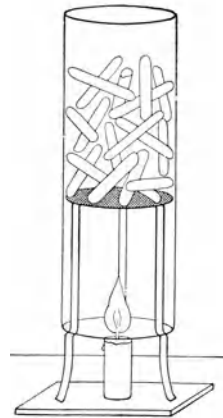


Abb. 29.



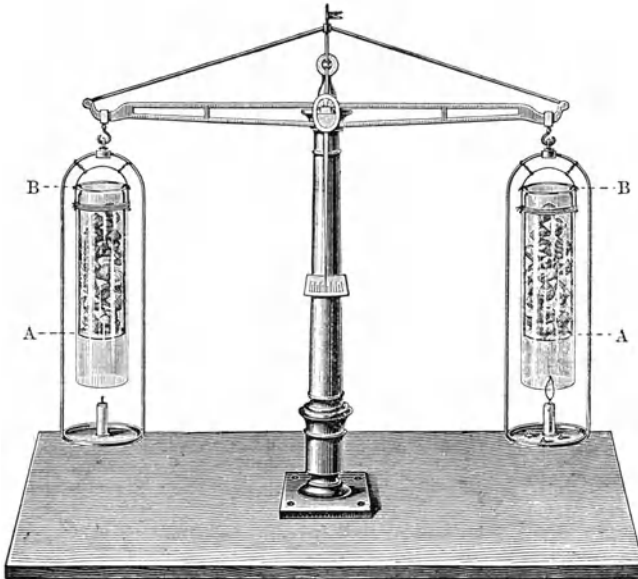
aus. Die feinen, kleinen Tröpfchen auf der Wand bestehen aus Wasser, das sich beim Brennen der Kerze gebildet haben muß, denn vorher blieb das Glas klar und trocken. Außerdem wissen wir, daß die Kerzenflamme Kohlensäuregas ausströmt. Hiernach können wir versuchen, die entweichenden Stoffe aufzufangen, die beim Brennen einer Kerze entstehen.

SV *Versuch:* Wir füllen zwei gleiche, ziemlich hohe Lampenzylinder (Abb. 29) in ihren oberen Teilen über eingehängten Drahtnetzen mit Natronkalk, d. h. mit einem innigen Gemisch aus gebranntem Kalk mit einem anderen ätzenden Stoff, der unter dem Namen Seifenstein gehandelt wird. Beide Zylinder bringen wir mit daruntergestellten Kerzenstümpfchen auf den Schalen einer Wage ins Gleichgewicht und entzünden eine der Kerzen (Abb. 30). Anfänglich scheint die Schale mit der brennenden Kerze leichter zu werden; das hat seine Ursache in dem aufsteigenden warmen Luftstrom, der die Wagschale mit in

die Höhe gehen läßt. Nach kurzer Zeit beginnt dieselbe Schale trotz des aufsteigenden Luftstroms zu sinken, weil der entstehende Wasserdampf und das Kohlensäuregas von dem Natronkalk festgehalten werden.

Auch die Kerze beweist uns: Alles, was beim Brennen irgend eines Stoffes entsteht, ist durch Aufnahme eines Luftbestandteils insgesamt schwerer als der Ausgangsstoff.

Abb. 30.



Wir können mit großer Sicherheit behaupten: **das Gesamtgewicht der Stoffe, die bei einem chemischen Vorgang beteiligt sind, ist vor und nach dem Vorgang das gleiche.** Wenn dieser Satz auch seit dem Altertum geahnt und in allen Gewerben unbewußt benutzt wurde, so ist es doch Lavoisiers Verdienst, ihn als grundlegend erkannt zu haben: „Auf diesem Grundsatz beruht die Kunst, Versuche in der Chemie zu machen. Man muß bei allem eine wahre Gleichheit zwischen den Bestandteilen des Körpers, den man untersucht, und denen, die man durch die Zerlegung aus demselben herauszieht, voraussetzen“¹⁾.

§ 9. Sauerstoff.

Den Luftchemikern des 18. Jahrhunderts, insbesondere Scheele und Priestley ist es gelungen, den Luftanteil zu erhalten, der beim Brennen verbraucht wird. Unabhängig voneinander haben die

¹⁾ Traité élémentaire 1, 141.

beiden genannten Forscher außer anderen Stoffen hierzu ein ziegelrotes Pulver benutzt, das als Quecksilberasche bezeichnet wurde, weil es aus Quecksilber entsteht, wenn dieses wochenlang unter Luftzutritt auf etwa 400° erhitzt wird.

SV *Versuch:* Wir erhitzen etwas von dem roten Pulver in einem fast wagerecht gehaltenen, schwer schmelzbaren Glase mit Stopfen, Abzugrohr und Abzugsschlauch. In kleinen Standzylindern fangen wir mit der Wanne ein farbloses Gas auf. Das Pulver wird beim heftigen Erhitzen erst dunkel, schließlich schwarz. Die Pulvermenge wird immer geringer; dafür bildet sich im vorderen Teile des Probierrglases erst ein gelblicher Anflug, dann ein grauer Beschlag und endlich ein silberglänzender Spiegel. Sobald alles Pulver verschwunden ist, nehmen wir das Schlauchende aus dem Wasser, ziehen die Flamme fort, lassen das Glas abkühlen und neigen es dann. Jetzt rollt der Spiegel in kleine Tropfen zusammen als Quecksilber auf den Boden des Glases.

SV *Versuch:* Führen wir in einen aus dem Wasser gehobenen Zylinder einen glimmenden Holzspan ein, so flammt er hell auf und brennt leuchtend weiter. Lassen wir einen der gasgefüllten Zylinder einige Zeit aufrecht offen auf dem Tische stehen, so entflammt auch dann noch der Span, wenn er glimmend hineingeführt wird. Das Gas ist also schwerer als Luft.

SV *Versuch:* Wir halten brennenden Schwefel in einem langstieligen Eisenlöffel in einen Zylinder mit dem Gas. Er verbrennt mit schöner, heller, blauer Flamme. Phosphor brennt unter gleichen Umständen so blendend hell wie elektrisches Bogenlicht. Um dieser Eigenschaft willen hatte Scheele dem Gase den Namen Feuerluft gegeben, der leider nicht in Aufnahme gekommen, sondern durch den weniger passenden Ausdruck **Sauerstoff** verdrängt worden ist.

LV Um den Versuch wägend und messend zu gestalten, bringen wir (SV) in ein schwer schmelzbares Probierrglas von bekanntem Gewicht eine gewogene Menge des roten Pulvers und fangen das entwickelte Gas in einer Maßglocke auf.

Rohr leer	9,08	16,49	16,50	16,51	10,70	15,78 g
Rohr mit Quecksilberasche . .	11,34	17,82	18,37	18,61	16,68	18,51 g
Quecksilberasche	2,26	1,33	1,87	2,10	2,16	2,73 g
Rohr mit Quecksilber	11,18	17,72	18,24	18,46	12,70	18,31 g
Gewichtsverlust = Feuerluft . .	0,16	0,10	0,13	0,15	0,16	0,20 g
Quecksilber	2,10	1,23	1,74	1,95	2,00	2,53 g
Gasraum	120	70	95	108	120	144 cm ³

Bestimmen wir aus dem bei dem Versuch sich ergebenden Gasraum das Litergewicht des Sauerstoffs, so ergeben genaue Messungen für den Normalzustand (0°C und 760 mm Druck) das Litergewicht 1,429 g.

Mit den Gaslitergewichten lassen sich die Raumverhältnisse der Luftbestandteile vergleichen, die beim Brennen bemerkbar werden: rund $\frac{4}{5}$ des Lauftraumes blieben als Stickstoff zurück, von einem Liter rund 800 cm^3 , genauer 790 cm^3 .

790 cm^3 Stickstoff wiegen $790 \cdot 1,25\text{ mg} = 0,9875\text{ g}$

210 cm^3 Sauerstoff wiegen $210 \cdot 1,43\text{ mg} = 0,3003\text{ g}$

1000 cm^3 Gemisch wiegen. $1,2878\text{ g} \approx 1,29\text{ g}$.

Es ist bemerkenswert, daß sich aus den gefundenen Raum- und Gewichtszahlen das Litergewicht der Luft ergibt. Hieraus läßt sich schließen, daß die Luft ein Gemisch der beiden Gase ist.

Betrachten wir endlich das Verhältnis der Gewichte des Quecksilbers und des Sauerstoffes:

$$210 : 16 = 100 : 7,6$$

$$123 : 10 = 100 : 8,1$$

$$174 : 13 = 100 : 7,5$$

$$195 : 15 = 100 : 7,7$$

$$200 : 16 = 100 : 8$$

$$253 : 20 = 100 : 7,9$$

Sehr genaue Versuche ergeben $100 : 7,957$.

Die Luft enthält zwei Gase, $\frac{4}{5}$ Raumteile Stickstoff, der für sich allein die Flamme erstickt, und $\frac{1}{5}$ Sauerstoff, der für sich allein ein ungewohnt lebhaftes Brennen hervorruft. Der Sauerstoff kann durch starkes Erhitzen von Quecksilberasche rein erhalten werden; die neu entstehenden Stoffe, Quecksilber und Sauerstoff, stehen in dem Gewichtsverhältnis von rund $100 : 8$.

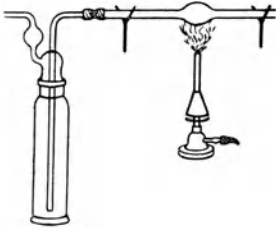
Luft läßt sich bei sehr großer Kälte und starkem Druck verflüssigen. Hört der Druck oder die Kälte auf, so wird die Flüssigkeit wieder zum Gas. In besonderen Gefäßen, die vorzüglich gegen Wärmezufuhr geschützt sind, findet der Übergang in die Gasform beim Nachlassen des Druckes nur langsam statt, weil beim Verdunsten sehr viel Wärme verbraucht und daher die Temperatur tief gehalten wird. Bei diesem langsamen Abdunsten wird zuerst der Stickstoff wieder gasförmig. Die zurückbleibende Flüssigkeit wird infolgedessen immer reicher an Sauerstoff. Dies Verhalten deutet mit Sicherheit darauf hin, daß in der Luft die beiden Gase bloß lose gemischt, nicht innig vereinigt sind. Durch Verflüssigen der Luft und durch stufenweises Abdampfen ihrer Bestandteile werden Stickstoff und Sauerstoff in großem Maßstab getrennt und für sich gesondert in Stahlflaschen gefüllt.

Wie die Entdecker Scheele und Priestley gefunden haben, ist uns Sauerstoff unentbehrlich zum Atmen. Auf Grund seiner Versuche

mit Tieren und Pflanzen und seiner eigenen Person schrieb Scheele: „Es ist also die Feuerluft diejenige, vermittelt welcher der Umlauf des Geblütes und der Säfte bei Tieren und Pflanzen so sehr unterhalten wird.“ Deshalb werden von Feuerwehrleuten bei schweren, rauchstarken Bränden, überhaupt von Rettungsmannschaften beim Betreten von Räumen, die mit erstickenden Gasen erfüllt sind (Grubenunglück), kleine Stahlflaschen mit verdichtetem Sauerstoff und daran angeschlossene Atemapparate mitgeführt. Auch auf Luftschiffen, Flugzeugen und Unterseebooten sind diese Sauerstoffflaschen unentbehrlich geworden.

SV Versuch: Aus einer großen Stahlflasche füllen wir mehrere Zylinder mit Sauerstoff. Wir gießen in den Zylinder ein paar Tropfen Wasser

Abb. 31.



und führen in einem langstieligen Eisenlöffelchen etwas brennenden Schwefel ein; er brennt hell auf und entwickelt in dem feuchten Raume einen Nebel. Der Zylinder wird mit einer Glasplatte verschlossen und umgeschwenkt. Die Platte haftet fest, da sich das beim Brennen des Schwefels entstehende Gas in dem Wasser gelöst hat. Das Wasser aus dem Zylinder schmeckt stark sauer und färbt blauen Lackmusfarbstoff rot.

LV Versuch: Bei einem neuen Versuch lassen wir Phosphor in gleicher Weise verbrennen. Auch hier löst sich das Verbrennungsprodukt im Wasser zu einer Säure. Unsere früheren Versuche (§ 3) sind hierdurch ergänzt: nur der Sauerstoff, nicht der Stickstoff spielt beim Brennen und Säurebilden aus Schwefel und Phosphor eine Rolle.

SV Versuch: Wir treiben einen Strom Sauerstoff durch ein schwer schmelzbares Rohr, das etwas Holzkohle enthält (Abb. 31), und weiter durch eine Waschflasche mit blauer Lackmuslösung und eine zweite mit Kalkwasser; in beiden Flaschen ist nichts weiter zu erkennen als das Durchperlen der Gasblasen. Sobald wir jedoch die Kohle bis zum beginnenden Glühen erhitzen, sehen wir weißglühende Funken sprühen. Zugleich wird die Lackmusfarbe rot und das Kalkwasser trübe. Es entsteht (§ 4) Kohlensäuregas.

Aus dem Umstand, daß Wasser sauer wird, wenn es beim Brennen von Schwefel, Phosphor, Kohle und einer Reihe anderer Stoffe in Sauerstoff zugegen ist, hat Lavoisier voreilig geschlossen, daß nur durch Sauerstoff Säuren entstehen können; er hat deshalb dem Gase den Namen Oxygenium, d. h. Säurebildner gegeben. Hiernach ist

der deutsche, gebräuchlich gewordene Name Sauerstoff geprägt worden, der eigentlich falsch ist, denn der Sauerstoff ist selbst nicht sauer.

Versuch: Wir senken in eine mit Sauerstoff gefüllte Flasche, *LV* deren Boden mit Wasser bedeckt ist, eine starke Uhrfeder hinein, die wir vorher magnetisch gemacht, in feines Eisenpulver getaucht und bis zum Aufglimmen des Eisenbartes an eine Flamme gehalten haben. Sofort beginnt das Eisenpulver aufzuleuchten und zu verbrennen, und die dicke, stählerne Feder verbrennt unter glänzendem Funken-sprühen, falls dauernd Sauerstoff hinzugeleitet wird. Die Flasche ist bald erfüllt mit einem Rauch, der sich als feines, rostfarbenes Pulver auf den Wänden absetzt. Es ist Eisenrost. Der Rost schmeckt keineswegs sauer und wirkt auf Lackmusfarbe nicht ein.

Versuch: Verbrennen wir Calcium, ein leichtes, silberweißes Metall, *LV* innerhalb eines schwer schmelzbaren Rohres im Sauerstoffstrom und werfen das erkaltete weiße Verbrennungsprodukt ins Wasser, so zischt dieses auf, schmeckt hernach bitter, zusammenziehend, seifenähnlich und färbt rote Lackmusfarbe durch den kleinsten Tropfen blau.

Sauerstoff ist also **nicht sauer**. Auch die Stoffe, die beim Verbrennen des Schwefels, Phosphors und der Kohle in Sauerstoff entstehen, werden erst in Gegenwart von Wasser zu Säuren. Verbranntes Eisen ist überhaupt ohne Geschmack und ohne Einfluß auf Lackmus, und verbranntes Calcium macht das Wasser sogar zur Lauge. Der **Sauerstoff** ist mithin **kein Säurebildner**. Seine wesentlichste Eigenschaft ist die Fähigkeit, das Brennen lebhaft zu fördern und das Atmen zu ermöglichen.

§ 10. Gemenge. Verbindung. Abbau (Analyse), Aufbau (Synthese). Oxydation. Oxyde.

Es besteht ein wesentlicher Unterschied zwischen den Eigenschaften des Schwefels, des Sauerstoffs und des Stoffes, der beim Verbrennen des Schwefels in Sauerstoff entsteht. Schwefel ist fest, gelb und geruchlos; Sauerstoff ist ein farbloses, geruchloses Gas, das sich etwas in Wasser löst; das Verbrennungsprodukt hingegen ist ein stechend riechendes Gas, das sich in Wasser sehr leicht zu einer sauren Flüssigkeit löst. Solange der Schwefel innerhalb des Sauerstoffs noch nicht entzündet worden ist, solange behalten beide Stoffe ihre Eigenschaften; sie verändern sie jedoch völlig mit dem chemischen Vorgang. Wir sagen: Schwefel und Sauerstoff verbinden sich zu einem neuen Stoff, und wir meinen damit, daß jeder dieser Stoffe in einem neuen mit gänzlich anderen Eigenschaften aufgegangen ist.

Chemische Verbindung und mechanisches Gemenge sind scharf zu unterscheiden.

SV *Versuch:* Mischen wir feinsten Sand mit Kochsalz, so behalten alle Teilchen ihre eigentümlichen Eigenschaften, wenn wir die Massen auch noch so innig miteinander verreiben; die beiden Stoffe verbinden sich nicht miteinander. Die Sandkörnerchen sind von dem Salzstaub zu unterscheiden, wenn nicht mehr mit dem bloßen, dann doch mit dem bewaffneten Auge, überdies verrät uns die Zunge den Geschmack des Salzes und die Rauigkeit des Sandes. Leicht läßt sich das Gemisch wieder trennen: durch Wasser können wir alles Salz herauslösen und durch Verdunsten des Wassers in festem Zustand zurückerhalten. Sand und Salz geben nur ein Gemenge, keine chemische Verbindung.

SV *Versuch:* Werden Schwefelblumen mit Eisenpulver vermischt und verrieben, so entsteht ein graugrünes Gemenge, in dem Schwefel und Eisen für das bewaffnete Auge nicht zu verwechseln sind. Aber dies Gemenge läßt sich nicht mehr restlos trennen, weil die Bestandteile allmählich aufeinander einwirken. Wohl kann man mit Hilfe eines Magnets bei großer Geduld Eisen herausziehen, oder man kann durch Schlämmen mit Wasser etwas Schwefel absondern, doch die Hauptmenge läßt sich praktisch nicht wieder auf einfache Weise scheiden. Befeuchten wir eine Probe des Schwefelblumen-Eisenpulvergemisches mit ein paar Tropfen Wasser, so beginnt ein hineingestecktes Thermometer zu steigen. Die beobachtete Wärmeabgabe können wir nicht anders als durch einen chemischen Vorgang verursacht deuten. Nehmen wir für Eisen und Schwefel das Gewichtsverhältnis 7 : 4, schütten das Gemisch in ein Probierglas, stecken es aufrecht in eine sandgefüllte Schale und berühren alsdann die graugrüne Masse mit einer glühenden Stricknadel, so wird der ganze Glaseinhalt von oben nach unten hin glühend, so daß sehr häufig das Glas zerspringt. Nach dem Erkalten ist eine blauschwarze Masse vorhanden, in der sich weder Schwefel noch Eisenteilchen zeigen. Aus dem Gemenge ist eine Verbindung entstanden, die wir Schwefeleisen oder wissenschaftlich Eisensulfid (sulfur = Schwefel) nennen.

Wir sprechen von einem Gemisch oder Gemenge, wenn die einzelnen Bestandteile ihre eigentümlichen Eigenschaften behalten haben, so daß sie voneinander zu unterscheiden und (mindestens teilweise) leicht voneinander zu trennen sind. Wir reden von einer chemischen Verbindung, wenn die Bestandteile ihre eigentümlichen Eigenschaften verloren haben, so daß sie mit gewöhnlichen Mitteln nicht mehr unterschieden und getrennt werden können.

Hiernach ist Luft ein Gemenge von Sauerstoff und Stickstoff, denn die Fähigkeit, das Brennen zu fördern, ist dem Sauerstoff geblieben, sie ist nur stark abgeschwächt durch den flammenlöschenden Stickstoff, der lediglich verdünnend wirkt. Scheele hatte Stickstoff und Sauerstoff gemischt und daraus wieder gewöhnliche Luft erhalten. Seine Versuche zeigten, „daß diese Feuerluft eben die Luft ist, vermittelt welcher das Feuer in der allgemeinen Luft brennt; sie ist nur bloß hier mit einer solchen Luft vermischt, welche der sonst schnellen und heftigen Entzündung etwas Hinderung in den Weg legt“. Es hat jeder Stoff in der Luft sein Eigengewicht behalten (§ 9), ebenso alle anderen Eigenschaften, z. B. die Löslichkeit im Wasser. Sauerstoff löst sich erheblich leichter im Wasser als Stickstoff; die aus Wasser ausgetriebene Luft (§ 7) enthält Sauerstoff und Stickstoff im Raumverhältnis 1 : 2, nicht wie in der gewöhnlichen Luft im Verhältnis 1 : 4. Für Wassertiere ist die bessere Löslichkeit des Sauerstoffs lebensnotwendig, denn sie atmen durch ihre Kiemen den gelösten Sauerstoff ein.

Quecksilberasche, Eisenkies, die Verbrennungsprodukte des Schwefels, Phosphors, Eisens, der Kohle sind hingegen Verbindungen. Sie sind aus einfacheren Bestandteilen so zusammengesetzt, daß nichts mehr von den Eigenschaften dieser Bestandteile zu bemerken ist. Wird eine Verbindung aus einfacheren Stoffen aufgebaut, so nennt man das **Synthese**; wird eine Verbindung in einfachere Stoffe zerlegt (Bitterspat § 4, Eisenkies § 5, Quecksilberasche § 9), so heißt das **Analyse**. Synthese ist Aufbau, Analyse Abbau von Verbindungen.

Verbindet sich ein Stoff mit Sauerstoff, so bezeichnen wir den Vorgang (dem Namen Oxygenium entsprechend) als **Oxydation**; die entstehenden Stoffe nennen wir **Oxyde**.

§ 11. Langsame Verbrennung. Atmung. Assimilation.

Wir haben gesehen, daß das Rosten des Eisens (§ 8) eine langsame Verbrennung, d. h. eine Oxydation ist, bei der eine Flammenerscheinung nicht auftritt. Außer dem Eisen zeigen auch andere unedle Metalle diese Eigenschaft. So überziehen sich z. B. Kupfer, Zinn, Blei mit einer dünnen Oxydhaut. Menschen, Tiere und Pflanzen atmen. Sie ziehen Luft ein und stoßen sie wieder aus.

Versuch: Wir saugen Luft durch Kalkwasser hindurch, es wird **SV** erst nach dem Durchgang sehr großer Luftmengen ein wenig trübe. Der Gehalt an Kohlensäuregas in gewöhnlicher Luft ist oftmals gemessen worden, er beträgt nur 0,03 bis 0,04 Raumprozent. Treiben wir unseren Atem ein einziges Mal aus voller Brust durch das Kalkwasser, so fällt sogleich ein weißer Niederschlag aus. Unser Atem

enthält 4 bis 5 % Kohlensäuregas; dafür ist sein Sauerstoffgehalt 4,5 bis 5,5 % geringer als vor dem Einatmen.

Im Körper werden die kohlenstoffreichen Nährstoffe verbrannt; daher rührt die Körperwärme, daher rührt auch das Kohlensäuregas des Atems.

Beim ruhigen Atmen gibt ein erwachsener Mensch in einem Zuge im Mittel 500 cm³ Gas von sich, und die Zahl der Atemzüge beträgt bei ihm 16 bis 18 in jeder Minute. Kinder atmen viel rascher: im ersten Lebensjahr machen sie 44 Atemzüge in der Minute. Für den erwachsenen Menschen ergibt das einen täglichen Gaswechsel von 11 bis 13 m³, wobei 440 bis 650 Liter Kohlensäuregas neu gebildet werden. Nun bedeutet schon 1 % Kohlensäuregas in der Luft auf die Dauer eine

Gefahr für den Menschen, es ist also dringend notwendig, die Wohnräume hinreichend groß zu machen und gründlich zu lüften. Außerdem ist ein häufiger Aufenthalt in frischer, freier Luft für den Menschen Lebensbedürfnis.

Abb. 32.



Unwillkürlich drängt sich die Frage auf, ob nicht das Luftmeer an Kohlensäuregas reicher und reicher werden muß.

Meßbar ist ein Anwachsen des Kohlensäuregehaltes nicht festzustellen. Einer der wichtigsten gegenwirkenden Vorgänge ist die **Assimilation** der Pflanzen.

SV Versuch: Wir füllen einen großen, langhalsigen Trichter, dessen Rohr durch einen guten Gummistopfen dicht verschlossen ist, mit recht frischem, kohlensäurehaltigem Brunnenwasser und einer reichlichen Menge der überall häufigen Wasserpest oder auch mit frischen, grünen Blättern anderer Pflanzen. In einem wassergefüllten Eimer bedecken wir den weiten Rand des Trichters mit einem tiefen Teller, heben ihn umgekehrt wieder heraus und stellen ihn ins helle Tageslicht, möglichst in die Sonne (Abb. 32). Sogleich beginnt ein Aufperlen feiner Gasbläschen, die im Laufe einiger Stunden wenigstens das Rohr des Trichters füllen. Beschatten wir den Trichter, so hört das Aufperlen der Gasbläschen bald auf, um gleich wieder einzusetzen, wenn das helle Sonnenlicht nicht mehr abgeschirmt wird. Mit Hilfe des Eimers drücken wir das gesammelte Gas in ein Probierglas, wo wir es mit einem glimmenden Span prüfen. An dem hellen Aufflammen erkennen wir Sauerstoff.

Sorgfältige Untersuchungen haben uns die Gewißheit gebracht, daß alle grünen Pflanzen unter dem Einfluß des Sonnenlichts das

Kohlensäuregas zerlegen, den Sauerstoff abgeben und aus dem zurück-behaltenen Kohlenstoff mit Hilfe der Stoffe, die sie dem Boden entnehmen, ihre Körper aufbauen. Dieser Vorgang heißt Assimilation. Die grünen Blätter sind die Küchen der Pflanzen, in denen die Nährstoffe zubereitet werden, die dem Erboden unähnlich, dem Pflanzenleibe ähnlich sind (lateinisch: similis = ähnlich). Zucker, Stärke, Fett, Eiweiß graben wir nicht aus dem Erdboden, diese unschätzbaren Nährstoffe werden nur von den Pflanzen gebildet. In doppelter Hinsicht ist die assimilierende Tätigkeit der Pflanzen für Mensch und Tier wichtig: die Luft wird gereinigt von Kohlensäuregas, für das frischer Sauerstoff zurückgegeben wird, und die nirgends im Boden vorkommenden, lebensnotwendigen Nährstoffe werden hergestellt.

Ungeheuer groß ist die Arbeit, die hierbei geleistet wird: nach vorsichtigen Schätungen werden durch die Tätigkeit der grünen Pflanzen jährlich ungefähr 13 Milliarden Tonnen Kohlenstoff festgelegt. Für 1 m² Blattfläche einer Sonnenblume beträgt die stündlich assimilierte Menge Kohlensäuregas 7,45 g, das sind annähernd 3,8 Liter; hierdurch werden 10 m³ Luft von dem Gase befreit.

V. Wasserstoff; Reduktion.

§ 12. Untersuchung des Wasserstoffs.

Wer je einem Schmiede zugeschaut hat, wenn er einen neuen Reifen um ein Rad legte, der wird beim Eintauchen des glühenden Eisens in den Wassertrog ein Wallen und Brodeln, ein Aufwirbeln von Blasen bemerkt haben, gewaltiger als beim Sieden des Wassers. Was hier geschieht, ist kein bloßes Sieden. Zwar wird das Eisen durch das Wasser abgekühlt und das Wasser durch die aufgenommene Wärme in Dampf verwandelt, aber Eisen und Wasser wirken auch chemisch aufeinander ein.

Abb. 33.



SV

Versuch: Wir schütten in ein Versuchsröhrchen ein wenig Wasser und darauf feines Eisenpulver, bis ein dicker, zusammenhaftender Brei entstanden ist; dann schichten wir auf die Wand des Glases trockenes Eisenpulver, verschließen mit Kork und Abzugsschlauch und leiten sein Ende in die Gaswanne. In wagerechter Lage oder ein wenig schräg geneigt (Abb. 33) erhitzen wir das Rohr langsam von vorn nach hinten.

Die ersten Blasen, die austreten, bestehen aus gewöhnlicher Luft, die sich infolge der Hitze im Rohre stark ausgedehnt hat. Wenn wir mit der Heizflamme dem Rohrende nahe sind, bringen wir den Schlauch mit dem gläsernen Endstück unter einen kleinen, wassergefüllten Zylinder. Sofern wir das trockene Eisenpulver und die feuchte Masse durch Hin- und Hergehen mit dem Brenner gleichzeitig recht heiß machen, lassen sich mehrere Zylinder mit einem farblosen Gase füllen. Das graue Eisenpulver wird bei diesem Vorgang schwarz. Wir prüfen den Inhalt der Zylinder: Ein brennender Span entflammt das Gas; zögert man ein paar Sekunden mit dem Einführen des Spans, so entzündet sich der Inhalt nicht mehr; der eintauchende Span brennt vielmehr wie in gewöhnlicher Luft weiter. Das neue Gas muß leichter sein als Luft, weil es so schnell aus dem Gefäß entwich. Wir nehmen einen gasvollen Zylinder mit offenem Ende nach unten gekehrt aus der Wanne, halten ihn eine Weile in dieser Lage und führen dann eine Flamme hinein, das Gas entzündet sich, aber die Kerze erlischt in dem Gefäß. Es ist brennbar, unterhält aber die Verbrennung nicht.

Wegen seiner Herkunft aus Wasser wird das Gas **Wasserstoffgas** genannt.

SV Versuch: Wir wiederholen den Versuch mit Zinkpulver. Auch hier wird Wasserstoff entwickelt, jedoch bedeutend leichter als mit Eisen; wir können schnell mehrere große Zylinder füllen. Zugleich sehen wir an den Stellen, wo die trockene Zinkschicht recht dünn ist, ein Aufglühen. Außerdem erscheinen die ursprünglich grauen Zinkmassen gegen Ende des Versuchs an den heißen Stellen gelb, und nach dem Abkühlen des Glases werden sie grauweiß. Es hat den Anschein, als wäre das Zink in dem Wasserdampf verbrannt.

Für die folgenden Versuche füllen wir mehrere Maßglocken mit Wasserstoff.

SV Versuch: Wir prüfen das Gewicht des Wasserstoffs, indem wir ihn unter ein umgekehrtes, austariertes Becherglas leiten. Die Wagschale mit dem Gase steigt sofort in die Höhe.

SV Versuch: Wir leiten Wasserstoff in Seifenlauge und stellen mit Hilfe einer kleinen Tonpfeife Seifenblasen her. Sie steigen rasch empor.

Wegen des geringen Eigengewichtes läßt sich das Gas durch einfaches Luftverdrängen auffangen.

SV Versuch: Ein Proberöhrchen wird umgekehrt gehalten und ein Glasrohr, das durch einen Schlauch mit der Maßglocke verbunden ist, bis zum Boden geführt. Das einströmende Gas drängt die schwerere Luft nach unten. Ist das Proberöhrchen klein, so ist es schnell voll;

das Gas entzündet sich dann an seinem offenen Ende beim Annähern einer Flamme und brennt ruhig ab. Wird das Gas nur kurze Zeit eingeleitet, so brennt der Inhalt beim Heranbringen einer Flamme mit einem pfeifenden Ton ab. Hinterher ist es innen ganz beschlagen, wie betaut, und durch die Feuchtigkeitshaut ziehen als eine Folge des Schalles Wellenrippen hindurch (Abb. 34).

Abb. 34.

Versuch: Zur Gewichtsbestimmung kann man das Verfahren des Luftverdrängens verwenden. In ein genau gewogenes Gaswägerohr (Abb. 35) wird der Wasserstoff eingeleitet, bis die Luft völlig verdrängt ist. (Es ist dazu recht viel Gas nötig, denn Gase mischen sich auch bei ungleicher Schwere.) Nach dem Schließen der Hähne wird das Rohr wieder gewogen. Seine Gewichtsabnahme ist gleich dem Gewichtsunterschied gleicher Mengen Luft und Wasserstoff. Bei 1 Liter Rohrinhalt und beim Normalzustand beträgt der Gewichts- rückgang 1,2 g. Hiernach ist das Litergewicht des Wasserstoffs $1,29 - 1,20 = 0,09$ g.



LV

Vergleichen wir die Litergewichte von Sauerstoff, Stickstoff und Wasserstoff, so finden wir, daß Sauerstoff ($1,43 : 0,09$) rund 16mal, Stickstoff ($1,25 : 0,09$) rund 14mal so schwer ist wie Wasserstoff.

Wegen seines geringen Gewichts dient der Wasserstoff zum Füllen von Luftballons und Luftschiffen. 1 m³ hat eine Steigkraft von 1,2 kg, d. h. 1 m³ Wasserstoff kann mit reichlich 1 kg belastet werden, ohne daß er in gewöhnlicher Luft aufhört zu steigen. Leider bildet die Brenn-

Abb. 35.



barkeit des Gases eine beständige große Gefahr für die Luftschiffe. Für die deutschen Marineluftschiffe wurde während des großen Krieges der Wasserstoff aus Wasserdampf und Eisen gewonnen.

Zusammenfassung: Wasserstoff ist das leichteste aller bekannten Gase — Litergewicht 0,09 g —, er ist farblos, geruchlos, geschmacklos und mit blaßblauer Flamme brennbar. Er kann durch einige Metalle — Eisen, Zink — aus Wasser gewonnen werden.

Lange bevor der Wasserstoff als ein Bestandteil des Wassers bekannt wurde, war er als brennbares Gas schon oft beobachtet worden. Obgleich

sich die Chemiker in früheren Jahrhunderten kaum um Gase kümmerten, so war doch das Auftreten einer „brennbaren Luft“ etwas so Auffälliges, daß sie der Aufmerksamkeit nicht entgehen konnte.

SV *Versuch:* Wir lassen in einen Kolben durch ein Trichterrohr etwas wässrige Salzsäure auf Zinkblechschnitzel fließen (Abb. 36). Wir

Abb. 36.

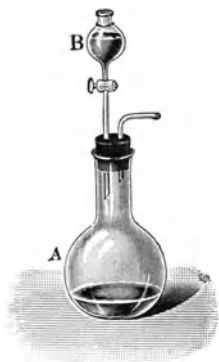


Abb. 37.

SV



bemerken eine starke Gasentwicklung, und das Zink verschwindet schließlich ganz. Man sagt: das Zink löst sich in der Säure. Bei dem Vorgang wird das Gefäß warm, unter Umständen sogar heiß. Durch Abzugsrohr und Schlauch leiten wir das entstehende Gas in Standzylinder, die in einer pneumatischen Wanne stehen, und prüfen es auf seine Eigenschaften. Der erste Zylinder enthält ein Gemenge von Luft mit dem neuen Gase. Es gibt beim Heranbringen einer Flamme einen Knall oder pfeifenden Ton. In den folgenden Zylindern fängt der Inhalt ohne lautes Geräusch Feuer und brennt mit kaum sichtbarer Flamme ab. Weitere Proben erweisen sein außerordentlich geringes Gewicht.

Versuch: Wir wiederholen den Versuch, nehmen aber statt des Zinks der Reihe nach Eisen (Blumendraht), Zinn, Magnesium, Kupfer und Blei. An Stelle des Standkolbens verwenden wir lange Probiergläser mit seitlichem Rohransatz, in die langstielige Trichter hineinragen (Abb. 37). Mit den drei ersten Metallen erhalten wir ebenfalls Wasserstoff; Kupfer und Blei hingegen zeigen keine Spur davon, selbst dann nicht, wenn wir Hitze anwenden.

SV *Versuch:* Wir nehmen zu dem Metall Magnesium der Reihe nach wässrige Schwefelsäure, Phosphorsäure, Essigsäure, Zitronensäure. In jedem Falle erhalten wir Wasserstoff, nur sehr verschieden schnell.

Weiter ausgedehnte Versuche würden zeigen, daß sich aus allen Säuren durch Magnesium Wasserstoff gewinnen läßt. Daher ist es wahrscheinlich, daß der Wasserstoff ein Wesensbestandteil der Säuren ist. Wir können jetzt die Säuren genauer beschreiben:

Säuren sind Verbindungen, die in wässriger Lösung sauer schmecken, blaue Lackmusfarbe und Blaukrautbrühe rot färben und mit Magnesium Wasserstoff entwickeln.

Zur schnellen Entwicklung von Wasserstoff und Regelung des Gasstroms benutzt man eine Reihe von Apparaten, deren bekannteste der von **Kipp** ist: ein kugelförmiges Gefäß ist mit einem langen, kegelförmigen Rohrfortsatz in den Hals eines Behälters eingeschliffen, der aus zwei übereinanderliegenden, weitbauchigen Teilen besteht; das eingeschliffene Rohr reicht bis dicht über den Boden. Im mittelsten Teile des Ganzen befindet sich das Metall auf einer durchlocherten Gummischeibe über dem engen Durchgang. In die obere Kugel wird Säure gegossen. Sobald der Hahn im Gasabzugsrohr geöffnet wird, fällt die Flüssigkeit aus der oberen Kugel in den untersten Teil des Gefäßes und steigt von dort in die mittlere Kugel zum Zink, wodurch ein Gasstrom hervorgerufen wird (Abb. 38). Nach dem Schließen des Hahnes wird durch das weiterentwickelte Gas die Säure zurückgedrängt; sie findet keinen anderen Ausweg als nach oben in das Sammelgefäß.

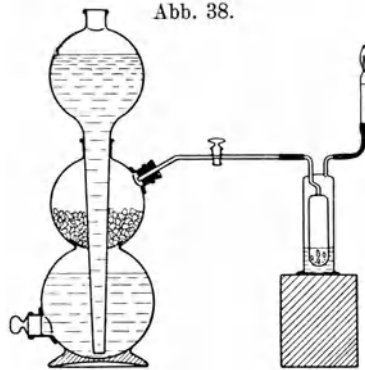


Abb. 38.

Wasserstoff läßt sich noch auf vielen anderen Wegen als den bisher genannten gewinnen. Eines theoretisch und praktisch sehr wichtigen Verfahrens muß noch gedacht werden.

Versuch: Wir gießen ein paar Tropfen Schwefelsäure in Wasser und füllen damit den abgebildeten Apparat (Abb. 39). Schicken wir einen elektrischen Strom durch die Flüssigkeit, so perlt von den Platinblechen während des Stromdurchgangs Gas in die Höhe, das sich bei geschlossenen Hähnen in den beiden Schenkeln getrennt sammelt. Durch die Feuerprobe erkennen wir Wasserstoff und Sauerstoff. Unabhängig von dem Verdünnungsgrad der Säure und der Stromstärke finden wir bei dieser Elektrolyse stets Wasserstoff und Sauerstoff in dem Raumverhältnis rund 2:1, was dem Gewichtsverhältnis 1:8 entspricht. Viele eingehende Versuche haben bewiesen, daß im Wasser stets zwei Raumteile Wasserstoff mit einem Raumteil Sauerstoff verbunden sind,

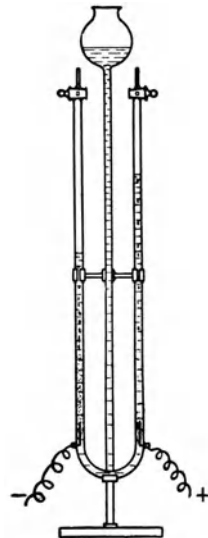


Abb. 39.

LV

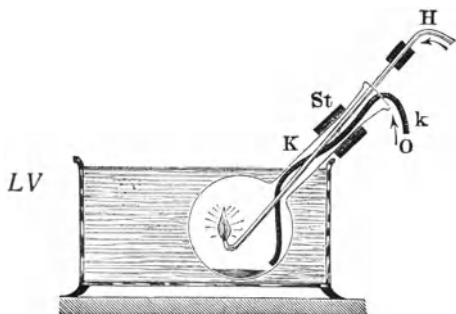
§ 13. Knallgas. Reduktion durch Wasserstoff.

Wir haben gesehen, daß Wasser sich in Wasserstoff und Sauerstoff zerlegen läßt. Zum vollgültigen Beweis müssen wir aber noch feststellen, ob Wasser aus Wasserstoff und Sauerstoff erzeugt werden kann.

LV Versuch: Wir füllen dazu eine recht große Flasche mit trockenem Sauerstoff und schieben ein langes Rohr hinein, aus dem ein kleines Wasserstoffflämmchen brennt, während die Flasche unter fortgesetztem Drehen zum Kühlen in ein Becken voll Wasser getaucht wird (Abb. 40). Solange die Flamme brennt, lassen wir Sauerstoff ganz langsam nachströmen. Aus dem Beschlag im Innern der Flasche werden Tröpfchen,

und aus den Tröpfchen rinnt eine deutliche Menge flüssigen Wassers zusammen. Hier ist aus Wasserstoff und Sauerstoff Wasser entstanden. Wasser entsteht aus Wasserstoff und Sauerstoff.

Abb. 40.



Versuch: Dem Raumverhältnis der Elektrolyse 2 : 1 entsprechend, lassen wir in einen Glockengasometer von oben her erst 200 cm³ Wasserstoff, dann 100 cm³ Sauerstoff einströmen

und blasen mit dem Gasmisch in einer starkwandigen Schale einen kleinen Berg Seifenschaum. In weitem Abstand von der Maßglocke berühren wir mit einem brennenden Licht an einem langen Stiel den Schaum, der sofort mit einem unheimlichen Knall abbrennt.

Das Gemisch aus Wasserstoff und Sauerstoff wird **Knallgas** genannt. Es ist ein Gemisch, denn in ihm hat keiner der beiden Stoffe seine Eigenschaften eingebüßt; der Wasserstoff blieb brennbar, der Sauerstoff behielt seine Fähigkeit, das Brennen lebhaft zu fördern. Die hineingebrachte Flamme verwandelte das Gemenge plötzlich in eine Verbindung. Weil überall Wasserstoffteilchen den Sauerstoffteilchen benachbart waren, konnte das Abbrennen mit einem Ruck durch die ganze Masse hin erfolgen. Es trat eine **Explosion** ein, die bei geschlossenen Behältern mit härteren Wänden, als sie die Seifenblasen besaßen, arge Verwüstungen angerichtet haben würde. Jedes brennbare Gas gibt mit Sauerstoff, also auch mit Luft gemischt ein Knallgas.

Knallgas ist ein Gemisch zweier Gase, von denen eins brennbar ist, das andere das Brennen fördert.

Wegen der Explosionsgefahr ist es nötig, vor dem Entzünden oder Erhitzen eines brennbaren Gases in einem Probierglas eine Probe vorzunehmen, ob nicht etwa Luftsauerstoff beigemischt ist.

So gefährlich Knallgas auch ist, so läßt es sich doch im chemischen Gewerbe nicht mehr entbehren, weil Knallgasflammen außerordentlich hohe Hitze geben. Um möglichst gefahrlos zu arbeiten, bedient man sich eines besonderen Brenners, bei dem erst an der Brennstelle die beiden Gase gemischt werden. Seine Urform ist der Daniellsche Hahn (Abb. 41). Das brennbare Gas strömt durch ein ziemlich weites Rohr, das in seinem Innern ein enges Rohr für den Sauerstoff

Abb. 41.



luftdicht eingeschraubt enthält. Beide Rohre enden an derselben Stelle, wo unter einer aufgesetzten, schwer schmelzbaren, kleinen Kappe die Gase gemischt und beim Austritt entzündet werden.

Versuch: Mit der Flamme des Daniellschen Hahnes wird eine *LV* dicke Eisenplatte in wenigen Minuten unter hellem Funkensprühen durchgeschmolzen.

Die Knallgasflamme wird gebraucht, um Stahlstücke mit der Schweißpistole zusammenzuschweißen, um Stahlplatten zu schneiden, um schwer schmelzbare Stoffe niederzuschmelzen und zu formen. Auch die Lötlampe der Klempner ist im Grunde nichts anderes als eine Knallgaslampe.

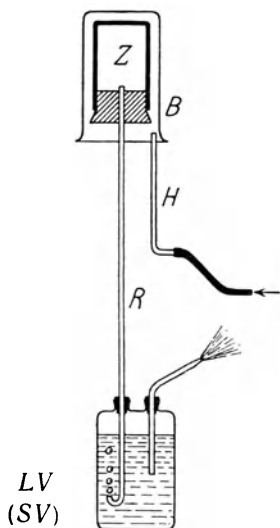
Versuch: Wir füllen von zwei gleich großen Zylindern den einen *LV* mit Wasserstoff, den anderen mit Sauerstoff und setzen sie durch Glasplatten getrennt so aufeinander, daß der Zylinder mit dem Wasserstoff unten steht. Wir ziehen die Glasplatten fort, lassen eine Minute stehen und schieben sie wieder dazwischen. Durch Entzünden des Gasgemisches stellen wir fest, daß beide Zylinder Knallgas enthalten.

Alle Gase mischen sich, sogar durch feste Wände hindurch. Man nennt den Vorgang **Diffusion**.

Versuch: Wir füllen eine Glasglocke oder ein großes Becherglas *LV* durch Luftverdrängen mit Wasserstoff und stülpen es über eine un-

glasierte, poröse Tonzelle, die ein langes Glasrohr eingegipst enthält. Dieses Rohr mündet in dem Wasser einer Flasche mit zwei Stutzen (Abb. 42). Sobald die Glocke über die Tonzelle geschoben ist, quellen unten aus dem Ansatzrohr Luftblasen in solcher Menge empor, daß

Abb. 42.



aus dem zweiten, luftdicht eingesetzten Rohre ein Wasserstrahl aus der Flasche herausspringt. Nach dem Abheben der Glocke steigt die Flüssigkeit von unten herauf in das lange Rohr, während Luft von außen in die Wasserflasche eingesaugt wird.

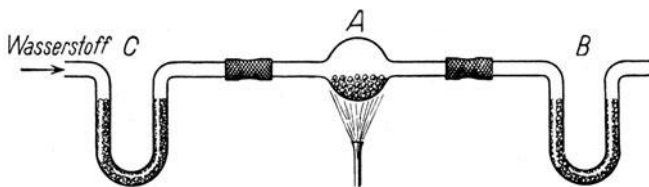
Wir können uns die Diffusion der Gase so erklären, daß alle Gasteilchen in beständiger Bewegung sind und dabei jeden Raum erfüllen, der ihnen geboten wird.

Die Diffusion der Gase durch feuchte Häute spielt beim Gasaustausch der Pflanzen (Assimilation) und der Atmung der Tiere und des Menschen eine große Rolle.

Wir wollen nunmehr die Einwirkung des Wasserstoffs auf einige Oxyde untersuchen.

Versuch: Das Kugelrohr A (Abb. 43) wird mit Kupferoxyd, das bei der Luftuntersuchung entstanden war, beschickt und ebenso wie das Trockenrohr B mit Inhalt abgewogen. Dann leiten wir Wasserstoff durch ein Trockenrohr (C) über das Kupferoxyd. Nachdem wir uns überzeugt haben, daß alle Luft vertrieben ist, erhitzen wir das Rohr

Abb. 43.



mit dem Kupferoxyd. Jetzt ändert sich die Farbe des Inhalts sehr schnell in Hellrot, zugleich sammelt sich Wasser am Rohrausgang. Wir treiben es mit der Gasflamme und dem Wasserstoffstrom in das U-Rohr und wägen es nach dem Erkalten ebenso wie das Rohr mit dem metallischen Inhalt. Dieses zeigt eine Gewichtsabnahme, jenes eine etwas größere Gewichtszunahme. Der rote Rohrinhalt ist ge-

schmeidig, er ist metallisches Kupfer. Der Wasserstoff hat dem Kupferoxyd den Sauerstoff entrissen und damit Wasser gebildet; das entstandene Wasser muß naturgemäß mehr wiegen als der aufgenommene Sauerstoff. Wir rechnen ein Zahlenbeispiel durch:

Kugelrohr, leer	31,46 g	} 2,12 g Kupferoxyd
„ mit Kupferoxyd . . .	33,58 g	
Kugelrohr nach dem Versuch . .	33,17 g	} 0,41 g Gewichtsverlust
„ vor „ „ . . .	33,58 g	
U-Rohr vor dem Versuch . . .	22,38 g	} 0,46 g Gewichtszunahme
„ nach „ „ . . .	22,84 g	

Aus den Zahlen dieses Versuchs ersehen wir, daß 2,12 g Kupferoxyd 0,41 g Sauerstoff abgeben, der mit dem Wasserstoff 0,46 g Wasser bildet. Bestimmen wir aus diesen Zahlen das Gewichtsverhältnis von Wasserstoff und Sauerstoff im Wasser, so erhalten wir: $0,05 : 0,41 \approx 1 : 8$, und entsprechend für das von Kupfer und Sauerstoff im Kupferoxyd $1,71 : 0,41 \approx 4 : 1$.

Wird statt des Kupferoxyds Eisenoxyd verwendet, so entsteht in entsprechender Weise Eisen. Auch anderen Oxyden der Schwermetalle wird durch Wasserstoffgas der Gehalt an Sauerstoff genommen, und zwar um so leichter, je schwieriger das Metall oxydiert; das Metalloxyd wird zu Metall reduziert.

Allgemein wird **das Fortnehmen des Sauerstoffs als Reduktion** bezeichnet.

§ 14. Kohlenoxyd.

Oxydationen und Reduktionen spielen sich in der Natur und im Haushalt des Menschen täglich und stündlich in ungezählten Abwandlungen ab. Wenn wir Kohle verbrennen, so vereinigt sie sich mit Sauerstoff zu Kohlensäuregas, aber der Vorgang verläuft nicht immer in einfacher Weise. Es ist allgemein bekannt, daß durch Kohlen-gase eines offenen Heizkorbes oder eines undichten, schlecht ziehenden Ofens Menschen vergiftet werden können. Kohlensäuregas ist jedoch nicht giftig, wenn es auch atembeklemmend und erstickend wirkt; also muß in dem Kohlendunst noch etwas Besonderes sein.

Um den Vorgang der Kohlendunstabbildung nachzuahmen, kommen *LV* wir mit Glasgeräten nicht aus. Wir bedürfen eines Eisenrohres, das wir mit Holzkohlenstücken füllen. Das eine Ende verbinden wir mit einer Kohlensäureflasche, das andere mit einer Waschflasche voll Kalkwasser. Von dieser führt ein Schlauch in die Wanne unter einen wassergefüllten Zylinder. Das eiserne Rohr wird in einem Lampenofen

zu heller Glut erhitzt, dann wird ein sehr langsamer Strom Kohlensäuregas hindurchgeleitet. Das Kalkwasser wird trübe, in dem Zylinder steigen farblose Blasen auf. Nachdem wir mehrere Zylinder und eine Maßglocke gefüllt haben, prüfen wir das aufgefangene Gas mit einem brennenden Span. Das Gas fängt sofort Feuer und brennt mit schwach blauer Flamme ruhig ab. Lassen wir einen Zylinder 1 bis 2 Minuten offen auf dem Tische stehen, so entzündet sich sein Inhalt entweder mit einem pfeifenden Ton oder nach längerem Warten überhaupt nicht mehr. Das neue Gas ist also leichter als Luft. Wir leiten es aus der Glocke durch ein Rohr mit erhitztem Kupferoxyd; es entsteht Kupfer, aber kein Wasser. Nehmen wir statt des schwarzen Kupferoxyds rotes Eisenoxyd, so entsteht schwarzes Eisenpulver. Das Gas wirkt stark reduzierend.

Weil bei der Bildung des Gases keine anderen Grundstoffe als Kohlenstoff und Sauerstoff (im Kohlensäuregas) vorhanden waren, kann es nur ein Oxyd des Kohlenstoffs sein, das weniger Sauerstoff enthält als Kohlensäuregas. Genaue Versuche haben gezeigt, daß Kohlensäuregas in bezug auf den Kohlenstoffgehalt doppelt soviel Sauerstoff gebunden hat wie Kohlenoxyd; man nennt Kohlensäuregas deshalb mit dem chemischen Namen Kohlendioxyd.

In jedem Ofen, in dem eine hohe Schicht Brennstoff in heller Glut ist, können wir die heißen, blauen Flämmchen des Kohlenoxyds auf der Oberfläche züngeln sehen. Die Kohle wird über dem Rost bei hinreichender Luftzufuhr zu Kohlendioxyd verbrannt; in den darüber lagernden glühenden Massen wird das Kohlendioxyd zu Kohlenoxyd reduziert. Deshalb bedarf ein geregeltes Feuer außer Unterluft auch Oberluft, sonst wird Brennstoff verschwendet, weil Kohlenoxyd unverbrannt entweicht.

In zweckmäßiger Weise hat das Großgewerbe die Vorgänge, die in jedem Ofen ungewollt auftreten, nutzbar gemacht. In Generatoren wird dem Brennstoff eine solche Schütthöhe gegeben, daß beim richtigen Einstellen der Luft nur Kohlenoxyd entstehen kann. Das Gemisch aus Kohlenoxyd und Luftstickstoff heißt Generatorgas; es wird heiß zu den Stellen des Verbrauchs geleitet, wo es mit bequem zu regelnder Flamme schlackenlos zu Kohlendioxyd verbrennt.

Kohlenoxyd ist ein farbloses, fast geruchloses Gas, etwas leichter als Luft, mit blaßblauer Flamme brennbar, von stark reduzierender Wirkung. Es ist der sehr giftige Bestandteil des Kohlendunstes. Es entsteht durch Reduktion des Kohlendioxyds mit glühender Kohle. Generatorgas ist ein Gemisch aus Kohlenoxyd und Luftstickstoff.

VI. Chemische Grundgesetze.

§ 15. Verbindungsgesetze. Chemische Zeichensprache.

Aus dem quantitativen Versuch der Kupferoxydreduktion (§ 13) ersehen wir, daß — wenn wir das Ergebnis auf ganze Zahlen zurückführen — aus 80 mg Kupferoxyd stets 64 mg Kupfer und 18 mg Wasser entstehen, d. h. je 80 mg Kupferoxyd verlieren 16 mg Sauerstoff, die sich mit 2 mg Wasserstoff zu 18 mg Wasser verbinden. Diese Zahlen stimmen durchaus mit den Ergebnissen der Elektrolyse überein, wo auf zwei Raumteile Wasserstoff ein Raumteil Sauerstoff erhalten wurde (§ 12). Wird das Verbrennen des Knallgases (§ 13) im Maßrohr (Eudiometer) vorgenommen, so verschwinden stets zwei Raumteile Wasserstoff auf einen Raumteil Sauerstoff; etwa vorhandener Überschuß eines der beiden Gase bleibt unverbunden zurück. Hier bestehen offenbar zahlenmäßige Beziehungen ähnlicher Art, wie wir sie (§ 9) beim Zerfall des Quecksilberoxyds kennengelernt haben. Auch das Kupferoxyd zeigte nach den angegebenen Werten ein einfaches Zahlenverhältnis, Kupfer zu Sauerstoff wie 64 : 16.

Die genannten Beziehungen sind nicht die einzigen ihrer Art. Im Gegenteil; die chemische Wissenschaft hat durch millionenfache Proben den Satz aufstellen können:

In allen chemischen Verbindungen sind die Bestandteile nach ganz bestimmten, festen Verbindungsverhältnissen vereinigt.

Diese Verbindungsverhältnisse sind zuerst in Prozentzahlen angegeben worden: Wasser enthält 11,1 % Wasserstoff und 88,9 % Sauerstoff; im schwarzen Kupferoxyd sind rund 20 % Sauerstoff und 80 % Kupfer. So wichtig die Erkenntnis auch war, daß in jeder reinen Verbindung, woher sie auch stammen mag, die Grundstoffe stets im gleichbleibenden Verhältnis verbunden sind, so bedeuteten die Prozentzahlen für das Gedächtnis doch eine unerträgliche Last. Viel einfacher gestalten sich wunderbarerweise die Zahlen, wenn sie nicht in Prozenten ausgedrückt, sondern auf eine bestimmte Gewichtsmenge Sauerstoff bezogen werden, mit dem die meisten aller Grundstoffe vereinigt werden können. Hierbei erwuchs eine neue Erkenntnis:

In bezug auf 16 Gew.-Tle. Sauerstoff werden für die Elemente **Zahlen** gefunden, **die in allen Verbindungsverhältnissen wiederkehren.** Die Verbindungsgewichte

1 für Wasserstoff	32 für Schwefel
16 „ Sauerstoff	200 „ Quecksilber
14 „ Stickstoff	64 „ Kupfer

gelten für alle Verbindungen, in denen diese Grundstoffe überhaupt vorkommen.

Im Kohlenoxyd und Kohlendioxyd ist der Kohlenstoff in zwei verschiedenen Verhältnissen mit Sauerstoff verbunden, im Kohlenoxyd sind 12 Gewichtsteile Kohlenstoff mit 16 Gewichtsteilen Sauerstoff vereinigt, im Kohlendioxyd 12 Gewichtsteile Kohlenstoff mit zweimal 16 Gewichtsteilen Sauerstoff.

Solche Fälle, daß ein Stoff sich in mehreren Verhältnissen mit einem anderen verbindet, sind sehr häufig. Immer sind alle die vorkommenden Verbindungsverhältnisse in bezug auf das einfache Verbindungsgewicht durch kleine ganze Zahlen ausdrückbar. (Satz der vielfachen Verbindungsverhältnisse.)

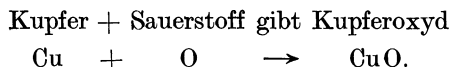
Der große schwedische Chemiker Jöns Jakob Berzelius hat es als eine Lebensaufgabe angesehen, die einfachen Verhältnisse zu ermitteln, nach denen die Stoffe miteinander verbunden sind. Er hat seine Aufgabe mit unermüdlichem Fleiß und peinlichster Sorgfalt trotz allernotdürftigster Hilfsmittel so glänzend gelöst, daß auch die folgenden Geschlechter, die über feinste Werkzeuge und Methoden verfügen, bewundernd zu ihm aufschauen müssen. Berzelius hat es außerdem verstanden, auf Grund seiner Zahlen eine Zeichensprache, eine chemische Kurzschrift zu schaffen, die wir heute als unentbehrlich empfinden, weil sie die Ergebnisse der Forschung in allereinfachster Form kurz und treffend wiederzugeben ermöglicht und für das Gedächtnis eine ungemeine Erleichterung bedeutet.

Jedem Grundstoff wird der Anfangsbuchstabe des wissenschaftlichen Namens als Zeichen gegeben, oder es werden zwei Buchstaben gewählt, um Verwechslungen auszuschließen.

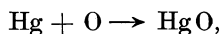
Wasserstoff erhält das Zeichen H				
Sauerstoff	„	„	„	O
Stickstoff	„	„	„	N
Kohlenstoff	„	„	„	C
Schwefel	„	„	„	S
Kupfer	„	„	„	Cu
Quecksilber	„	„	„	Hg usw.

Diese Buchstaben bedeuten nicht den Stoff schlechthin, sondern eine solche Gewichtsmenge, wie sie dem Verbindungsgewicht entspricht: H = 1, O = 16, N = 14, C = 12, S = 32, Cu = 64 (63,6), Hg = 200 Gew.-Tle. usw. Werden die Buchstaben durch Pluszeichen verbunden, so soll damit ein Gemenge ge-

kennzeichnet werden; unmittelbar nebeneinandergesetzt drücken sie eine Verbindung aus. $\text{Fe} + \text{S}$ ist ein Gemenge aus Eisen (ferrum) und Schwefel (sulfur), FeS eine Verbindung, Schwefeleisen. Chemische Vorgänge werden mit Hilfe dieser Zeichen in Form von sogenannten Gleichungen geschrieben:



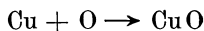
Der Pfeil gibt den Richtungssinn des Vorganges an; er ist nötig, weil es umkehrbare Vorgänge gibt. Aus Quecksilber und Sauerstoff entsteht bei ungefähr 400° Quecksilberoxyd,



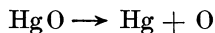
und aus dem Quecksilberoxyd wird wiederum durch starkes Erhitzen Quecksilber und Sauerstoff gewonnen,



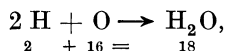
Zunächst scheint es widersinnig, von „Gleichungen“ zu reden, denn das, was auf beiden Seiten steht, ist durchaus nicht gleich: Quecksilberoxyd ist vom Quecksilber und Sauerstoff so verschieden wie möglich. Gleich sind nur die Gewichtsmengen auf beiden Seiten. Jede Gleichung gründet sich auf den Satz von der Erhaltung des Gewichts (§ 8);



heißt: 64 Gew.-Tle. Kupfer vereinigen sich mit 16 Gew.-Tln. Sauerstoff zu 80 Gew.-Tln. Kupferoxyd.

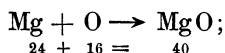


sagt aus, daß 216 Gew.-Tle. Quecksilberoxyd 200 Gew.-Tle. Quecksilber (Hg, Hydrargyrum = Wassersilber, flüssiges Silber) und 16 Gew.-Tle. Sauerstoff liefern. Den Vorgang der Wasserbildung aus Wasserstoff und Sauerstoff schreibt man

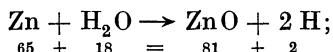


wobei entsprechend den Raummengen der Grundbestandteile (§ 13) H_2O die Formel für Wasser ist (H, Hydrogenium = Wasserbildner). Die Zahl, welche einem Zeichen rechts unten angehängt wird, besagt, daß die Gewichtsmenge dieses Zeichens mit der Zahl zu multiplizieren ist.

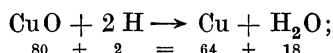
Es mögen hier noch einige uns bekannte Vorgänge in Gleichungen wiedergegeben werden:



24 mg Magnesium und 16 mg Sauerstoff geben 40 mg Magnesiumoxyd.



65 mg Zink und 18 mg Wasserdampf geben 81 mg Zinkoxyd und 2 mg Wasserstoff.



80 mg Kupferoxyd und 2 mg Wasserstoff geben 64 mg Kupfer und 18 mg Wasser.

Zur Erklärung dieser beobachteten Gesetzmäßigkeit beim Aufbau und Abbau von Verbindungen dient die Atomtheorie.

§ 16. Atomlehre.

Im grauen Altertum, als die Menschen weniger experimentierten, aber viel schärfer beobachteten als wir, haben Philosophen und Dichter aus mancherlei Tatsachen eine eigene Lehre von den kleinsten Bausteinen der Welt, eine Lehre von sogenannten **Atomen**¹⁾ geschaffen.

„Aufgehängte Gewänder am wellenbrechenden Ufer
Feuchten sich an und sie trocknen der Sonn' entgegengespreitet:
Dennoch sehen wir nicht, wie solche die Nässe des Wassers
Einziehn, oder wie dieses am Strahl der Sonne verdunstet.
Also löst sich das Naß in mindere flüchtige Teil' auf,
Die nicht fähig wir sind mit der Schärfe des Auges zu fassen.

Ring am Finger verdünnt das Tragen mehrerer Jahre;
Wasser, das niederstürzt von der Traufe, höhlet den Stein aus;
In der Furche zerreibt das Eisen sich endlich am Pfluge.
Tritt nicht der Fuß der Menge zuletzt den steinernen Pfad aus?
Siehet man nicht die Hände von ehernen Bildern der Götter,
Nächst den Toren der Stadt, vom Berühren der Wanderer geschmälert?
Augenscheinlich daher ist's, daß sich dieselben vermindern:
Aber wie dieses geschieht, und welche Teilchen von ihnen
Jegliche Zeit ablöst, das hat die Natur uns verborgen...
Was die Felsen des Meeres vom fressenden Salze verlieren,
Wird in keinem Punkte der Zeit dem Auge bemerkbar.“

Lucretius: „Von der Natur der Dinge“ 1, 301 bis 320.

(Übersetzt von Goethes Freund Karl Ludwig von Knebel.)

¹⁾ Atom (griechisch) = das Unteilbare.

Lucrez dachte sich, wie sein großer Vorgänger Demokrit, der die Atomlehre ersann, die kleinsten Bausteine der Welt als harte, unteilbare, verschieden große Körperchen, die in ständiger Bewegung sind. Er verglich sie mit tanzenden Sonnenstäubchen, mit weit entfernten Lämmerherden, die unserem Blicke als weiße, unbewegliche Flecke erscheinen.

Von den meisten Philosophen ist diese Lehre arg befehdet worden, bis es dem Engländer Dalton am Anfang des 19. Jahrhunderts gelang, ihr neues Leben einzuhauchen und sie zur Blüte und Frucht zu bringen. Dalton sagte sich: wenn es letzte Teilchen gibt, dann müssen sie für jeden einheitlichen Stoff alle untereinander gleich groß und gleich schwer sein, denn sonst müßten wir ständig beobachten, daß sich durch Schütteln, Sieben, Schlämmen usw. die kleineren von den größeren, die leichteren von den schwereren Körnern trennen lassen; es müßte gelingen, verschiedene Sorten von Wasser, Gips, Schwefel, Eisen auf einfache Weise herzustellen. So etwas ist niemals bemerkt worden. Sind nun die Körner eines einheitlichen Stoffes untereinander gleich groß und gleich schwer, dann kommt ihnen auch ein Eigengewicht zu, und die verschiedenen Eigengewichte werden wir bemerken, wenn sich zwei Stoffe miteinander chemisch vereinigen, oder wenn wir einen zusammengesetzten in seine Bestandteile zerlegen; denn es ist nur denkbar, daß eine ganzzahlige Anzahl von Teilchen der einen Art sich mit einer ganzzahligen Anzahl einer anderen Art verbindet, im einfachsten Falle ein Atom mit einem anderen Atom, etwa ein Atom Sauerstoff mit einem Atom Kupfer. Auch der Zusammenschluß von einem Atom mit zwei anderen — 1 Atom Sauerstoff mit 2 Atomen Wasserstoff — ist einfach, desgleichen von zwei Atomen mit dreien — 2 Atome Eisen mit 3 Atomen Sauerstoff —.

Auf diese Weise geht der Begriff Verbindungsgewicht in den Begriff **Atomgewicht** über, mit dem nur angedeutet sein soll, wievielmals schwerer ein Atom irgend eines Stoffes ist als ein Atom Wasserstoff. Nicht wirkliche Gewichte, sondern Verhältnissgewichte werden in diesen Zahlen festgelegt. Hierdurch werden die Gesetzmäßigkeiten der festen einfachen und der vielfachen Verbindungsverhältnisse erst gedeutet. Die Atomtheorie führt zwingend zu dem Satze Daltons, daß **in allen chemischen Verbindungen die Elemente nur in solchen Verhältnissen vorhanden sind, die sich durch ihre Atomgewichte oder deren ganzzahlige Vielfache ausdrücken lassen** (1808). Ohne die Atomlehre blieben diese Gesetzmäßigkeiten, wie einer der größten Chemiker aller Zeiten, Jöns Jakob Berzelius schrieb, ein Mysterium. Dabei ist vorerst ganz gleichgültig, ob die Atome wirklich ihrem Namen entsprechend unteilbar sind oder nicht; es braucht nur angenommen zu werden,

daß im Falle der Teilbarkeit Bruchstücke von ganz andersartiger Beschaffenheit, d. h. völlig neue Stoffe entstehen. Die allerneueste Forschung hat das bestätigt.

Im allgemeinen bestehen die Atome nicht frei für sich, sondern lagern sich zu etwas größeren, untereinander wieder für jeden Stoff gleichartigen Massen, den Molekeln¹⁾, zusammen. Hiernach bedeutet die Formel Cu O , daß ein Atom Kupfer mit einem Atom Sauerstoff zu einer Molekel vereinigt ist; H_2O , daß zwei Atome Wasserstoff und ein Atom Sauerstoff eine Molekel Wasser bilden.

Eine **Molekel** ist das kleinste Teilchen eines einheitlichen, reinen Stoffes, das unter Wahrung seiner chemischen Eigenschaften nicht weiter geteilt werden kann.

Ein **Atom** ist das kleinste Teilchen einer Molekel, das nicht weiter zerlegt werden kann, ohne seine Eigenschaften völlig zu verlieren.

Den Molekeln zu vergleichen sind die Worte eines Satzes, den Atomen die Buchstaben der Worte, und den Atomteilen, Elektronen genannt, die Strichelemente, aus denen die Buchstaben geformt sind. Zwar sind alle diese Teile noch teilbar, weil sie raumerfüllend sind und die Teilbarkeit zum Wesen des Raumes gehört, dennoch sind sie die letzten Teilchen, die nicht weiter geteilt werden können, wenn sie nicht ihr Wesen völlig ändern sollen. Wichtig ist allein, daß die Teilung in wesensgleiche Teile ein Ende hat, und daß weitere Teilung wesensverschiedene Faktoren hervorbringt.

VII. Das Eisen.

§ 17. Der Eisenhochofen.

In unserem Zeitalter der Kohle und des Eisens sind große Werke entstanden, um aus den Eisenerzen das Eisen zu gewinnen.

Ein mittlerer Eisenhochofen ist ein gegen 30 m hohes, turmähnliches, mit Stahlringen gepanzertes Gebäude, das in seinem Innern mit feuerfesten Steinen ausgemauert ist und zwischen seiner wassergekühlten Außenwand, der Rauhmauer, und der Innenwand eine Schicht Asche oder Schlackenwolle besitzt, damit so wenig wie möglich Wärme verloren geht und durch die starke Wärmeausdehnung der Innenseite das Mauerwerk nicht reißt. Der Hohlraum, der über dem 5 m hohen Unterbau liegt, besteht im Oberteil aus einem schlanken, in der Mitte aus einem gedrungenen Kegelstumpf und unten aus einem

¹⁾ Moles (lat.) = Masse; molecula = kleine Masse.

Zylinder (Abb. 44). Für die Öffnung oben hat der Hüttenmann den Namen „Gicht“ *G*, für den darauffolgenden, weiter werdenden Teil „Schacht“ *S*, für den nächsten, enger werdenden „Rast“ *R* und für den zylindrischen Teil „Gestell“ *B*.

Nach den Vorgängen, die in den einzelnen Teilen stattfinden, wird der Raum unter der Gicht als „Vorwärmezone“, der folgende als „Reduktionszone“, der nächste als „Kohlungszone“ und der untere Abschnitt der Rast als „Schmelzzone“ bezeichnet. In das Gestell führen etwas unterhalb der Rast „Formen“ *D* hinein, das sind Rohre, durch die „Wind“, d. h. Luft, dem Ofeninnern zugeführt wird. Die Enden der Formen, die in das Gestell hineinragen, heißen „Düsen“; sie bestehen aus schwer schmelzbarer Phosphorbronze, sind doppelwandig und werden ununterbrochen von Kühlwasser durchflossen; trotzdem müssen sie oft ausgewechselt werden, weil die Hitze sie angreift.

Sobald die mühsame, tagelang dauernde Arbeit des Anheizens durch Holz und Koks erledigt ist, wird der Hochofen durch die Gicht mit dem „Möller“ beschickt. Der Möller besteht aus einem genau berechneten Gemenge von vorbereitetem, d. h. durch Rösten oxydisch gemachtem Eisenerz, Koks und Zuschlag, zuweilen auch Schrott, d. h. Alteisen. Ohne Zuschlag würde die „Gangart“ oder „Bergart“ des Erzes, das ist das Gestein, in dem es enthalten ist, gewöhnlich nicht schmelzen; damit würde der Ofengang gestört oder unmöglich werden. Als Zuschlag werden Stoffe verwendet, die mit dem Gestein eine leicht schmelzende Schlacke liefern; man braucht Kalk, wenn das Gestein kieselig oder tonig ist, umgekehrt Kiesel oder Ton, wenn das Gestein kalkig ist. Wo es durchführbar ist, mischt man kalkige und kieselige Erze miteinander. Die Beschickung des Hochofens geschieht auf maschinellern Wege, indem die Wagen mit der Möllerng in die Gicht hineingekippt werden.

Abb. 44.

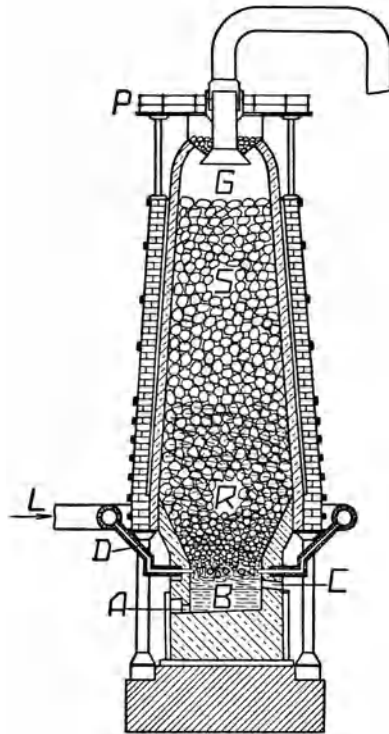
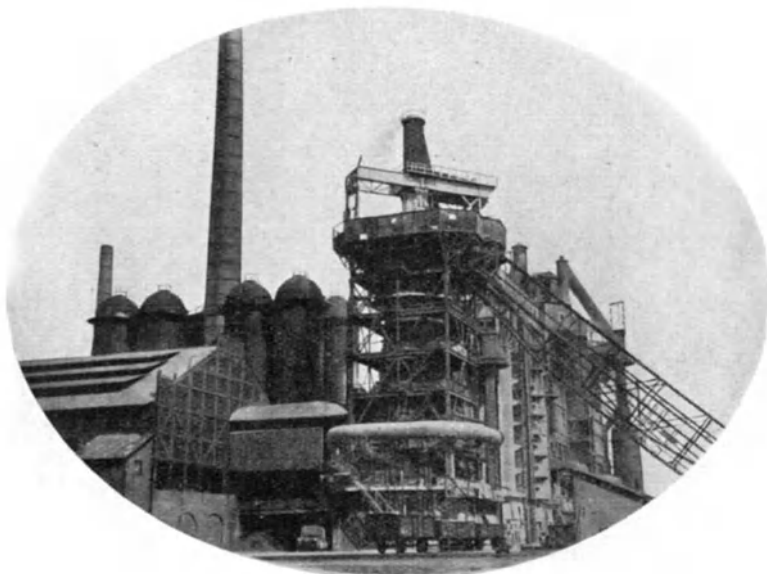
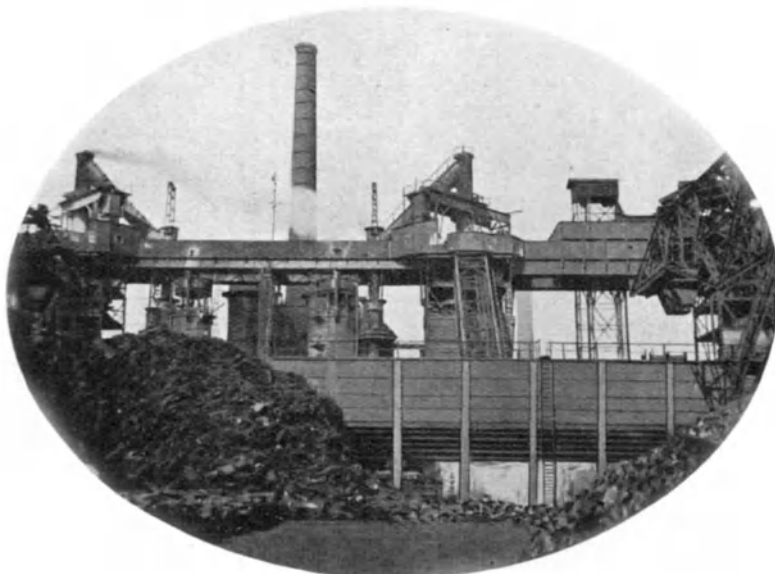


Abb. 45.



Hochofenanlage.

Abb. 46.



Hochofenanlage, vom Erzlager aus gesehen.

Im untersten Teile der Rast verbrennt der Koks zu Kohlendioxyd (Kohlensäuregas, CO_2), das jedoch sogleich durch glühende Kohle zu Kohlenoxyd ($\text{CO}_2 + \text{C} = 2 \text{CO}$) reduziert wird. Das aufsteigende Kohlenoxyd entreißt den vorgewärmten Erzen in der Reduktionszone den Sauerstoff, und es wird wieder Kohlendioxyd (CO_2) gebildet. Bei der Reduktion entsteht das Eisen in schwammförmigem Zustand; schmelzen kann es zunächst nicht, denn die Temperaturen in der Reduktionszone liegen zwischen 500 und 900°, während das reine Eisen bei rund 1600° schmilzt. So hohe Temperaturen werden im Hochofen im allgemeinen nicht erreicht; trotzdem kommt das Eisen schließlich zum Schmelzen. Eisen nimmt nämlich in der Hitze leicht Kohlenstoff auf, und dieses kohlehaltige Eisen schmilzt viel leichter; der Schmelzpunkt kann bei hinreichendem Kohlenstoffgehalt bis auf 1050° heruntergehen. Nachdem das Eisen in der Kohlungszone sich mit Kohlenstoff beladen hat, sinkt es langsam hinunter in die Schmelzzone (1400 bis 1500°), aus der es ins Gestell hinabtropft. Vor dem Oxydieren durch die eingeblasene Luft aus den Düsen werden die fallenden Tropfen durch eine Schlackenhülle geschützt. Im untersten Teile des Gestells sammelt sich ein See geschmolzenen Eisens, dessen Oberfläche durch die bedeutend leichtere, obenauf schwimmende Schlacke vor Oxydation bewahrt bleibt. Allmählich erreichen die ansteigenden Schlackenmassen ein Abflußloch C am „Wallstein“ und ergießen sich in die Schlackengasse. Die Schlacke wird auf Zement weiter verarbeitet.

Hat sich im Gestell eine genügende Menge Eisen gesammelt, was je nach dem Ofengange in drei bis sechs Stunden der Fall ist, so gibt der Gießmeister ein laut schallendes Zeichen, damit die Arbeiter an ihre Plätze auf der Gußebene gehen, wo sie mit Holzformen in den angefeuchteten Sand zusammenhängende Vertiefungen gedrückt hatten, um darin das Eisen aufzunehmen. Das Gießloch dicht über der Sohle des Hochofens wird aufgestochen, worauf sich ein blendend heißer Strom flüssigen Eisens funkensprühend auf das Gießbett wälzt, wo die Arbeiter mit bekalkten schaufelähnlichen Geräten die Wege zu den Vertiefungen sperren und Schritt für Schritt den weiteren Lauf freigeben, nachdem jedesmal eine Reihe der langen, schmalen Gruben vollgefüllt ist. Nach beendetem Abfluß wird das Gießloch mit Hilfe einer Luftdruckmaschine durch kohlehaltige Tonkugeln verschlossen.

Auf der Gießebene erstarrt das Eisen rasch. Die einzelnen Stücke werden mit schweren Hämmern abgeschlagen und fortbefördert.

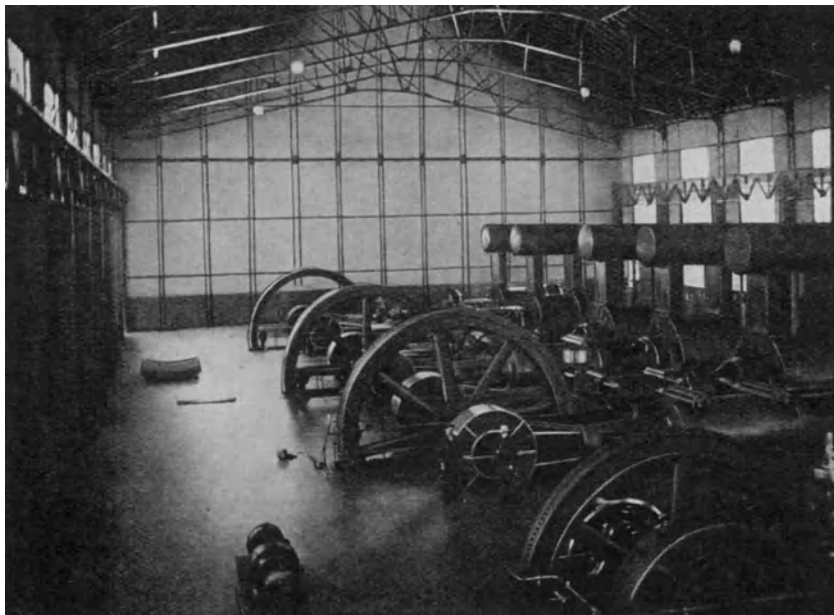
Die heißen Gichtgase des Hochofens werden vom Flugstaub gereinigt und durch Winderhitzer hindurchgeleitet, in denen sie mit Luft vermischt und verbrannt werden. Die starke Hitze macht die Wind-

Abb. 47.



Erzlager.

Abb. 48.



Gebläsemaschine.

Nur der letzte der Kompressoren ist im Betrieb, was an dem Verschwinden der Speichen im Schwungrad zu erkennen ist.

erhitzer rotglühend. Durch die aufgeheizten Winderhitzer wird Luft hindurchgeleitet, die sich auf 800 bis 900° erwärmt und so in den Hochofen eintritt. Zu jedem Hochofen gehören mehrere Winderhitzer, die nacheinander in Betrieb gesetzt werden.

Gelangt die Luft so stark vorgewärmt in den Hochofen, so wird eine Menge Brennstoff erspart. Ohne Erhitzen des Windes war in früheren Zeiten zum Ausbringen des Eisens an Gewicht doppelt soviel Koks nötig, wie Eisen erschmolzen wurde, nach dem modernen Verfahren nur ebensoviel.

§ 18. Eisenerze und Eisen.

Auf welche Weise die Menschen mit dem Eisen bekannt geworden sind, wissen wir nicht. Vielleicht haben sie anfänglich die gediegenen Eisenmassen verwendet, die hier und da zu finden sind.

Gediegene Eisenmassen sind gewöhnlich Meteore, d. h. sie stammen von zertrümmerten Weltenkörpern, die in der Nähe der Erdbahn von unserem Planeten eingefangen werden; kleine Stücke verglühn und verstäuben in der Lufthülle als Sternschnuppen, größere fallen als Meteore zu Boden. Man hat Meteore bis zu 50000 kg Gewicht gefunden. Sie bestehen teils aus Gesteinen, teils aus nickelhaltigem Eisen und heißen dann Siderite. Viel seltener als diese gediegenen, kosmischen Eisenmassen sind irdische, vulkanischen Ursprungs. Von großen Stücken ist nur eine Fundstelle bekannt bei Ovifak auf der Insel Disko in der Baffinbai.

Für die Gewinnung des Eisens kommen diese geringfügigen Mengen gediegen auftretenden Metalls nicht in Betracht. Die wichtigsten Eisenerze sind Magneteisenstein Fe_3O_4 , Roteisenstein Fe_2O_3 , Brauneisenstein, ein Gemenge verschiedener Verbindungen des Eisens mit Sauerstoff und Wasserstoff (z. B. $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$), Spateisenstein FeCO_3 , Eisenkies FeS_2 .

Magneteisenstein hat seinen Namen von der kleinasiatischen Stadt Magnesia, wo im klassischen Altertum dieses Erz mit seiner merkwürdigen Eigenschaft, Eisenstücke anzuziehen, gefunden wurde.

Von dieser Eigenschaft machten sich abergläubische Gemüter im Mittelalter die seltsamsten Vorstellungen, auf die Uhland in seinem Drama „Herzog Ernst von Schwaben“ anspielt, wenn er von den Irrfahrten seines Helden berichtet: „An dem Magnetberg fuhren seinem Schiff die Nägel aus“.

Ein Magnetberg ist keine Fabel. Er liegt in Lappland, dem nördlichen Teile Skandinaviens. Ein Berg, der auf 5,2 km Länge aus einem 164 m breiten Magneteisenerzlager besteht, dessen Tiefe im Erdboden noch nicht hat ergründet werden können, ein solcher Berg verdient wohl den Namen Malmberget, d. h. der Erzberg; nur hat er nicht die

Macht, Nägel aus dem Holz zu reißen; die Taschenuhren allerdings bringt er in Verwirrung. Sein Erz ist feinkörniger Magnetit mit etwas Hämatit (Roteisenstein); sein Eisengehalt schwankt zwischen 40 und 60 % — reines Fe_3O_4 hat 72,4 % —. Um der lappländischen Erze willen, deren Vorrat auf 1,5 Milliarden Tonnen geschätzt wird, haben die Schweden und Norweger die Ofotenbahn gebaut. Von diesem kostbaren Erz haben wir in Deutschland so gut wie nichts. Unsere Hütten haben viel schwedisches Erz bezogen und werden das in Zukunft noch mehr tun müssen.

Roteisenstein haben wir in Nassau im Gebiet der Dill und Lahn, sonst nur unbedeutende Fundstätten. Wenn der Roteisenstein kristallisiert ist, heißt er Eisenglanz. Obgleich er dann schwarz aussieht, ist sein Pulver doch rot: Reibt man Eisenglanz auf einem unglasierten Porzellanscherben, so gibt er einen roten Strich. Oft kommt Roteisenstein in traubigen und nierenförmigen, strahlig gebauten und in abgerundeten Stücken vor, für welche die Bergleute den Necknamen Glatzkopf gebrauchten, der später in roter Glaskopf verwischt worden ist. Mit Ton gemengt, bildet er Toneisenstein, Rötcl, roten Ocker. Sein Eisengehalt schwankt im allgemeinen zwischen 30 und 40 %, während reines Fe_2O_3 70 % Eisen enthält. Das Rot des Buntsandsteins, das Rot vieler Wüstensande, auch das Rot der Ziegelsteine ist auf Roteisenstein zurückzuführen.

Für Deutschland war das wichtigste Eisenerzgebiet der lothringische Minettebezirk, der drei Viertel der gesamten deutschen Eisenerzeugung lieferte. Minette ist eine körnige, meist kalkhaltige Form des Brauneisensteins mit hohem Phosphorgehalt. Durch den Versailler Vertrag ist Deutschland seines wichtigsten Eisenerzbezirks beraubt worden und ist in der Hauptsache auf die Einfuhr ausländischer Erze angewiesen.

Nächst Lothringen war das wichtigste deutsche Eisenerzgebiet das Siegerland, das ein Zehntel der Gesamtmenge förderte, das jedoch nur etwa 124 Millionen Tonnen im Boden hat, also in wenigen Jahrzehnten erschöpft sein wird. Hier findet sich auch in nennenswerten Mengen der **Spateisenstein**. Mit Kohle durchsetzt, heißt er Kohleneisenstein. Unter dem Namen Blackband kommt er besonders in England vor.

Auch der Eisenkies findet sich im Siegerland bei Meggen in abbauwürdigen Mengen. Eisenkies ist weniger wichtig für die Gewinnung des Eisens als für die des Schwefels und der Schwefelsäure.

Die wenigen Angaben zeigen schon deutlich genug, daß es mit Deutschlands Eisenvorräten sehr schlecht bestellt ist¹⁾, daß äußerste

¹⁾ Im Jahre 1926 hat Deutschland 9553441,9 Tonnen Eisenerze, 791160,9 Tonnen Eisenkies und 109506,3 Tonnen Roheisen eingeführt.

Sparsamkeit im Eisenverbrauch einfach Bürgerpflicht ist, und daß alles Alteisen dem wirtschaftlichen Kreislauf wieder zugeführt werden muß, weil es unsere Vorräte strecken hilft und leichter wieder zu nutzbarem Eisen umgeschmolzen werden kann als die Erze mit ihrem Gehalt an Fremdstoffen.

Trotz sorgfältigsten Aufbereitens lassen sich nicht alle fremden Bestandteile aus den Erzen entfernen, weil sie teilweise chemisch gebunden sind. Infolgedessen kann das Roheisen des Hochofens nicht rein sein. Nach dem Gehalt an fremden Stoffen entstehen verschiedene Sorten Roheisen: bei viel Kieselstoff und wenig Mangan — das ist ein eisenähnliches Metall — entsteht **graues Roheisen**; bei viel Mangan und wenig Kiesel **weißes Roheisen**.

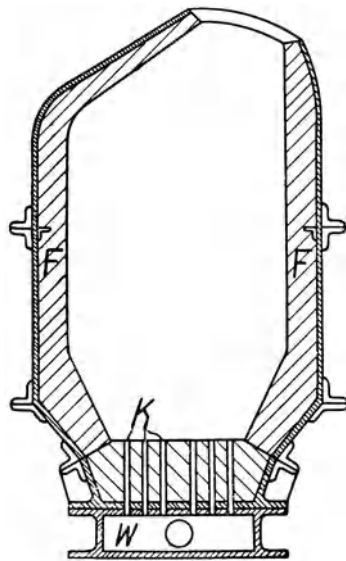
Das spröde, unter dem Hammer springende, wegen seiner geringen Härte mit dem Meißel leicht zu bearbeitende graue Roheisen mit 3,5 bis 4% Kohlenstoff dehnt sich beim Erkalten etwas aus, es füllt deshalb Gußformen vollständig aus.

Das weiße, kohlenstoffreiche (bis 5%) Roheisen ist dichter, fester und härter als das graue und zieht sich beim Erstarren zusammen. Sehr manganreiche Sorten haben ein großblättriges Gefüge mit spiegelnd glänzenden Flächen (Spiegeleisen).

Neben Mangan und Kohlenstoff sind im Roheisen auch eine Menge sehr unerwünschter Bestandteile, unter denen Schwefel, Phosphor und Silicium die unangenehmsten sind. Durch sie bekommt das Eisen sehr viele schlechte Eigenschaften. Um diese störenden Beimengungen zu entfernen, wird das Roheisen nach verschiedenen Verfahren „gefrischt“, im wesentlichen nach Bessemer und nach Thomas, sowie nach dem Siemens-Martin-Verfahren.

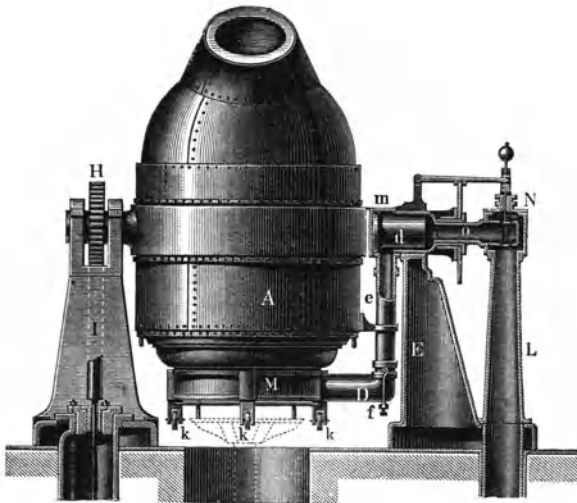
Beim **Bessemer-** und **Thomas-**Verfahren bedient man sich eines großen, birnenförmigen Gefäßes, Birne oder Konverter genannt, das mit kieselsäurereichem Ton — saures Futter, Bessemer — oder mit kieselsäurefreiem Dolomit — basisches Futter, Thomas — ausgekleidet ist (Abb. 49). Am Grunde besitzt die Birne eine Windkammer, die mit einem Nadelboden abgedeckt ist. Die Birne wird nahezu wage-

Abb. 49.



recht geneigt, so daß der bauchige Teil sich unten befindet, dann wird flüssiges Roheisen eingegossen (20 bis 30 Tonnen). Sobald die Birne wieder in die aufrechte Lage zurückgeht, wird durch die hohle Achse und die Rohrleitung *odD* Preßluft in die Windkammer und von ihr durch die feinen Kanäle des Nadelbodens in die Eisenschmelze eingeblasen (Abb. 50). Durch den Luftsauerstoff verbrennen oder verschlacken nacheinander alle Verunreinigungen; die entstehende Verbrennungswärme erhält das Eisen im Fluß. An der Feuergarbe, die aus dem Birnenmund herauschießt, läßt sich erkennen, wie das Verbrennen der Einzelbestandteile fortschreitet.

Abb. 50.



Bei Gegenwart von Kiesel kann der Phosphor niemals verbrennen. Um ihn zu entfernen, muß in den dolomitgefüllten Birnen dem Roheisen kieselfreier Kalkstein zugesetzt werden, der den verbrannten Phosphor zu Thomasschlacke bindet. Sie schwimmt auf dem Eisen, wird vorsichtig abgegossen und nach dem Erkalten zu feinem Thomasmehl gemahlen. Es ist ein unsterbliches Verdienst des Engländers Thomas, durch sein Verfahren phosphorreiche Eisenerze brauchbar gemacht zu haben. Sein Verdienst ist um so größer, als die Thomasschlacke ein begehrenswertes Düngemittel ist.

Beim Frischen in der Birne verbrennt neben unerwünschten Verunreinigungen auch der Kohlenstoff, den man im Eisen nicht entbehren kann. Infolgedessen muß das gefrischte Eisen nach dem Abgießen der Schlacke entweder durch Zusatz von Kohlepulver oder von kohlereichem Eisen auf den richtigen Gehalt gebracht werden.

Viel genauer als in der Birne läßt sich beim **Siemens-Martin-**Verfahren das Eisen auf den gewünschten Reinheits- und Mischungsgrad bringen. Auf einem flachen Herde mit niedrigem Deckengewölbe aus feuerfesten Steinen wird ein Gemisch von Roheisen und Schmied-eisenabfällen durch Generatorgas bei sehr hohen Temperaturen (bis 2000°) niedergeschmolzen, wobei die Verunreinigungen verbrennen. Bei phosphorreichen Roheisensorten, wie sie aus deutschen Eisenerzen meist entstehen, muß der Herd mit Dolomitziegeln ausgekleidet sein. Im Jahre 1913 waren in Deutschland 382 Martinöfen mit basischer Zustellung und 50 mit saurer (kieseliger) Zustellung im Betrieb, außerdem 109 Thomasbirnen und 13 Bessemerbirnen. Gegenwärtig liegen viele Betriebe mit Thomasbirnen still, weil es noch nicht möglich ist, dauernd Erze von gleichbleibender Beschaffenheit zu erhalten.

Eisensorten mit geringem Kohlenstoffgehalt sind schmiedbar; einen festen Schmelzpunkt gibt es für sie nicht. Sie schmelzen und erstarren zwischen 1300 und 1500°. Bevor sie wirklich schmelzen, werden sie plastisch; sie erweichen, so daß sie durch Hämmern, Pressen, Walzen, Ziehen, allgemein gesprochen durch Warmreckverfahren geformt werden können. In der Weißglut vereinigen sich zwei Stücke unter dem starken Druck der Presse oder des Hammers miteinander: sie schweißen zusammen. Die harten, festen Sorten führen den Namen **Stahl**, die weicheren, zäheren sind Schmiedeisen im engeren Sinne. Stahl erhält seine Härte teils durch rasches Abkühlen nach hohem Erhitzen, teils durch Zusatz fremder Stoffe. Vorzüglich stahlhärtende Metalle sind Nickel, Chrom, Wolfram, Molybdän und Vanadin.

Mit steigendem Kohlenstoffgehalt des Eisens wird seine Schmelztemperatur niedriger, zugleich nimmt seine Schmiedbarkeit ab. Sehr kohlereiches Eisen kann nur gegossen und danach kalt bearbeitet werden; für die Warmreckverfahren ist es nicht geeignet. Für die Gießerei werden die Modelle der gewünschten Gußwaren in einem Gemisch aus feinem, tonigem Sande, Koksmehl und Graphit sauber abgeformt. Das Eisen lassen die Gießer langsam in die Gußlöcher der Hohlformen einfließen, aus deren Windpfeifen die Luft entweicht, während aus den Fugen der Formkästen blaue Flämmchen brennbarer Gase hervorlodern. Nach dem Erkalten werden die Gußstücke sauber abgeschliffen und abgedreht.

Alle eisernen Gegenstände sind dem Rosten ausgesetzt; sie müssen durch luftdichte Überzüge dagegen geschützt werden. Wir können den Vorgang des Rostens in seinen wesentlichen Zügen nachahmen.

Versuch: Wir schlämmen Eisenpulver mit destilliertem Wasser SV auf und leiten einige Minuten lang einen kräftigen Strom Kohlensäure-

gas hindurch, dann filtrieren wir und leiten durch das wasserklare Filtrat einen Sauerstoffstrom, der sehr bald einen rostfarbenen Niederschlag ausfällt. Hier wie beim natürlichen Vorgang des Rostens wird durch Feuchtigkeit und Kohlensäure etwas Eisen gelöst und durch den Luftsauerstoff als Rost wieder abgeschieden, wobei das Kohlensäuregas wieder frei wird, das von neuem das Eisen angreift.

Um die Angriffe zu verhindern, wird das Eisen vernickelt, verzinkt, verzinkt, emailliert, mit Mennige und Ölfarbe gestrichen oder durch beständiges Einfetten geschützt.

Ähnlich dem Rosten ist die Bildung des Raseneisenerzes, Sumpferzes, Morasterzes in Gräben und Tümpeln und das Verkitten des Bodens durch Humussäuren zu felshartem Ortsstein in Heide- und Mooregenden.

VIII. Einige wichtige Schwefelverbindungen.

§ 19. Schwefeldioxyd, Schwefelsäure. Sulfate.

Wir haben (§ 5) festgestellt, daß Eisenkies Schwefel und Eisen enthält.

SV Versuch: Wir füllen etwas gepulverten Eisenkies in ein schwer schmelzbares Rohr, das wir mit einer Reihe Waschflaschen verbinden, von denen eine destilliertes Wasser, eine zweite frische Blumen, eine dritte Indigolösung, eine vierte blaue Lackmuslösung enthält. Von den beiden Farblösungen werden Proben zum Vergleich aufgehoben. Dann treiben wir einen langsamen Strom Sauerstoff durch den ganzen Apparat und erhitzen das Rohr mit dem Eisenkies durch einen Reihenbrenner. Funkensprühend verbrennt das Erz; die Blumen werden bleich, die Lackmuslösung wird rot und blaß, die Indigolösung wird heller und grünlich. Leicht erkennbar wird die Abnahme der Farbe, wenn wir die Vergleichsprobe Indigo und die mit einem Tröpfchen höchst verdünnten Essigs rot gefärbte Vergleichsprobe Lackmus neben die Waschflaschen halten. Das destillierte Wasser nimmt durch den Gasstrom einen erstickend stechenden Geruch und stark sauren Geschmack an.

Um festzustellen, ob das farblose, stechend riechende, sauer wirkende und bleichende Gas nur Schwefel und Sauerstoff enthält, machen wir einen Parallelversuch.

SV Versuch: Wir benutzen als Rohr ein schwer schmelzbares, mit Schwefel gefülltes Kugelrohr. Wir erhalten beim Verbrennen des Schwefels im Sauerstoffstrom die gleichen Erscheinungen wie vorher beim Rösten des Eisenkieses.

Genau wägende und messende Versuche führten dazu, dem Gase den Namen **Schwefeldioxyd** und die Formel SO_2 zuzusprechen. Seine wässrige Lösung heißt **schweflige Säure**.

Versuch: Wir füllen mehrere Zylinder mit Schwefeldioxyd und zeigen seine bleichende Wirkung an einem angefeuchteten Stück Seide (reine Seide!), durch Waschen gelb gewordener Wolle, gelb gewordenem Stroh. SV

Schwefeldioxyd wird im Haushalt und in der Reinigungsindustrie zum Bleichen von Seide und Wolle verwendet.

Lebewesen werden durch SO_2 rasch abgetötet. Deshalb benutzt man das Gas zum Ausschwefeln der Fässer und zum Entwesen verseuchter Räume.

Das Schwefeldioxyd ist leicht zu verflüssigen.

Versuch: Wir leiten das Gas auf den Boden eines schmalen, langen Probierrohres, das in einer Kältemischung steht. Es bildet sich in dem Glase eine leicht bewegliche, wasserhelle Flüssigkeit, die sofort mit erstickendem Geruch zu verdunsten beginnt, wenn das Gefäß aus der Kältemischung genommen wird. Halten wir einen brennenden Span in das Gefäß mit dem verdunstenden Schwefeldioxyd, so erlischt er sofort. LV

Schwefeldioxyd, SO_2 , ist ein farbloses, stechend riechendes, erstickendes und bleichendes Gas, das sich reichlich in Wasser zu einer sauren Flüssigkeit, der schwefligen Säure, löst und durch Kälte zu einer wasserhellen, leicht beweglichen Flüssigkeit verdichtet wird. Das Schwefeldioxyd dient zum Abtöten von Bakterien, zum Bleichen und ist Ausgangsstoff für die Gewinnung der Schwefelsäure.

Konzentrierte **Schwefelsäure** ist in reinem Zustand eine farblose, dicke, ölige Flüssigkeit; in rohem, unreinem Zustand ist sie gelb, zuweilen braun, mitunter sogar schwarz.

Versuch: Wir füllen eine Porzellanschale mit konzentrierter Schwefelsäure, tariieren das Gefäß auf einer Wage aus und lassen es unbedeckt im Zimmer stehen; schon nach wenigen Minuten zeigt eine neue Wägung eine deutliche Gewichtszunahme, die von der Aufnahme des Wasserdampfes der Luft herrührt. LV

Versuch: Wir gießen unter Umrühren konzentrierte Schwefelsäure in kaltes Wasser. Es wird so heiß, daß in einem eingesenkten Gläschen mit Äther dieser sofort zum stürmischen Sieden kommt.

Die Schwefelsäure nimmt nicht nur Wasser als solches begierig auf, sie entzieht auch Stoffen, die Wasserstoff und Sauerstoff gebunden

enthalten, diese Elemente als Wasser. Sie zerstört deshalb fast alle Bestandteile des Tier- und Pflanzenreiches.

LV Versuch: Wir werfen in ein Probierglas mit wasserheller konzentrierter Schwefelsäure einen weißen Holzspan; er wird sofort dunkelgelb, braun und schließlich schwarz, er verkohlt. Beim Schütteln geht die Farbe auf die Flüssigkeit über, weil kleine Teilchen sich vom verkohlten Holz ablösen. Wir wiederholen den Versuch mit etwas Rohrzuckerlösung, die wir mit konzentrierter Schwefelsäure übergießen; die Masse bläht sich auf und ein schwarzer dicker Kohleschaum quillt aus dem Glase.

Die dunkle Farbe roher Schwefelsäure rührt von verkohltem Staub her.

SV Versuch: Wir übergießen verschiedene Metalle mit verdünnter Schwefelsäure; die leicht oxydierenden, wie Magnesium, Aluminium, Zink, Eisen geben eine Wasserstoffentwicklung, während bei den langsam oder gar nicht oxydierenden, wie Blei, Kupfer, Silber, Gold und Platin, nichts zu bemerken ist. Von den zuerst genannten Metallen fügen wir immer neue Mengen in die Gläser, bis auch beim Erwärmen keine Gasentwicklung mehr stattfindet. Dann filtrieren wir die Flüssigkeiten ab und bewahren sie in flachen Schalen an einem warmen Orte auf. Von jeder Flüssigkeit erhitzen wir eine kleine Probe. In jedem Falle erhalten wir nach dem Fortgehen des Wassers als Rückstand einen **salzartigen Stoff**. In den Schalen sind nach einigen Tagen Kristalle entstanden.

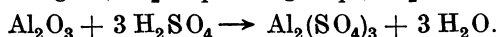
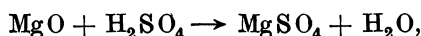
Unter Salzen versteht der Chemiker Stoffe, die aus Säuren entstehen, wenn der Wasserstoff der Säuren durch Metalle ersetzt wird.

Die Namen der Salze haben dementsprechend zwei Bestandteile, einen, der auf das Metall hinweist, und einen zweiten, der die zugehörige Säure angibt. Die Salze der Schwefelsäure heißen Sulfate: Magnesiumsulfat, Aluminiumsulfat, Zinksulfat, Eisensulfat.

Für die Schwefelsäure ist auf Grund eingehender Forschung die Formel H_2SO_4 aufgestellt worden. Die genannten Salze haben die Formeln MgSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, ZnSO_4 , FeSO_4 . Um anzugeben, wieviel Verbindungsgewichtsteile Wasserstoff durch eine Metallmenge vertreten werden, die dem Verbindungsgewicht des Metalls entspricht, wollen wir von Magnesium(II)sulfat, Aluminum(III)sulfat, Zink(II)sulfat und Eisen(II)sulfat sprechen. Die Zahl in runder Klammer hinter dem Metallnamen bedeutet die **Wertigkeit**; sie gibt an, wieviel Atome Wasserstoff durch ein Metallatom ersetzt werden.

Wir untersuchen das Verhalten der Schwefelsäure zu Metall-oxyden.

Versuch: Wir füllen in eine Reihe Probiergläser etwas Magnesium- SV
oxyd, Zinkoxyd, Eisenoxyd, Aluminiumoxyd, Kupferoxyd, gießen ver-
dünnte Schwefelsäure hinzu und erwärmen. Sämtliche Oxyde ver-
schwinden, ohne daß sich eine Spur Gas entwickelt: der Wasserstoff
der Säure vereinigt sich mit dem Sauerstoff des Oxyds und wird durch
das Metall desselben ersetzt. In Kristallisierschalen entstehen aus
den filtrierten, klaren Flüssigkeiten in einigen Tagen die Sulfatkristalle



Ein sehr häufig in der Natur vorkommendes Sulfat ist der Gips.
Nicht selten wird er in großen, wasserklaren Kristallen an Gruben-
hölzern gefunden, wenn sie jahrelang in den Grubenwässern gelegen
haben. Oft findet man ihn auch an den Wänden von Höhlen, z. B.
in der Marienglashöhle bei Friedrichroda in Thüringen.

Viel häufiger als die durchsichtigen Kristalle des Gipses sind seine
dichten, körnigen und faserigen Formen (dichter Gips, Fasergips), die
als Felsmassen auftreten und in mächtigen Schichten und Stöcken mit
den Steinsalzlagern vergesellschaftet sind. Besonders feinkörniger Gips
führt den Namen Alabaster. Er dient im Kunsthandwerk als Schmuck-
stein für kleine Bildwerke.

Versuch: Von den leicht spaltbaren Gipskristallen erhitzen wir einige SV
Brocken in einem trockenen Probierglas. Knisternd blähen sich die
Massen auf, sie werden undurchsichtig und zerfallen in dünne, weiße
Blättchen, während reichlich Wasserdampf aus dem Glase entweicht.
Unter dem Drucke des Fingers zerfällt der Rückstand zu einem feinen,
weißen, abfärbenden Pulver, das als gebrannter Gips im Handel ist.

Versuch: Wir führen den Versuch wägend aus, und finden in SV
allen Fällen den gleichen Gewichtsverlust vom Hundert, z. B.:

Probierglas leer	8,64	10,03	7,14	7,55	6,82	6,31
„ mit Gipskristall	9,55	11,77	7,92	9,30	7,87	6,78
Gipskristall	0,91	1,74	0,78	1,75	1,05	0,47
Probierglas mit gebranntem Gips . .	9,36	11,41	7,76	8,93	7,65	6,68
Gebrannter Gips	0,72	1,38	0,62	1,38	0,83	0,37
Wasser	0,19	0,36	0,16	0,37	0,22	0,10
Prozent Wasser	20,9	20,7	20,5	21,1	20,95	21,3

Aus der Änderung der Eigenschaften — durchsichtig in weiß, fest
in pulverig abfärbend — und aus dem gleichbleibenden Gewichts-
verlust schließen wir, daß der natürliche Gips das Wasser gebunden
und nicht bloß lose beigemischt enthielt.

Das Wasser, das der Gips beim Brennen verlor, nimmt er sehr leicht wieder auf.

SV *Versuch:* Wir gießen zu käuflichem, gebranntem Gips etwas Wasser, er erwärmt sich und erhärtet nach einiger Zeit zu einer festen Masse. Haben wir den Gipsbrei an eine eingefettete Münze gedrückt, so sehen wir nach dem Erhärten, wenn die Münze fortgenommen wird, alle ihre Einzelheiten scharf und deutlich abgeformt, was darauf zurückzuführen ist, daß der Gips sich bei der Wasseraufnahme etwas ausdehnt und deshalb alle Vertiefungen voll ausfüllt.

Von dieser Eigenschaft des Gipses, das Wasser unter Hartwerden und Raumvergrößerung zu binden, macht der Mensch in weitgehendem Maße Gebrauch beim Zugipsen von Löchern, Eingipsen von Nägeln und Haken, beim Abformen von Bildwerken und Zierformen (Figurengips, Stuck), beim Anlegen fester Verbände in der Heilkunde, zur Herstellung von Gipsdielen für schnell zu errichtende Wände, zum Weißen der Zimmerdecken (Estrichgips).

Für das Wasser, das der natürliche Gips so leicht verliert und wieder aufnimmt, gebraucht man den Ausdruck **Kristallwasser**. Man schreibt dem wasserfreien Gips, der auch in der Natur als Anhydrit vorkommt, auf Grund eingehender Forschung die Formel CaSO_4 zu und dem wasserhaltigen die Formel $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

SV *Versuch:* Wir schütteln eine Probe gebrannten Gips mit destilliertem Wasser, und erhalten beim Filtrieren eine wasserklare Flüssigkeit, die etwas von dem Salz gelöst enthält. Mit zerschnittelter guter Seife geschüttelt, gibt sie dicke, weiße Flocken, aber keinen Schaum, während destilliertes Wasser sofort einen starken Schaum erzeugt. Werden einige Tropfen der Lösung verdampft, so hinterbleibt ein dünnes, weißes Gipshäutchen auf der Glaswand. Obwohl die Löslichkeit sehr gering ist, bilden sich in Dampfkesseln bei gipshaltigem Speisewasser mit der Zeit gefährliche Krusten von Kesselstein, die zu schweren Explosionen Anlaß geben können.

Auf der Löslichkeit des Gipses beruht das Entstehen der schönen Gipskristalle in Grubenwässern und unterirdischen Höhlen. Bodengewässer laugen die Gipslager aus und setzen an anderen Stellen, wenn Wasser verdunstet, die gelösten Massen wieder ab. So entsteht ein Kreislauf, ähnlich wie er beim Kalkstein durch kohlenensäurehaltige Wasser bewirkt wird. Bodentrichter und Erdfälle zeigen häufig an, wo Gipslager fortgespült worden sind. Vor einigen Jahrzehnten ist ein ganz ansehnlicher See, der Salzige See bei Oberröblingen am See, in der Nähe von Halle a. d. S. vom Erdboden verschwunden, weil ihn der Hohlraum eines ausgewaschenen Gipslagers verschluckt hat.

§ 20. Sulfide. Schwefelwasserstoff.

Wir alle kennen den unangenehmen Geruch der faulen Eier. Wir wollen das in faulen Eiern vorhandene Gas nunmehr näher kennenlernen.

Versuch: Wir füllen die mittlere Kugel eines Kippschen Apparats *LV* (Abb. 38) mit Eisensulfid, zu welchem wir verdünnte Schwefelsäure fließen lassen, und leiten das entstehende Gas durch eine Reihe Waschflaschen, die teils mit destilliertem Wasser, teils mit blauer Lackmuslösung, teils mit Salzlösungen beschickt sind. Wegen der Giftigkeit des Gases sorgen wir für ganz dichte Schläuche und stellen den Auslaßhahn so ein, daß nur ein ganz langsamer Gasstrom auftreten kann. Außerdem führen wir aus der letzten Flasche einen Schlauch in einen sehr gut ziehenden Abzug.

Nach einiger Zeit des Gasdurchganges schlägt die Lackmusfarbe in schwaches Rot um, ein Beweis daß dem Gas Säureeigenschaften zukommen. Bei genauem Beobachten sieht man, daß die Gasblasen in den einzelnen Flaschen immer kleiner werden, je weiter das Gefäß vom Entwickler entfernt ist. Mithin muß sich das farblose Gas, der **Schwefelwasserstoff**, in Wasser lösen. In der Kupfersulfatflüssigkeit entsteht ein schwarzer Niederschlag, in der Eisensulfatlösung nichts oder eine gelblichweiße Trübung. Wir unterbrechen die Gasentwicklung durch Schließen des Hahnes, nehmen unter dem Abzug die Flaschen auseinander und füllen das Schwefelwasserstoffwasser in eine Vorratsflasche, die wir mit einer Blechhaube bedeckt aufbewahren. Eine kleine Probe des Wassers wird vorsichtig auf ihren Geruch geprüft; sie riecht ekelerregend, und ein feuchtes Bleipapier, d. h. mit Bleisalzlösung getränktes Papier, wird über ihr sofort braun und an den Rändern schwarz.

Versuch: Wir schalten an den Auslaßhahn des Kipp ein gebogenes *SV* Glasrohr und leiten einen schwachen Gasstrom zu einer Flamme. Sofort entzündet sich das ausströmende Gas und verbrennt mit blauer Flamme, wobei der Geruch nach brennendem Schwefel auftritt.

Langsam erfolgt das Verbrennen bis zur Bildung von Schwefelsäure von selbst in allen Räumen, die Schwefelwasserstoff enthalten. Infolgedessen werden alle Gardinen und Vorhänge in den Baderäumen der Schwefelbäder sehr rasch mürbe; sie werden von der gebildeten Schwefelsäure zerfressen.

Schwefelwasserstoff, H_2S , ist ein farbloses, ekelhaft faulig riechendes, giftiges, sauer reagierendes Gas. Es wird am einfachsten aus Schwefeleisen und Schwefelsäure gewonnen.



Es ist als Säure anzusehen, deren Salze **Sulfide** heißen. Erkannt wird der Schwefelwasserstoff außer durch den Geruch durch das sehr empfindliche Bleipapier.

In der Natur sind Metallsulfide sehr häufig. Zahlreiche Metalle kommen vorwiegend als Sulfide vor, Magnetkies FeS , Eisenkies FeS_2 , Bleiglanz PbS , Zinkblende ZnS , Zinnober HgS , Silberglanz Ag_2S , Kupferglanz Cu_2S , Kupferindig CuS , Kupferkies CuFeS_2 , Buntkupferkies Cu_3FeS_3 . Um aus diesen Erzen die Metalle zu gewinnen, müssen sie zuerst geröstet werden, weil wir mit unseren Mitteln nur die Oxyde, nicht aber unmittelbar die Sulfide zu Metall reduzieren können.

IX. Kochsalz, Salzsäure, Chlor. Avogadrosche Regel.

§ 21. Kochsalz, Salzsäure, Chloride.

Unter allen Salzen ist unstreitig das **Kochsalz** das wichtigste, denn es gehört zu den unentbehrlichsten Nahrungsbestandteilen des Menschen und der Tiere. Ein erwachsener Mensch bedarf täglich 15 bis 17 g Kochsalz, um seinen Körper gesund zu erhalten. Tiere, denen es an Salz in der Nahrung fehlt, nehmen absonderliche Gewohnheiten an, Schweine z. B. fangen an, Jauche zu saufen. Tacitus berichtet in seinen Annalen (13, 57): „In demselben Sommer kämpften die Hermunduren und Chatten in einer großen Schlacht, indem sie einen in Salzerzeugung ergiebigen Grenzfluß mit Gewalt sich anzueignen suchten.“ So ist es kein Wunder, daß salzreiche Orte und Flüsse bis auf den heutigen Tag nach dieser Würze unserer Speisen, nach dem „gottgeliebten Körper“ wie Platon sagte, genannt wurden: Salzburg, Salzach, Salach, Saale, Salzgitter, Salzderhelden, Hohensalza, Langensalza, Halle¹⁾, Hall, Hallein, Reichenhall, Soden, Sooden (söt [mittelniederdeutsch] = Salzborn). Bis in den Anfang des 19. Jahrhunderts hinein galt Deutschland als salzarmes Land.

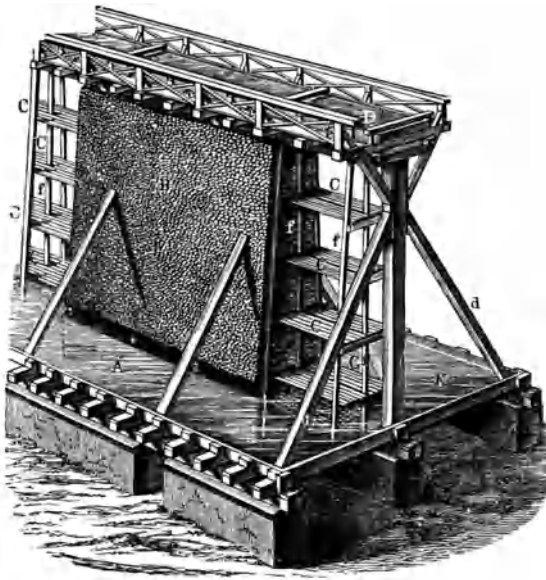
Das Kochsalz wird auf ganz verschiedene Weisen gewonnen. In heißen Ländern wurde und wird es beim Verdunsten des Meerwassers in flachen Salzgärten unter der Glut der Sonne gewonnen: zuerst scheidet sich schwer löslicher Gips aus, dann das Kochsalz und in den letzten Flüssigkeitsresten, der Mutterlauge, bleiben bitter schmeckende Salze gelöst. Am Ufer des Toten Meeres sammelten die Juden ihr Salz

¹⁾ Aus dem Griechischen entnommen = Salz.

als einen Rückstand herausgeschlagener Wellen. Gelegentlich kam es vor, daß Regengüsse das Kochsalz wieder auslaugten und nur weißen, unschmackhaften Gips zurückließen, dann war das Salz „dumm“ geworden (Math. 5, 13).

In Deutschland war die Salzgewinnung weniger einfach: salzhaltige Quellen wurden sorgfältig gefaßt, ihr Wasser wurde auf hohe, langgestreckte, mit Dornestrüpp ausgekleidete Gerüste, auf Gradierwerke, hinaufgepumpt (Abb. 51). Von der herunterrieselnden Flüssigkeit

Abb. 51.



nahm der Wind viel Wasser als Dampf hinweg, an den Dornen schied sich Gips und kohlensaurer Kalk, der Dornstein, aus, und am Grunde wurde eine hochgrädige Sole aufgefangen, die in Pfannen gesotten wurde. Wie in den Salzgärten scheidet sich bei dem Pfannenbetrieb erst Gips, dann Kochsalz, zuletzt die Menge der Kalium- und Magnesiumsalze ab. Der Gips wird beseitigt und die Haufen feiner Kochsalzkristalle werden mit hölzernen Schaufeln zum Abtropfen auf eine schiefe Ebene geworfen und dann getrocknet.

Auch heute noch wird das meiste Speisesalz auf diese Weise gewonnen, obgleich inzwischen unser Vaterland längst als das salzreichste der Erde erkannt worden ist. In seinem Boden liegen ungeheure Salzlager. In einem Bericht über die Bohrung auf Salz am Schloßberg zu Sperenberg in der Mark, wenig südlich Berlins, heißt es:

„Als am 10. Oktober 1871 das Bohrloch die ungewöhnliche Tiefe von 4052 rheinische Fuß erreichte, hatte man 3769 Fuß Steinsalz durchbohrt.“ Über 1000 m Salz! Wieviel mehr im Boden ist, weiß niemand, weil der Bohrer abbrach.

Die erste Bohrung auf Salz 1812 in Jagstfeld bei Wimpfen am Neckar wurde durch einen Zufall veranlaßt: ein Erdfall hatte bei Möckmühl Steinsalz bloßgelegt.

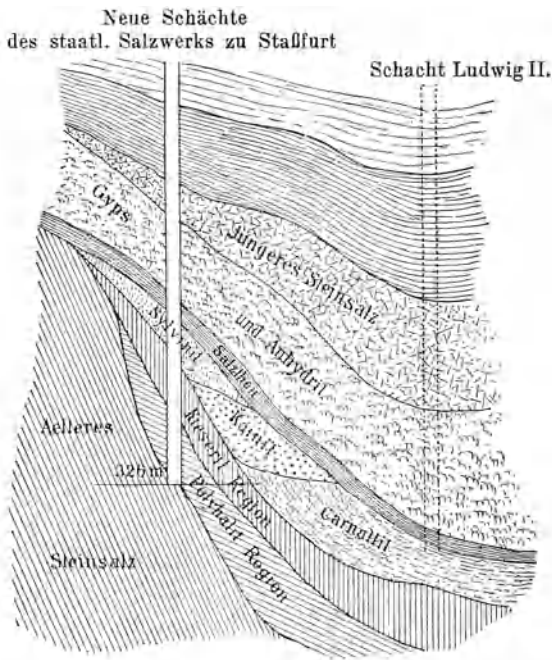
In **Staßfurt**, der berühmtesten deutschen Salzlagerstätte, begann man 1839 zu bohren, erreichte 1843 das Salz und konnte erst 1857 mit der Förderung beginnen. Diese Zahlen führen eine beredte Sprache. Sie predigen uns, wieviel Tatkraft, unerschütterliches Vertrauen auf die Voraussage der Wissenschaft und wieviel Opferfreudigkeit dazu gehört, ein solches Unternehmen bis zum erfolgreichen Anfang zu bringen. Eine Bohrung ist kostspielig und langwierig; ist sie wirklich glücklich zu Ende geführt, dann fangen neue Schwierigkeiten an: ein Schacht muß abgeteuft werden, und das ist gerade in Deutschland häufig sehr schwer, besonders bei Salzgruben, weil die Erdschichten oberhalb des Lagers oft stark wasserführend sind.

Unter den mit Anhydritschnüren durchsetzten deutschen Salzlagern befindet sich Gips, und über ihnen lagert an manchen Stellen eine Mannigfaltigkeit von äußerst leicht löslichen Salzen (Abb. 52), deren Wert anfänglich nicht erkannt wurde. Wegen ihres bitteren Geschmacks wurden sie abgeräumt und auf die Halden gestürzt. Seit 1861 werden sie verarbeitet, und heute nennen wir diese ehemaligen **Abraumsalze** wegen ihres hohen Wertes besser **Edelsalze**. Was diese Kalisalze: **Sylvin**, **Kainit**, **Carnallit**, bedeuten, muß jeder Landwirt wissen: bei Volldüngung mit Kali wurden auf den Versuchsfeldern zu Bonn-Poppelsdorf 234 dz Kartoffeln vom Hektar geerntet gegen 82 dz bei Volldüngung ohne Kali. Kein Land der Erde besitzt so reiche Kalilager wie Deutschland; durch den Verlust des Elsaß haben wir einen bedeutsamen Teil dieses Besitzes verloren.

Auf die Frage nach der Herkunft der deutschen Salzlager ist keine ganz einfache Antwort zu geben. Man könnte an einfaches Eintrocknen eines Meeres denken, weil alle Meere salzhaltig sind, um so mehr, je stärker ihre Verdunstung und je geringer ihr Zufluß an Süßwasser ist; aber eine Salzschicht von einigen hundert Metern Mächtigkeit könnte aus keinem irdischen Meere sich absetzen. Unsere Geologen haben aus vielerlei Befunden Schlüsse gezogen, die darauf hinauslaufen, daß ein großes Binnenmeer oder ein riesiger, abgeschnürter Meeresteil in einem Wüstenklima ohne Süßwasserzufluß eindunstete und von Zeit zu Zeit vom Weltmeer her neuen Zufluß an Salzwasser erhielt; schließlich trocknete es völlig ein, und in den letzten Tümpeln sammelten sich

die Mutterlaugen mit den so ungemein leicht löslichen Kalium- und Magnesiumsalzen. Gleichzeitig versank sein Boden langsam in die Tiefe, Wüstenwinde bliesen wasserundurchlässigen Salzton als schützende Decke über seine Oberfläche, so daß bei neuem Überfluten kein Salz wieder aufgelöst werden konnte. An manchen Stellen wiederholte sich der Vorgang, so daß auch Steinsalz über den Edelsalzen liegt. Während des fortdauernden Absinkens legte sich eine gewaltige Decke

Abb. 52.



Buntsandstein über die Salzlager, bei späterem Emporheben des Bodens wurden die Lager gefaltet, verworfen und in einzelnen Teilen auch chemisch verändert.

Das Steinsalz wird häufig in wasserklaren, durchsichtigen, großen Blöcken gefördert.

Versuch: Wir führen mit dem Hammer einen leichten Schlag SV auf ein großes Stück, es entstehen Risse und Sprünge, die rechtwinklig zueinander verlaufen. Setzen wir die Schneide eines Messers mit den Sprüngen parallel auf und führen wieder einen leichten Schlag aus, so spaltet das Mineral in einer glatten, glasglänzenden Fläche. Solcher Spaltebenen erhalten wir im ganzen drei, die aufeinander senkrecht

stehen. In keiner einzigen anderen Richtung ist es möglich, das Mineral glatt abzuspalten. Durch planmäßiges Spalten erhalten wir große Würfel, wie sie klein beim Verdunsten einer Salzlösung erhalten werden können.

Außer den wasserklaren Kristallblöcken werden auch weiße, undurchsichtige Massen gefördert, die aus unzähligen kleinen, zusammengepreßten Kristallen mit winzigen Luftzwischenräumen bestehen. Weiße Farbe zeigen alle farblosen Stoffe, wenn sie fein zerteilt werden, so daß zwischen den einzelnen Körnchen Hohlräume bleiben; in diesen wird das Licht an den festen Wänden zurückgeworfen und zerstreut.

SV *Versuch:* Zum Beweis pulvern wir einen Steinsalzkristall und ein Stück farbloses Glas.

Um gutes Speisesalz aus dem Steinsalz zu erhalten, wird es in Wasser aufgelöst und in Pfännereien durch Sieden wieder ausgeschieden. Unsere deutschen Salzgruben fördern in der Hauptsache Edelsalze, Steinsalz nur nebenbei.

Speisesalz ist mit einer hohen Steuer belastet. Für Viehsalz und gewerblich verwertetes Salz wird sie nicht erhoben. Für diese Zwecke darf kein reines Salz ausgegeben werden, es muß zum menschlichen Genuß untauglich gemacht werden. Das Viehsalz erhält einen Zusatz von eisenoxydhaltigem Ton, daher seine rote Farbe, in der es übrigens auch natürlich vorkommt; das technische Salz erhält meist einen Zusatz von Schwefelsäure.

So unentbehrlich das Kochsalz zum bekömmlichen Genuß unserer Speisen ist, so wirkt es doch im Übermaß giftig; es entzieht den Geweben Wasser und bringt sie damit zum Zerfall.

SV *Versuch:* Eine kräftige, gesunde Pflanze wird in Salzwasser gestellt oder im Blumentopf mit Salzwasser begossen, sie wird schnell welk und stirbt schließlich ab.

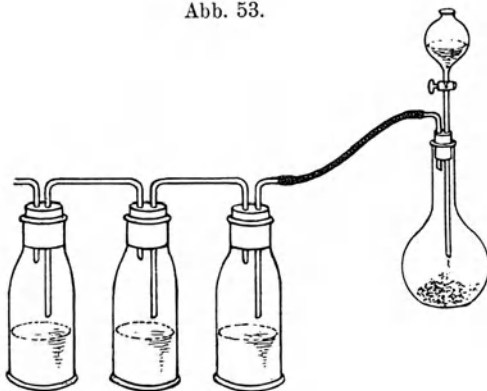
Auf der Giftwirkung starker Salzlake beruht das Pökeln des Fleisches und der Heringe; in dem Salz können sich die Fäulniserreger nicht entwickeln.

Der Zusatz von Schwefelsäure zum Kochsalz ruft einen chemischen Vorgang hervor.

SV *Versuch:* Wir füllen eine Kochflasche zu einem Viertel mit Kochsalz und verschließen sie mit doppelt durchbohrtem Stopfen, der ein Trichterrohr mit Hahn und ein gebogenes Abzugsrohr trägt. Das Abzugsrohr verbinden wir mit einer Reihe wassergefüllter Flaschen, derart, daß jedesmal das Einlaßrohr dicht über der Wasseroberfläche, das Auslaßrohr dicht unter dem Verschluß endet (Abb. 53). Sobald

aus dem Hahntrichter etwas konzentrierte Schwefelsäure zum Kochsalz läuft, schäumt es auf, in den vorgelegten Flaschen treten Nebel auf und stark lichtbrechende Schlieren sinken im Wasser zu Boden. Es wird ein farbloses, ungemein leicht lösliches Gas entwickelt, dessen wässrige Lösung schwerer als Wasser ist, stark sauer reagiert und wegen ihrer Herkunft **Salzsäure** heißt. Insgesamt läßt man an Gewicht fast ebensoviel Schwefelsäure zum Kochsalz hinzulaufen, wie von diesem angewendet wird. Nach einiger Zeit hört der Gasstrom auf, setzt aber beim Erwärmen von neuem ein.

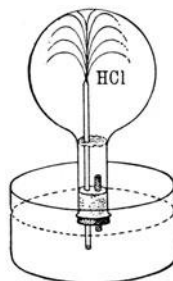
Abb. 53.



Ein Berühren oder gar Eintauchen der Gasrohre in das Auffangwasser soll vermieden werden, weil die Löslichkeit des Gases sehr stark ist.

Versuch: Wir füllen einen Rundkolben durch Luftverdrängen — SV das Gas ist etwas schwerer als Luft — mit Salzsäuregas, kehren den Kolben um und senken ihn mit seinem Hals in Wasser mit etwas blauer Lackmusfarbe. Werden ein paar Tropfen Äther auf die Kolbenwand geträufelt, so wird das Gas durch die Verdunstungskälte des flüchtigen Äthers zusammengezogen; dadurch wird Wasser emporgezogen. Sowie die ersten Tropfen aus dem Rohr austreten (Abb. 54), erfolgt ein stürmisches Eindringen wie in einen leeren Raum. In ganz kurzer Zeit ist der Kolben bis auf eine mäßig große Luftblase mit roter Flüssigkeit gefüllt. Bei 0° vermag 1 Liter Wasser rund 500 Liter Salzsäuregas zu lösen.

Abb. 54.



SV

Versuch: Wir lassen Salzsäure auf einige Metalle einwirken, Zink, Zinn, Eisen, Aluminium, Magnesium. Sie lösen sich unter Wasserstoffentwicklung. Die entstehenden Salze heißen **Chloride**. Die Edelmetalle sowie Kupfer und Quecksilber widerstehen der Säure, doch werden die Oxyde der Metalle aufgelöst. Deshalb kann die Salzsäure zum Reinigen kupferner Gegenstände benutzt werden.

In sehr verdünntem Zustand haben wir Salzsäure normalerweise in unserem Magen, wo sie für die Verdauung der Eiweißstoffe unentbehrlich ist. Falls sie in unzureichendem Maße vorhanden ist, muß der Arzt etwas Salzsäure als Heilmittel verordnen; sind hingegen organische Säuren im Überschuß vorhanden, so verschreibt er wegen des lästigen, unangenehmen Sodbrennens Magnesiumoxyd, um sie abzustumpfen.

§ 22. Chlor. Das Bleichen.

Wir wollen die Zusammensetzung der Salzsäure feststellen.

LV Versuch: Wir leiten in einen Zersetzungsapparat mit Graphitelektroden einen elektrischen Strom durch Salzsäure; es perlen am negativen Pol farblose Gasblasen auf, die sich beim Nachprüfen als Wasserstoff erweisen. Am positiven Pol wird die Flüssigkeit zunächst gelb, dann treten auch hier Gasperlen auf, die nach längerer Zeit zu einer meßbaren Menge Gas zusammenfließen. Es ist gelbgrün, sehr unangenehm riechend und äußerst giftig; es hat den Namen **Chlor** (griechisch = gelbgrün). Soll der Versuch messend ausgestaltet werden, so müssen die Hähne während des Stromdurchganges zunächst offen stehen bleiben, damit die Flüssigkeit mit Gas gesättigt wird. Nach einigen Stunden werden sie geschlossen, dann entstehen in beiden Schenkeln gleiche Raummengen Gas.

Das Chlor ist im Jahre 1774 von dem Deutsch-Schweden Karl Wilhelm Scheele beim Untersuchen des Minerals Braunstein entdeckt worden, das bis dahin allen Mühen der Chemiker getrotzt hatte. Braunstein wurde seit uralter Zeit für die Glasuren irdener Geschirre benutzt, die durch ihn eine schöne, braune Farbe erhielten. Scheele prüfte diesen Stoff mit verschiedenen Säuren, Laugen und Salzen. Beim Übergießen mit Salzsäure fiel ihm ein unangenehm weichlicher, erstickender Geruch auf, der ihm vom Königswasser¹⁾ her, einem Gemisch aus Salzsäure und Salpetersäure, bekannt war. Durch Wärme wurde der Geruch stärker, und eine Tierblase, die luftdicht an das Versuchsgefäß gebunden war, blähte sich auf.

LV Versuch: Wir führen Scheeles Versuche unter einem gut ziehenden Abzug aus, indem wir vor das Entwicklungsgefäß eine Reihe leerer Waschflaschen anschließen, sowie eine mit frischen bunten Blumen, eine mit blauer Lackmuslösung, eine mit Indigolösung, eine mit Wasser. Das Ende der Leitung führen wir in ein Gefäß mit Kalkmilch. In den Gläsern ist deutlich zu erkennen, daß die gelbgrüne Farbe stets langsam

¹⁾ Königswasser löst Gold, den König der Metalle, auf.

vom Boden aufsteigt, daß also das Gas schwer ist. Durch das Chlor verlieren die Blumen rasch ihre Farbe, sie werden gelblichweiß; die Indigofarbe geht durch Grün in ein helles Gelb über, die Lackmusfarbe durch Rot ebenfalls in Gelb. Auch das Wasser wird gelblich und stark riechend.

Die Kalkmilch wird in eine schwach riechende Masse von **Chlorkalk** verwandelt. Chlorkalk ist das häufigste und billigste Desinfektionsmittel. Unter dem Einfluß des Kohlensäuregehaltes der Luft gibt er langsam Chlor und wirkt hierdurch keimtötend. Er sollte in jedem Hause bei ansteckenden Krankheiten des Darmes benutzt werden, um in den Abgängen der Kranken die Bakterien abzutöten.

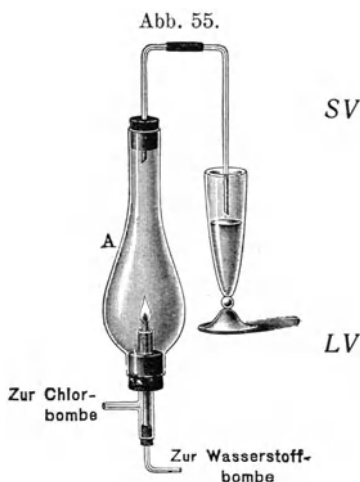
Versuch: Mit einer Probe des Chlorwassers benetzen wir Papier, das teils bedruckt, teils mit Tinte, teils mit Bleistift beschrieben ist. Nach kurzer Zeit ist die Tintenschrift verschwunden, während die Druckerschwärze und die Bleistiftstriche sich unverändert halten.

Versuch: In einem Zylinder voll Chlorgas brennt eine Kerze mit rußender, eigenartig roter Flamme. Filtrierpapier, das mit Terpentinöl getränkt ist, fängt im Chlorgas Feuer; indessen verbrennt gewöhnlich nur das Terpentin mit dicken Rußwolken. Auch brennender Wasserstoff brennt im Chlorgas weiter (Abb. 55), das Verbrennungsprodukt ist Salzsäuregas. Mit einem Gemisch aus gleichen Raummengen Wasserstoff und Chlor wird ein Probierglas gefüllt, fest verschlossen und unter eine Drahtnetzhaube gestellt; dann wird in seiner Nähe ein Stück Magnesiumband verbrannt. Infolge des blendend hellen Lichtes explodiert das Chlorknallgas und zertrümmert das Probierrohr. Sicher gelingt dieser Versuch nur bei reinen Stoffen; vor allen Dingen ist Abwesenheit von Kohlensäuregas nötig.

In allen Fällen hat sich Chlor mit Wasserstoff, der in den Verbindungen zugegen war, zu Salzsäuregas vereinigt.

Versuch: Stanniol entzündet sich im Chlor und verbrennt sprühend *LV* als Feuerregen, ebenso unechtes Blattgold, Antimonpulver, Zinkpulver.

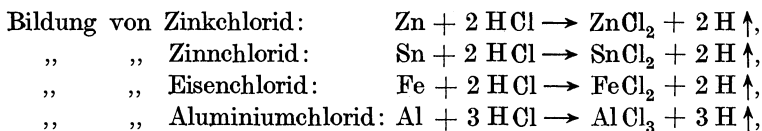
Auf keine Weise ist es möglich gewesen, das Chlor zu zerlegen. **Chlor** ist ein Element. Sein Zeichen ist **Cl**, sein Verbindungs-



gewicht 35,5. Wegen seiner bleichenden Wirkung wird Chlorgas zum Bleichen, besonders von Baumwolle, verwendet. Im Haushalt benutzt man den Chlorkalk, der, wie wir gesehen haben, langsam Chlor entwickelt. Da bei der Einwirkung des Chlors Salzsäure entsteht, wird das Gewebe stark angegriffen.

Die Formel des **Salzsäuregases** oder **Chlorwasserstoffs** ist **HCl**. Chlorwasserstoff ist eine sehr starke Säure.

Da wir jetzt die Formel der Salzsäure kennen, können wir die Salzbildung, die wir bei der Einwirkung von Salzsäure auf Metalle (§ 21) beobachtet haben, durch Gleichungen wiedergeben.



§ 23. Die Avogadrosche Regel.

Bei der Zersetzung der Salzsäure durch den elektrischen Strom (§ 22) entstehen gleiche Raumteile Wasserstoff und Chlor. Wir haben ferner gefunden, daß Chlor und Wasserstoff bei ihrer Vereinigung Salzsäuregas ergeben. Diesen Versuch wollen wir unter Berücksichtigung der Raumverhältnisse wiederholen.

LV Versuch: Wir mischen gleiche Raumteile Wasserstoff und Chlor in einem verdunkelten Gefäß und leiten das Gemisch in ein Kugelrohr, das an beiden Enden durch eingeschlifene Hähne verschlossen wird. Brennen wir Magnesiumband ab, so entzündet sich das Chlorknallgas unter der Lichtwirkung. Öffnen wir den Hahn unter Quecksilber, so tritt weder Quecksilber in das Rohr ein noch Gas aus dem Rohre heraus, d. h. der Rauminhalt ist der gleiche geblieben.

Es verbindet sich ein Raumteil Wasserstoff mit einem Raumteil Chlor zu zwei Raumteilen Salzsäuregas.

Der berühmte Chemiker Gay-Lussac machte viele solcher Versuche und stellte folgendes Volumengesetz auf:

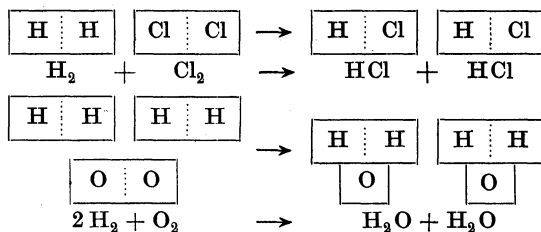
Verbinden sich zwei oder mehrere Gase zu einem gasförmigen Körper, so stehen ihre Raumteile untereinander in einem rationalen Verhältnis.

Stellt man den gleichen Versuch mit Wasserstoff und Sauerstoff an, d. h. beschickt man das Rohr mit zwei Raumteilen Wasserstoff und einem Raumteil Sauerstoff, so nimmt der entstehende Wasserdampf nur zwei Drittel des Raumes des Gemisches ein. Anders ausgedrückt: Aus 2 Liter Wasserstoff und 1 Liter Sauerstoff entstehen 2 Liter Wasserdampf.

Auch bei diesem Versuch ist das Gay-Lussacsche Gesetz gewahrt, aber eine Erklärung kann es nicht geben. Diese gelang dem italienischen Forscher Avogadro.

Mit Avogadro wollen wir annehmen, daß die Gase Wasserstoff, Chlor und Sauerstoff und auch viele andere sich nicht als Atome im ungebundenen Zustand finden, sondern daß sich zwei Atome zu einer Molekel vereinigen.

Stellen wir zur Veranschaulichung die Atome als Kästchen gleicher Größe dar, so haben wir folgende Bilder:



Die Annahme Avogadros erklärt die Versuchsergebnisse, wenn wir mit ihm noch voraussetzen, daß **alle Gase unter gleichen äußeren Bedingungen** (Druck, Temperatur) **in gleichen Räumen die gleiche Anzahl Molekeln enthalten**. Unter Zugrundelegung der Avogadroschen Regel hat man die Raumverhältnisse vieler Gase untersucht und erklärt, ohne bisher zu einem Widerspruch gekommen zu sein. Wir können daher mit großer Wahrscheinlichkeit annehmen, daß sie richtig ist.

X. Natrium und Kalium.

§ 24. Natrium. Kalium. Laugen.

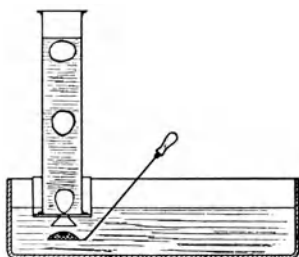
In einem Salz sucht der Chemiker stets einen metallischen Anteil (§ 19). Es war ungewöhnlich schwer, das Metall des Kochsalzes aufzufinden. Alle gewöhnlichen Methoden versagten; erst die Elektrolyse geschmolzener Verbindungen des gesuchten Metalls führten 1808 den berühmten englischen Chemiker Humphry Davy zum Ziel. Das Metall des Kochsalzes ist das Natrium.

Versuch: Wir schneiden ein Stückchen Natrium entzwei. Es ist *LV* silberweiß glänzend und so weich wie Wachs. Seine blinkende Schnittfläche läuft an der Luft sofort bläulich an, wird schnell grau und dann weiß; es entsteht Natriumoxyd.

Will man das Metall dem Einfluß des Luftsauerstoffs entziehen, so muß man es in luftfreien Röhren eingeschmolzen oder unter gereinigtem Petroleum oder flüssigem Paraffin aufbewahren.

LV Versuch: Ein Stückchen Natrium auf Wasser geworfen, schwimmt zischend auf ihm umher und schmilzt dabei zu einer Kugel. Natrium ist also leichter als Wasser und leicht schmelzbar. Legen wir ein Stückchen Natrium auf ein feuchtes Floß aus Holzstäbchen und Filtrierpapier, so daß ein Herumrollen und damit ein Abkühlen an immer neuen kalten Wasserstellen unmöglich gemacht ist, so entzündet sich der Wasserstoff infolge der Reaktionswärme und verbrennt mit hellgelber, auffallender Flamme. Die heiße Natriumkugel zerplatzt gewöhnlich und gefährdet die Zuschauer, wenn nicht rechtzeitig das Gefäß mit einer Glasplatte bedeckt wird. Wird das auf Wasser schwimmende Stück mit einem Drahtnetzlöffel unter einen wassergefüllten

Abb. 56.

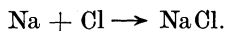


Zylinder geführt, so steigen farblose Gasblasen auf (Abb. 56). Für diesen Versuch dürfen die Natriumstückchen nur klein gewählt werden, um Gefahren zu vermeiden. Nach und nach füllen wir den Zylinder in der Wanne und prüfen das aufgefangene Gas. Es ist **Wasserstoff**. Er verbrennt indessen gelb durch mitgerissene Teilchen von Natriumverbindungen.

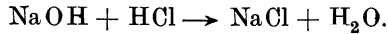
Wasser, in dem Natrium aufgelöst worden ist, schmeckt scharf seifig und färbt rote Lackmuslösung blau, Rotkohlblühe grün; es ist zu einer **LV Lauge**, der Natronlauge, geworden. Durch das Metall Kalium, das aus den Edelsalzen stammt, bekommen wir ebenfalls eine stark ätzende Lauge. Kalium ist noch viel gefährlicher als Natrium. Auf Wasser geworfen, entzündet es sich sofort mit violetter Flamme. Blank geschnittene oder geschabte Metallflächen werden blitzschnell wieder oxydiert.

Beim Eindunsten der Kalilauge und Natronlauge bleiben feste, weiße Massen zurück, das **Ätzkali** und **Ätznatron**. Sorgfältige Untersuchungen haben für das Ätznatron zur Formel NaOH , für Ätzkali zu KOH geführt. Natrium und Kalium sind einwertig; ihre Verbindungen mit Sauerstoff und Wasserstoff heißen wissenschaftlich Hydroxyde. Die Seifensiedereien, die Farbenfabriken und das Textilgewerbe, insbesondere die Verarbeiter der Baumwolle, verbrauchen gewaltige Mengen Natriumhydroxyd.

LV Versuch: Wir tun ein Stückchen Natrium in eine große chlorgefüllte Flasche, die wir gut verschlossen einige Tage stehen lassen. Es hat sich Kochsalz gebildet:



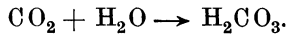
Versuch: Gießt man zu Natronlauge so lange Salzsäure — zuletzt SV tropfenweise — hinzu, bis Lackmuslösung durch die Flüssigkeit eben violettrot wird, so tritt hohe Wärme auf, und die Flüssigkeit schmeckt am Ende des Versuchs weder sauer noch laugenhaft, sondern rein salzig.



Die Gruppe OH der Lauge und der Säurewasserstoff vereinigen sich beim Zusammenbringen von Basen und Säuren stets zu Wasser, während Metall und Säurerest zu einem **Salz** zusammentreten.

§ 25. Soda. Pottasche.

Trockenes Kohlensäuregas, CO_2 , wirkt nicht auf Lackmus ein, es wird erst zur Säure, wenn es sich im Wasser gelöst und mit seinen Bestandteilen verbunden hat. Aus Kohlendioxyd und Wasser entsteht in geringer Menge die leicht zersetzliche, nur schwach rötende Kohlensäure, H_2CO_3 ; in Formel:



Von den kohlensauen Salzen, den Carbonaten, sind außer dem Kalkstein (§ 4) die **Soda** und die **Pottasche** von höchstem wirtschaftlichen Wert. Als Deutschland noch ein walddreiches Land war, sammelten die Hausfrauen, die fast nur Holz verfeuerten, die Asche in großen Pötten (Töpfen) und laugten sie von Zeit zu Zeit mit Wasser aus. Die alkalisch reagierende Lauge, die sie beim Durchseihen durch grobe Tücher bekamen, benutzten sie zum Waschen. Ließ man die geseigte Flüssigkeit verdunsten, so blieb ein weißes Salz zurück, die Pottasche.

In den Ländern mit ausgedehnten Meeresküsten wurden die Seepflanzen, welche die Flut auswarf, gesammelt, getrocknet und verbrannt; dann wurde die Asche ausgelaugt, dadurch erhielt man Soda. In Ägypten hat man Soda seit alter Zeit als Mineral gefunden. Sie hieß dort Netri — daher wahrscheinlich das Wort Natrium — und wurde zu Kult- und Reinigungszwecken verwendet. „Und wenn du dich gleich mit Lauge wüschest und nähmest viel Seife dazu“, heißt es bei Jeremias 2, 22. Im Urtext steht Neter und Borith, d. i. Soda und Borax, die wir beide noch heute zum Waschen benutzen. Uns dienen Soda und Pottasche außer zur Wäsche auch zur Herstellung von Seife, von Glas und von vielen wichtigen chemischen Erzeugnissen.

Versuch: Legt man einen klaren Sodakristall in eine Glas- oder SV Porzellanschale und etwas Pottasche in eine zweite, so ist beim offenen Aufbewahren schon am nächsten Tage die Pottasche feucht und der

Sodakristall weiß überlaufen. Nach einigen Tagen ist dieser in dicker Rinde zu weißem Pulver verwittert, jene zerflossen.

- SV *Versuch:* Den Kristallwassergehalt der Soda kann man wie beim Gips bestimmen (§ 19); dabei schmilzt die Soda zunächst im eigenen Kristallwasser und verliert endlich 62,9 % Wasser.

Um der Frachtersparnis willen wird die Soda für den Versand zumeist entwässert (kalziniert), für den Hausgebrauch in kleinen Fabriken am Verbrauchsort wieder aufgelöst und kristallisiert, weil die Kristallsoda sich sehr viel leichter löst als die kalzinierte.

- SV *Versuch:* Wir setzen zu Soda oder Pottasche etwas Säure (Salzsäure, Schwefelsäure, Essigsäure) hinzu. Die Säure bewirkt heftiges Aufbrausen. Das auftretende farblose Gas trübt Kalkwasser und erstickt die Flamme; es ist Kohlensäuregas.

Soda und Pottasche sind kohlensaure Salze, **Carbonate**. Soda färbt die nichtleuchtende Gasflamme gelb, wie es das Natrium tut, Pottasche violett wie Kalium. Diese Metalle sind tatsächlich in den Salzen enthalten.

Alle **Natriumsalze** färben die Flamme **gelb**, alle **Kaliumsalze violett**. Flammenfarben sind ausgezeichnete Mittel, um viele Stoffe zu erkennen.

Kalzinierte, d. h. entwässerte Soda ist Natriumcarbonat, Na_2CO_3 , kristallisierte $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; Pottasche ist Kaliumcarbonat, K_2CO_3 .

- SV *Versuch:* Wir gießen zu etwas Calciumchlorid (oder Kalkwasser) Soda- oder Pottaschelösung. Wir bemerken sogleich einen weißen Niederschlag von Calciumcarbonat. Ebenso werden lösliche Bariumsalze durch Soda- oder Pottaschelösung als Carbonate gefällt. Auf dem Umsatz mit Calciumhydroxyd (Kalkwasser) beruht das älteste Verfahren, eine scharfe, ätzende Lauge zu gewinnen, das schon die alten Ägypter ausübten.

- SV *Versuch:* Sodalösung wird mit Kalkmilch angerührt und erwärmt, dann entsteht Natriumhydroxyd und Calciumcarbonat. Wird die Masse filtriert oder nach dem Absitzen der festen Teile vorsichtig abgegossen, so bleibt auf dem Filter Calciumcarbonat, das mit Säure aufbraust.

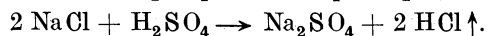
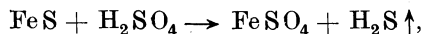
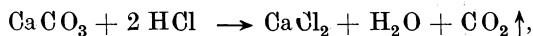
- SV *Versuch:* Durch eine konzentrierte Sodalösung leiten wir einen Strom Kohlensäuregas, es fällt sehr bald ein weißes Kristallpulver aus, das als doppeltkohlensaures Natron im Handel ist. In einem Probierglas gelinde erhitzt, zerfällt es wieder: es entweicht Kohlendioxyd, das in vorgelegtem Kalkwasser die weiße Trübung hervorruft.

Versuch: Mischen wir trockenes Bicarbonat, wie man chemisch *SV* für doppeltkohlensaures Natron (NaHCO_3) sagt, mit trockener Weinsäure, so geschieht anscheinend nichts; sobald ein Tropfen Wasser in das Gemisch fällt, erfolgt ein heftiges Aufschäumen, weil die im Wasser gelöste Säure das Carbonat zersetzt. Diese Mischung ist in Oetkers Backpulver enthalten; dabei ist die Weinsäure von feiner Stärke aufgesaugt und dann wieder getrocknet worden, um sie vom Carbonat möglichst getrennt zu halten. Die beiden letzten Versuche begründen die Vorschrift: „Kühl und trocken aufzubewahren!“. Beim Anrühren des Teiges beginnt er infolge der einsetzenden Gasentwicklung zu treiben; in der Backhitze werden die Gasblasen im Teige noch größer und der Umsatz wird beendet. Durch die vielen Gasräume wird das Gebäck locker und leicht bekömmlich. Auch zu Brausepulvern für erfrischende Getränke wird die Mischung Natriumbicarbonat-Weinsäure benutzt.

§ 26. Chemische Umsetzungen.

Kohlensäuregas, Schwefelwasserstoff und Salzsäure waren dadurch erhalten worden, daß zu einem Salz — kohlensaurer Kalk, Eisensulfid, Natriumchlorid — eine Säure hinzugesetzt wurde. Um diese Vorgänge unter einen allgemeinen Gesichtspunkt zu bringen, erinnern wir uns, daß die Namen der Salze entsprechend ihrer Zusammensetzung zwei Teile enthalten, und daß wir die Säuren als Salze auffassen können, in denen statt des Metalls Wasserstoff vorhanden ist. Haben wir zwei Salze — im weiten Sinne genommen, d. h. Säuren eingeschlossen — m_1s_1 und m_2s_2 , wobei m_1 und m_2 Metalle oder Wasserstoff, s_1 und s_2 hingegen Säurereste bedeuten, so sind auch die Verbindungen m_1s_2 und m_2s_1 denkbar; und es ist einleuchtend, daß dann, wenn sie nicht nur denkbar sind, sondern auch wirklich beim Zusammenbringen der Stoffe entstehen, diejenigen Verbindungen sich aus dem Gemisch entfernen müssen, welche durch große Flüchtigkeit oder durch eine sehr geringe Löslichkeit ausgezeichnet sind. Das ergibt die allgemeine Regel:

Kommen zwei salzartige Stoffe in Lösung zusammen, so sind wenigstens vier Stoffe möglich. Ist einer dieser Stoffe leicht flüchtig, so entweicht er als Gas oder Dampf. Ist einer der möglichen Stoffe schwer löslich, so fällt er als Niederschlag aus.



Für die Bereitung leicht flüchtiger Säuren folgt daraus:

Man gießt zu einem Salz der gewünschten Säure eine schwerer flüchtige Säure, dann entweicht, nötigenfalls durch Erhitzen, die neue Säure als Gas oder Dampf aus dem Gemisch; sie kann aufgefangen, gekühlt und wieder verdichtet werden.

Auf der Bildung nahezu unlöslicher Niederschläge durch Wechselzersetzung beruht der übliche Nachweis der Säurereste und der Metalle in salzartigen Stoffen. Z. B. geben alle Sulfate mit löslichen Bariumverbindungen — Barium ist ein Metall, das dem Calcium sehr ähnlich ist, und dessen Sulfat als Schwerspat bergmännisch gewonnen wird — praktische unlösliche Niederschläge von feinpulverigem, weißem Bariumsulfat.

SV Versuch: $\text{CuSO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + \text{CuCl}_2$.

Der gleiche Versuch ist mit Eisensulfat (FeSO_4), Magnesiumsulfat (MgSO_4), Zinksulfat (ZnSO_4) und Kupfersulfat (CuSO_4) anzustellen.

XI. Stickstoffverbindungen. Phosphor.

§ 27. Salpeter und Salpetersäure.

Neben dem Kochsalz und der Soda sind die Salpeterarten unter allen Salzen die wichtigsten für die Weltwirtschaft. Sie haben auch weltgeschichtliche Bedeutung gehabt. Wenn der Heißsporn Percy in Shakespeares Heinrich IV. (erster Teil, erster Aufzug, dritte Szene) klagt: „Ein großer Jammer ist es ja, fürwahr, daß man den bübischen Salpeter grabe“, so denkt er an den Untergang des Rittertums durch das Aufkommen der Feuerwaffen, für deren Treibmittel Salpeter unumgänglich ist. In ohnmächtiger Wut mußte der Feudaladel den brüllenden Donnerbüchsen erliegen. Die Städte kamen hoch, und die großen Landesfürsten stiegen in ihrer Macht, weil sie stehende Heere mit Feuerwaffen ausrüsteten.

Im Altertum war Salpeter, soviel wir wissen, nicht bekannt; wenigstens deutet keine Angabe in den uns überkommenen Büchern darauf hin, daß Salpeter irgendwie verwendet wurde. Wann und wo das Schießpulver erfunden ist, dessen Hauptbestandteil er ausmacht, das konnte bisher noch nicht ermittelt werden. Jedenfalls sind brennbare Gemische mit Salpeter seit dem 7. Jahrhundert n. Chr. bekannt; doch wurden sie wohl nur als Brandsätze, als „fliegendes Feuer zum Verbrennen der Feinde“ (Raketen) — Titel eines alten Buches aus dem 11. Jahrhundert —, nicht als Geschosstreibmittel benutzt. In der Mitte

des 13. Jahrhunderts fand Konstantin Anklitzen, der als Franziskanermönch in Freiburg i. B. den Namen Berthold annahm — niger, der Schwarze, hieß er, weil er chemische Studien trieb — „die Kunst, aus einer Büchse Steine zu schießen“ (aus einem alten „Feuerwerksbuch“). Langsam breitete sich die Kenntnis dieser Kunst aus und von der Mitte des 16. Jahrhunderts an wurde um ihretwillen in allen Ländern Europas, namentlich in Frankreich, eine ausgedehnte Salpeterwirtschaft betrieben.

Überall, wo faulende Stoffe mit Kalium-, Natrium- oder Kalksalzen, namentlich Carbonaten, zusammentreffen, da entsteht Salpeter. So blüht aus feuchten, verunreinigten Mauern, vornehmlich der Viehställe, Salpeter aus. Dieser Mauersalpeter wurde gesammelt. Außerdem wurde in Gruben aus faulendem Stroh, Jauche und kaliumhaltiger Erde Salpeter gewonnen. Im Mittelalter hieß Salpeter auch Schnee aus Sina, womit die Herkunft aus dem fernen, unbekannten Osten angedeutet werden sollte. Er kam nicht aus China, sondern wie noch heute aus Ostindien, wo in der feuchten, tropischen Hitze, namentlich in Bengalen, sehr viel Salpeter im Boden entsteht; daher der Name *sal petrae* = Felsensalz. Als 1825 der Preis für den ostindischen Salpeter sehr niedrig stand, geriet die europäische Salpeterwirtschaft in Verfall. Um dieselbe Zeit wurden gewaltige Salpeterlager im nördlichen Chile entdeckt und seit 1830 zum Segen der Landwirtschaft in ständig steigendem Maße ausgebeutet. Vom 18. bis 27. Grade südl. Br. ist in 1000 m Höhe der Erdboden zwischen der Quebrada de Camarones und der Quebrada de Carzival stark mit Salpeter durchsetzt. Es ist nur eine dünne Decke schützendes Erdreich fortzuräumen, um den Rohsalpeter im Tagebau zu gewinnen. Durch Lösen und Kristallisieren wird aus dem Rohsalpeter der technisch reine Salpeter erhalten. Im Jahre 1913 führte Chile über $2\frac{3}{4}$ Millionen Tonnen Salpeter aus, wovon allein die deutsche Landwirtschaft 560 000 t aufnahm.

Versuch: Ein Körnchen Chilesalpeter färbt die lichtlose Bunsen-SV flamme gelb, indischer Salpeter violett. Dieser enthält Kalium, jener Natrium.

Versuch: Im Proberohr erhitzt, schmilzt jede dieser beiden SV Salpeterarten und läßt beim weiteren Erhitzen Gasblasen aufperlen, die leicht als Sauerstoff zu erkennen sind.

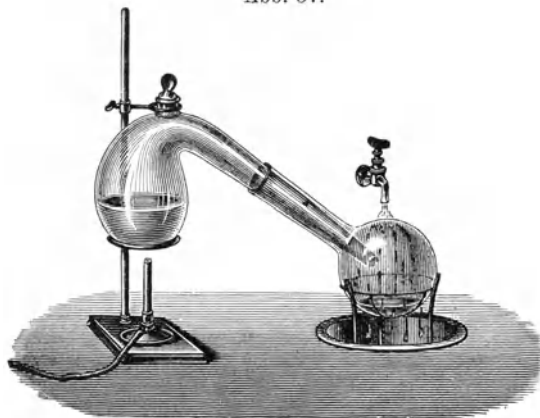
Versuch: Wird ein Stückchen Holzkohle auf geschmolzenen SV Salpeter geworfen, so fängt es Feuer und verbrennt tanzend und sprühend. Ein Stückchen Schwefel gibt unter gleichen Umständen ein blendend helles Licht und so starke Hitze, daß häufig das Glas abschmilzt.

Auf dem heftigen Verbrennen mit Gasbildung beruht die Möglichkeit, mit Hilfe des Salpeters Geschoßtreibmittel herzustellen.

SV Versuch: Wir stellen zwei Schalen mit Natronsalpeter und Kalisalpeter im Zimmer auf. Der Kalisalpeter ist noch nach Tagen trocken, während der Natronsalpeter feucht wird. Natronsalpeter ist also zu haltbarem Schießpulver nicht verwendbar, weil er Feuchtigkeit anzieht.

Außer den Metallen Natrium, Kalium, beim Mauersalpeter Calcium, und dem Sauerstoff enthalten die Salpeter $[\text{NaNO}_3, \text{KNO}_3, \text{Ca}(\text{NO}_3)_2]$ noch Stickstoff.

Abb. 57.



SV Versuch: Ein Gemisch aus Salpeter und feinem Eisenpulver füllt beim Erhitzen im Proberohr die Zylinder der Gaswanne mit farblosem, flammenlöschendem Stickstoffgas.

Der Stickstoff in den Salpetern ist von größter Wichtigkeit für die Landwirtschaft, denn planmäßige Versuche haben gezeigt, daß 1 t gebundener Stickstoff als Dünger verwertet einem Körnermehrertrag von etwa 20 t und einem Kartoffelmehrertrag von rund 100 t entspricht. Während des großen Krieges und auch nach seinem Ende machte sich ein starker Salpetermangel bemerkbar. Aber deutscher Fleiß und deutsche Wissenschaft konnten durch Binden des Luftstickstoffs dem abhelfen und so die Agrikultur und damit das Volk erhalten.

Sind die Salpeter Salze, so können wir versuchen, die Salpetersäure aus ihnen durch Übergießen mit Schwefelsäure zu gewinnen (§ 26).

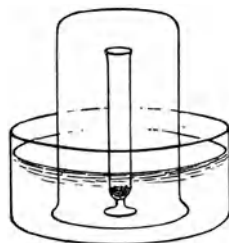
SV Versuch: In einer Retorte (Abb. 57) fügen wir zu Natronsalpeter konzentrierte Schwefelsäure ungefähr im Gewichtsverhältnis 4 : 5 und stecken den Retortenhals in eine wassergekühlte Vorlage. Zunächst ist

bei Zimmertemperatur nichts zu beobachten. Beim Erwärmen treten Nebel und braune Dämpfe auf, die sich allmählich zu Tropfen im Retortenhals verdichten und zur Vorlage herunterrinnen. Steigt die Wärme nicht über 130° , so verschwinden die braunen Dämpfe wieder, und die Tropfen werden farblos.



Die erhaltene Säure ist gelb — in ganz reinem Zustand ist sie farblos, wird aber im hellen Lichte gelb —, sie raucht an der Luft, riecht eigenartig, ist höchst ätzend und zerstört tierische und pflanzliche Gewebe sehr schnell. War der Stutzen der Retorte mit einem guten Kork statt mit einem Glasstöpsel verschlossen, so ist er während der Destillation an seiner unteren Fläche ganz weich, schmierig und gelb geworden. Auch die menschliche Haut wird durch einen Tropfen Salpetersäure gelb gefärbt (der Tropfen ist schleunig wieder abzuspuhlen und darf nicht an die Kleider kommen); durch Laugen, auch durch Seifen tritt der Fleck noch stärker hervor.

Abb. 58.



SV

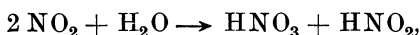
Versuch: Wir legen einige Kupferblechschnitzel oder Silberabfälle oder Bleiwolle in ein Probierglas mit Fuß, stellen es in eine Schale voll Wasser, gießen 1 bis 2 cm³ konzentrierte Salpetersäure auf das Metall und stülpen sofort ein großes Becherglas über das Proberohr (Abb. 58). Dieses wird rasch von dicken, braunen Dämpfen erfüllt, während unter dem Becherrande einige Luftblasen durch das Wasser hervorquellen. Sowie die braunen Dämpfe über den Rand des Probierglases hinweg als schwere Massen heruntersinken, hört das Hervorquellen der Luftblasen auf, und das Wasser steigt in dem Becherglase empor, weil das braune Gas vom Wasser gelöst wird. Gleichzeitig geht das Metall durch die Säure in Lösung. Es entstehen **salpetersaure Salze** oder **Nitrate**.

Gold und Platin werden durch Salpetersäure nicht angegriffen. Seit langer Zeit hat man das verschiedene Verhalten zu Gold und zu Silber benutzt, um die beiden Metalle zu unterscheiden und zu trennen, und hat demgemäß die Salpetersäure auch **Scheidewasser** genannt.

Wollen wir Kupfer in verdünnter Salpetersäure lösen, so bedürfen wir der Wärme.

Versuch: Wir beschicken eine kleine Kochflasche mit Kupfer und SV Säure und verbinden sie durch Rohr und Schlauch mit der Gaswanne. In ihren Zylindern fangen wir ein farbloses, kein braunes Gas auf. Setzen wir einen gleichartigen, luftgefüllten Zylinder auf einen gasvollen, so

treten nach Fortnahme der trennenden Glasplatte die braunen Dämpfe auf und beim Trennen der abgeschliffen aufeinander passenden Gefäße unter Wasser stürzt dieses in sie hinein. Wird statt der Luft Sauerstoff hierzu genommen, so bleibt bei ursprünglich gleichen Raummengen die Hälfte des Sauerstoffs zurück; alles übrige verschwindet. Die neuen Gase sind Stickoxyd, NO, und Stickstoffdioxyd, NO₂; dieses ist braun und wird rasch im Wasser gelöst, wobei **Salpetersäure** und **salpetrige Säure** entstehen,



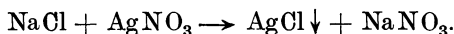
jenes ist farblos und verbindet sich begierig mit Sauerstoff zu Stickstoffdioxyd.

Beide Gase spielen bei der technischen Herstellung der Schwefelsäure in Bleikammern eine bedeutsame Rolle. Sie lösen sich leicht in Salpetersäure und färben sie rot. Diese rote, rauchende Salpetersäure ist eine höchst gefährliche Flüssigkeit, weil sie tierische Gewebe sehr schnell zerstört und brennbare Stoffe, z. B. Holz, entzünden kann.

Unter den salpetersauren Salzen, den Nitraten, die sämtlich wasserlöslich sind, führt außer den Salpeterarten auch das **Silbernitrat**, AgNO₃, einen volkstümlichen Namen: **Höllenstein**. Es ist ein weißes Salz, das wie alle Silbersalze vom Lichte leicht zersetzt wird und fein verteiltes Silber und bei Gegenwart von Feuchtigkeit ätzende Säure bildet. Darauf beruht seine Anwendung in der Heilkunde zum Wegbeizen von Wucherungen. In der analytischen Chemie dient es zum Nachweis von Salzsäure und Chloriden.

Unter den Chloriden gibt es nur wenige, die nicht wasserlöslich sind; zu ihnen gehört das Silberchlorid.

SV Versuch: Werden zu irgend einem gelösten Chlorid ein paar Tropfen Silbernitratlösung geträufelt, so fällt ein weißer Niederschlag aus, der in seinem Äußeren an weißen Käse, an Quark erinnert.



Er ballt sich zusammen, sinkt zu Boden und wird im Licht allmählich violett und schließlich sogar schwarz. Alle Silbersalze sind lichtempfindlich; ihre Lichtempfindlichkeit bildet die Grundlage der Photographie.

§ 28. Ammoniak.

Seit alter Zeit kam aus Afrika ein Salz, das aus dem Ruß der Rauchfänge gewonnen wurde. In baumlosen Gegenden der heißen Zone wurde und wird mit getrocknetem Mist, namentlich Kamelmist, geheizt. Von diesem steigt mit dem Rauch ein weißes Salz, der Salmiak

(sal ammoniacum), hinauf in die Kamine. Von diesem Salze sagte der Römer Plinius, der die naturwissenschaftlichen Kenntnisse des Altertums wahllos und urteilslos gesammelt hat, daß es mit Kalk einen heftigen Geruch ausströmt, und daß es in verschlossenen Gefäßen aufbewahrt werden müsse, weil es sonst verfliege¹⁾.

Versuch: Um die Angaben des Plinius zu prüfen, erhitzen wir SV eine kleine Probe Salmiak. Ohne zu schmelzen entwickelt er dicke Nebel, die sich an den kühlen Teilen des Glases als schneeweißes Pulver wieder absetzen. Nach kurzer Zeit ist die ganze Salzmenge verflüchtigt und oben wieder zu feinem Pulver geworden. Das Salz ist sublimiert.

Als **Sublimation** bezeichnet die Chemie den Übergang vom festen Zustand durch den gasförmigen wieder in den festen, ohne daß Schmelzen eintritt. Das Sublimieren dient wie das Kristallisieren dazu, reine Stoffe zu gewinnen.

Versuch: In einem Glase Wasser lösen wir Salmiak auf. Er geht SV sehr leicht in Lösung und ruft eine sehr tiefe Abkühlung hervor.

Versuch: Verreiben wir etwas Salmiak mit trockenem, gebranntem SV Kalk, so wird die Masse feucht und entwickelt einen stechenden, tränen-erregenden Geruch, der stark abgeschwächt in Viehställen zu bemerken ist.

Versuch: Wir verrühren Salmiak mit wenig Wasser, setzen dann ge- SV löschten Kalk hinzu und erhitzen. Es bildet sich sehr viel farbloses Gas, das wir in gleicher Weise wie das Salzsäuregas (§ 21) auf das Wasser der Auffangflaschen leiten. Das Wasser nimmt den starken Geruch an und bläut in geringster Spur sofort rotes Lackmuspapier. Es genügt, das befeuchtete Lackmuspapier über eine offene Flasche zu halten. Die Lösung ist als **Salmiakgeist** im Handel.

Während des Mittelalters wurde der Ausdruck Geist (lateinisch spiritus) für alle flüchtigen Stoffe gebraucht. Unter Salmiakgeist, Salmiakspiritus verstand man das Flüchtige, das aus Salmiak vertrieben werden kann, wie der Weingeist, der Spiritus schlechthin, das Flüchtige des Weines ist.

Die ungeheure Löslichkeit des **Ammoniakgases**, so nennen wir den „Geist“ des Salmiaks, in Wasser, läßt sich in ähnlicher Weise zeigen wie die des Chlorwasserstoffs (Abb. 59). Bei 0° löst 1 Liter Wasser über 1000 Liter Ammoniakgas. Das Gas ist leichter als Luft.

¹⁾ Es ist allerdings möglich, sogar wahrscheinlich, daß in den Angaben des Plinius (Hist. nat. 31, 46) verschiedene Berichte nach Hörensagen durcheinander gemengt sind.

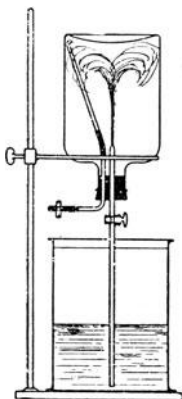
SV *Versuch:* Zusatz von Schwefelsäure zu Salmiak entwickelt Salzsäuregas. Ein Tropfen Silberlösung fällt aus Salmiaklösung sofort weißes, käsiges Silberchlorid. Salmiak ist also ein Chlorid.

Seinen metallischen Bestandteil hat man lange vergeblich gesucht, bis man dahinterkam, daß ein wirkliches Metall in dem Salze überhaupt nicht vorhanden ist. Das in Wasser gelöste Ammoniak entspricht vollkommen der Kalilauge, Natronlauge, dem Kalkwasser, Barytwasser; es ist eine Lauge wie sie, nur enthält es an Stelle des Metalls eine Verbindung aus Wasserstoff und Stickstoff, das metallähnliche Ammonium NH_4 , was nur durch umständliche Ver-

suche nachgewiesen werden kann. Ammoniak ist NH_3 ; der Salmiakgeist, d. h. die wässrige Lösung, ist NH_4OH . Es wirkt, wie die anderen Laugen, fett- und schmutzlösend, ist aber nicht ätzend wie diese und wird deshalb zum Reinigen der Kleider von Fett- und Säureflecken benutzt.

Ammoniak ist ziemlich leicht durch Druck und Kälte zu verflüssigen und dient in verflüssigter Form zum Füllen der Kälteerzeuger in Kühlhallen und an Eismaschinen. Wo das verflüssigte Ammoniak durch Saugpumpen wieder vergast wird, da entsteht eine tiefe Kälte, die mit Hilfe von strömendem Salzwasser auf beliebige Räume übertragen werden kann.

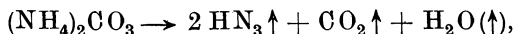
Abb. 59.



SV *Versuch:* Mit der wässrigen Ammoniakflüssigkeit neutralisieren wir Salzsäure und Schwefelsäure; es entstehen Ammoniumchlorid, NH_4Cl , das ist unser Salmiak, und Ammoniumsulfat, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, das von der Landwirtschaft als wirksamer Stickstoffdünger verlangt wird.

Ammoniumcarbonat, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, ist ein wesentlicher Bestandteil des Hirschhornsalzes, das früher als Backpulver für Kuchen sehr viel verwendet wurde.

SV *Versuch:* Beim Erhitzen vergast es völlig in Kohlensäuregas, Ammoniak und Wasserdampf,

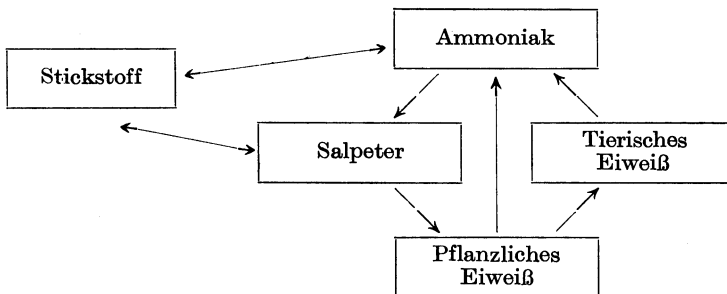


woraus seine treibende Kraft im Teige zu erklären ist. Es treibt erst im Ofen, während Backpulver nach Art des Oetkerschen schon beim Anmachen des Teiges treiben, „Vortrieb“ besitzen. Zu viel Hirschhornsalz im Kuchen erzeugt unangenehm alkalischen Geschmack, weil noch Ammoniak im Backwerk bleibt. Durch Zerschneiden in Scheiben und Liegenlassen an freier Luft kann dem Übel notdürftig abgeholfen werden.

§ 29. Der Kreislauf des Stickstoffs, künstliche Düngung

Überall, wo auf einer Weide die Abgänge des Viehs liegenbleiben, da sind im folgenden Jahre üppig wuchernde Geilstellen. Ihr überaus kräftiges Wachstum und ihr auffallendes Grün verdanken sie den Stickstoffverbindungen des Harns und Kots. Ein Liter frischer Rinderharn enthält rund 10 g gebundenen Stickstoff. Unter dem Einfluß zahlreicher Bakterien werden die Stickstoffverbindungen zersetzt, daher der Ammoniakgeruch in Ställen. Jauche enthält häufig nur noch 1 bis 3 g Stickstoff im Liter. Torfstreu vermindert den Verlust. Als Ersatz für die mangelnden natürlichen Stickstoffverbindungen fordert die Landwirtschaft Nitrate, Ammoniumsulfat und andere stickstoffhaltige Erzeugnisse der chemischen Industrie. An Ammoniumsulfat verbrauchte die deutsche Landwirtschaft im Jahre 1913 über 400 000 Tonnen neben den schon erwähnten 560 000 Tonnen Chilesalpeter, außerdem 50 000 Tonnen Kalkstickstoff, ohne daß damit die Grenzen der Aufnahmefähigkeit erreicht worden wären. Nach dem Rückgang des Viehstandes ist der Bedarf noch erheblich größer geworden. Im Jahre 1925/26 hat die deutsche Landwirtschaft 325 000 Tonnen gebundenen Stickstoff aufgenommen, der so gut wie ausschließlich in deutschen Werken aus der Luft gewonnen wurde.

Wir wollen untersuchen, warum die Stickstoffdüngung notwendig ist. Durch verwesende Pflanzen, tierische Abfälle entsteht Ammoniak, der durch Bakterien in der Erde zu Salpeter umgewandelt wird. Aus diesem Salpeter entsteht durch die Lebenstätigkeit der Pflanzen unter Benutzung von Kohlendioxyd und Wasser pflanzliches Eiweiß, das entweder durch Absterben der Pflanzen wieder in den



Boden oder mit der Nahrung in den Tierkörper gelangt. Durch den sehr komplizierten Verdauungsvorgang wird das pflanzliche Eiweiß in tierisches umgewandelt und gelangt als solches durch die Abscheidungen der Tiere oder ihre Verwesung ebenfalls wieder in

den Erdboden. Die Eiweißstoffe werden im Erdboden schließlich zu Ammoniak zersetzt und der Kreislauf kann von neuem beginnen. Da jedoch durch bestimmte Bakterien die Stickstoffverbindungen des Erdbodens zu Stickstoff abgebaut werden, so geht etwas Stickstoff ständig verloren, der durch die Tätigkeit anderer Bakterien (Knöllchenbakterien) wieder ersetzt wird. Das Bild auf S. 87 erläutert (vereinfacht) den Vorgang.

Verwest eine Pflanze, so gibt sie dem Boden so viel Stickstoff zurück, wie sie ihm entnommen hat. Da jedoch der Mensch die Pflanzen ihrem Wachstumsort entführt, so muß der entstehende Stickstoffmangel durch Düngung ausgeglichen werden. Eine Hauptaufgabe der Landwirtschaftschemie ist es, die Art der Düngemittel festzustellen, die für jeden Boden und jede Kulturpflanze geeignet sind. Die ersten derartigen Versuche sind von dem wahrhaft großen deutschen Chemiker Liebig in der Mitte des vorigen Jahrhunderts ausgeführt worden.

Was die Pflanzen an Nährstoffen nötig haben, läßt sich auf zwei Wegen ermitteln, einem analytischen und einem synthetischen: man hat Pflanzen der verschiedensten Art aus allen Weltgegenden chemisch zerlegt und ihre Bestandteile festgestellt, und man hat Pflanzen unter solchen Umständen wachsen lassen, daß ihnen nur ganz bestimmte Stoffe zur Verfügung standen. Der chemisch zergliedernde Weg führte auf 10 Grundstoffe, die in allen Pflanzen ausnahmslos gefunden wurden, während andere Elemente nur vereinzelt vorkamen; es sind das: Kohlenstoff (C), Sauerstoff (O), Wasserstoff (H), Stickstoff (N), Schwefel (S), Phosphor (P), Kalium (K), Calcium (Ca), Magnesium (Mg) und Eisen (Fe). Aus diesem Befund war der Schluß naheliegend, daß alle Pflanzen diese 10 Grundstoffe für den Aufbau ihrer Leiber nötig haben.

Um zu prüfen, ob der Schluß richtig war, mußte man auch den aufbauenden, den biologischen Weg gehen. Man ließ Pflanzen in Nährlösungen wachsen, die in destilliertem Wasser Salze aus den genannten Elementen enthielten; man zog die Pflanzen auch in ausgewaschenem, ausgeglühtem, reinstem Sand oder in Holzkohlepulver und goß sie mit den salzhaltigen Nährlösungen. Dabei wechselte man die Versuchsbedingungen, indem man immer einen der zehn Stoffe fortließ und auch das Mischungsverhältnis änderte. So kam man zu dem Ergebnis, daß die Pflanzen tatsächlich alle genannten Grundstoffe im Boden vorfinden müssen bis auf einen, den Kohlenstoff; den nehmen die grünen Pflanzenteile durch Assimilation aus der Luft (§ 11) auf.

Auf Liebig's Vorschlag sind die Wachstumsversuche mit Nährsalzen auch auf das freie Land ausgedehnt worden. Jahre- und jahrzehntelang hat man auf den Versuchsbeeten und Versuchsfeldern

immer wieder voll gedüngt und auf den daneben gelegenen Vergleichsstücken stets einen Stoff fehlen lassen, wobei auch dem Uneingeweihten auf den ersten Blick die Verschiedenheit im Gedeihen der Pflanzen auffiel, hier üppiges Vollwachstum, dort Kümmeren und Kränkeln je nach Art des fehlenden Stoffes. Dabei stellte sich heraus, daß wesentlich nur Stickstoff, Kalium, Calcium und Phosphor dem Boden neu zugeführt werden müssen — an ihnen verarmt der Boden ziemlich rasch —, und daß der natürliche Dünger für die Gesundheit der Pflanzen nicht ganz entbehrt werden kann, sei es, daß seine Zersetzungsprodukte die Wurzeln zu erhöhter Tätigkeit anregen oder die Bodenbestandteile leichter löslich machen, sei es, daß der dauernde Kohlensäuregasstrom aus dem zerfallenden Dung den Blättern willkommene Mast ist. Begasen der Treibhäuser und Felder mit Kohlensäuregas wirkt wachstumsfördernd.

Die Glieder einer Pflanzenfamilie, die Hülsenfruchtgewächse (Erbsen, Bohnen, Linsen, Lupinen, Seradella, Wicken usw.), bedürfen auffallenderweise keiner besonderen Stickstoffzufuhr, obgleich sie sehr reich an Eiweiß sind, das als wesentlichen Bestandteil Stickstoff enthält. Diese Pflanzen tragen an ihren Wurzeln kleine Knöllchen (Abb. 60), in denen Bakterien wohnen, welche den Stickstoff der Luft in assimilierbarer Form binden und ihren Wirtspflanzen zur Verfügung stellen. Seradella und Lupinen werden wegen ihres Stickstoffreichtums sogar als Gründünger untergepflügt.

Kalisalze, Edelsalze besitzen wir in Deutschland so viel, wie kein Land der Erde. An Kalk ist kein Mangel, und den Stickstoff der Luft weiß die chemische Technik in verwendbarer Form zu binden. Aber an Phosphor leiden wir Not. Das ist bedenklich, weil er sich in den Samen anreichert und der Weg der Getreidekörner in Kulturländern größtenteils nicht wieder auf die Felder führt.

Abb. 60.



§ 30. Phosphor.

Der **Phosphor** wurde in der Mitte des 17. Jahrhunderts durch einen Alchimisten Brandt entdeckt, der versuchte, aus menschlichem Harn Gold herzustellen. Als er den Rückstand des eingedampften Harns in einem tönernen Gefäße glühte, entstand durch Reduktion der verkohlenden Massen eine weißgelbe, im Dunkeln selbstleuchtende Substanz,

eben, der Phosphor (= Lichtträger), den er als ehemaliger Kaufmann und kundiger Marktschreier sich mit Gold aufwiegen ließ. Hundert Jahre später fand der bescheidene, an folgenschweren Entdeckungen reiche Karl Wilhelm Scheele zusammen mit seinem Freunde Gahn, daß die Knochen beträchtliche Mengen Phosphor enthalten.

Phosphor wurde allgemein bekannt, als er in der zweiten Hälfte des 19. Jahrhunderts wegen seiner leichten Entzündlichkeit für die Kuppen der Streichhölzer benutzt wurde. Durch Reichsgesetz vom 10. Mai 1903 ist in Deutschland verboten, gelben Phosphor für Zündwaren zu verwenden, weil seine Giftigkeit Arbeiter und Verbraucher aufs schwerste gefährdet.

SV *Versuch:* Getrocknete Knochen brennen mit unangenehmem Geruch und hinterlassen eine weiße, bröcklige Masse, die alle feinen Knochenbälkchen in dem bewundernswerten Bogenfachwerk zeigen, das den Linien stärksten Druckes und Zuges am Knochen innerhalb des lebenden Körpers entspricht. Die erdige Masse besteht aus 80 % Calciumphosphat, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, aus 20 % Calciumcarbonat, CaCO_3 und anderen Salzen.

SV *Versuch:* Aus den getrockneten, ungebrannten Knochen läßt sich die „Knochenerde“ mit Salzsäure leicht ausziehen, wenn wir die verdünnte Salzsäure mehrmals erneuern. Es bleibt schließlich eine gelbe, biegsame Masse in der Form des Knochens zurück, der Knochenleim, der auch technisch gewonnen wird. In der Jugend haben Mensch und Tier weiche, sehr leimreiche, kalkarme Knochen; mit zunehmendem Alter wächst der Gehalt an Kalksalzen, während der Leimgehalt zurückgeht. Damit hängt die Seltenheit der Knochenbrüche trotz häufigen Fallens und das gute Heilen gebrochener Gliedmaßen im Kindesalter zusammen, und die Schwierigkeit, Knochenbrüche im Greisenalter zu heilen.

In der Ackererde ist der Phosphor in winzigen, den Pflanzen kaum angreifbaren Kristallbruchstücken des Apatits vorhanden, die aus Gesteinen, hauptsächlich Auswurfgesteinen (mit durchschnittlich 0,3 % Apatit) beim Verwittern zurückgeblieben sind. Angehäuft sind Massen von Calciumphosphat in den Phosphoriten der Südsee, Floridas, Tunis und Marokkos. In Deutschland haben wir keine nennenswerten Lager davon. Die gemahlenen Phosphorite werden mit Schwefelsäure aufgeschlossen. Es entsteht unter anderem Superphosphat, das neben Thomasmehl von der deutschen Landwirtschaft verwendet wird.

XII. Silicium und einige seiner Verbindungen.

§ 31. Quarz. Silikate.

In einigen Pflanzen (z. B. den Riedgräsern) bemerkt man harte Kristalle, die das Schneiden dieser Pflanzen hervorrufen. Diese Kristalle finden sich in allen Hochgebirgen in schönen Formen, mitunter in sehr großen Stücken, in kleinen sehr häufig. In reinsten Form ist das Mineral wasserklar und recht hart; es ritzt gewöhnliches Fensterglas. Während des Altertums war der Glaube allgemein, daß es Eis sei, das durch den gewaltigen Druck der Berge zu unschmelzbaren Massen zusammengepreßt wurde¹⁾. Die Alten wußten nicht, was jedes Kind, das aus Schnee einen Eisball drückt, schon wissen kann, daß Eis unter höherem Druck viel leichter, d. h. bei niedrigerer Temperatur als 0° schmilzt. Der Name Bergeis blieb, wir nennen das Mineral in seiner reinsten Form noch immer Bergkristall. Wer nicht blind ist gegenüber den Wundern der Natur, hat seine Freude an den schönen Gestalten und fragt wohl mit Goethe:

Abb. 61.



„Aber die Säulchen, wer schliff sie so glatt,
Spitzte sie, schärfte sie glänzend und matt?“

An den gesetzmäßigen Formen der Stoffe — beim Bergkristall sind es regelmäßige sechsseitige Säulen mit aufgesetzten Pyramiden (Abb. 61) — blieb schließlich der Name Kristall haften.

Im Jahre 1669 fand der dänische Bischof und Arzt Niels Stensen²⁾, daß für alle Kristalle ein merkwürdiges, des Merkens würdiges Gesetz gilt: Wenn einheitliche Stoffe Kristalle bilden, so besitzen diese für jede Stoffart bei gleichen Entstehungsbedingungen stets gleiche Neigungswinkel entsprechender Flächen gegeneinander; **Gesetz der Unveränderlichkeit der Neigungswinkel**. Gemessen werden die Neigungs-

¹⁾ Plinius: *Historia naturalis* 37, 9.

²⁾ Ostwalds *Klassiker* Nr. 209.

winkel mit Goniometern (Abb. 62). Die Kristallformen sind für die einzelnen Stoffe so charakteristisch, daß sie zum genauen Bestimmen der Stoffe benutzt werden.

Kristalle wachsen; auch die harten Bergkristalle sind gewachsen. Goethe fuhr nach jener Frage fort:

„Schau in die Klüfte des Berges hinein:
Ruhig entwickelt sich Stein aus Gestein.
Ewig natürlich bewegende Kraft
Göttlich gesetzlich entbindet und schafft.“

Abb. 63.

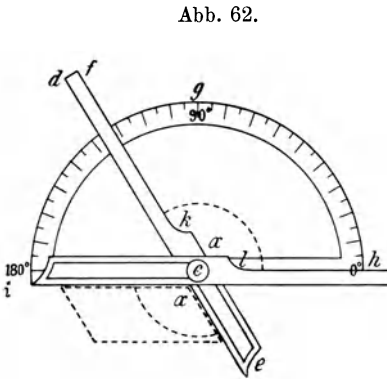
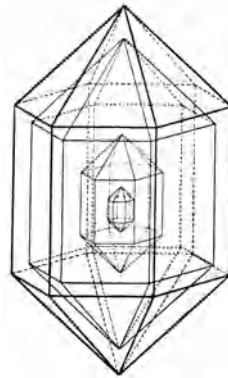


Abb. 62.



Mit seinem geistigen Auge sah er, was in Abb. 63 gezeichnet ist, wie Schicht auf Schicht gesetzmäßig sich abgelagert, so daß die aller-kleinsten, nur mikroskopisch erkennbaren Formen den allergrößten gleichen.

Mit feinen Rissen und Sprüngen durchsetzt, verliert der Bergkristall seine Durchsichtigkeit; er ist dann weiß und heißt **Milchquarz**. In dichten, derben Massen tritt er als gewöhnlicher **Quarz** gebirgsbildend auf und gehört zu den häufigsten Stoffen unserer Erdrinde. In ganz unreinem, zerriebenem Zustand heißt er Sand, und den gibt's wie „Sand am Meer“.

Die Kristallformen des Quarzes, die wasserhellen Bergkristalle, die weißen Milchquarze, die dunklen Rauchquarze, die violetten Amethyste, weisen darauf hin, daß der Stoff einmal gelöst oder flüssig gewesen sein muß. In der Kreide finden wir Feuersteinknollen, die nichts anderes sind als wasserhaltige Quarzmassen, an der Oberfläche zu feinpulverigem, feinem, wasserfreiem Quarzmehl verwittert. Ungezählte Male zeigen die Feuersteine die Formen von Seeigeln und

Schulspitzen von Tintenfischen (im Volke Donnerkeile, Teufelsfinger genannt). Diatomeen und Kieselalgen bevölkern in unermeßlichen Scharen das Wasser; sie besitzen feine Schalen in wunderbaren Formen, fein gepunzt und durchlöchert. Aus solchen Schalen sind mächtige Schichten von Kieselgur, Diatomeenerde oder Bergmehl entstanden.

Versuch: Wir kochen etwas Kieselgur einige Minuten mit Natron- SV
lauge und filtrieren die Flüssigkeit, die braun aussieht und nach Leim riecht, wenn die Kieselgur nicht ausgeglüht war. In eine Probe des Filtrats gießen wir ein paar Tropfen Salzsäure oder Schwefelsäure; sofort entsteht ein Gallerniederschlag von **Kieselsäure**.

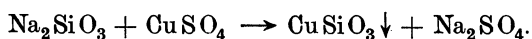
Versuch: Eine zweite Probe verdünnen wir stark mit Wasser und SV
fügen dann Säure hinzu; der Niederschlag bleibt aus, die Kieselsäure bleibt gelöst und wird erst im Laufe von Wochen ausgeschieden.

Versuch: Durch eine dritte und vierte Probe, verdünnt und un- SV
verdünnt, treiben wir einen Strom CO_2 und beobachten die gleiche Wirkung wie vorher. Wird die ausgeschiedene Gallerte erhitzt, so geht Wasser fort, und es bleibt ein feines, weißes Pulver zurück, das nichts anderes ist als allerfeinster Sand. Wartet man geduldig auf das freiwillige Verdunsten des Wassers, so ist ein Erhitzen nicht einmal nötig.

Als **Wasserglas** ist ein Silikat jeder Hausfrau bekannt, die gewohnt ist, für den Winter Eier einzulegen. Die kohlensäurehaltige Kellerluft läßt die hinreichend verdünnte Wasserglaslösung im Laufe von Wochen und Monaten gallertartig erstarren, so daß die Eier in der alkalisch reagierenden Flüssigkeit dem Angriff der Fäulniserreger chemisch und mechanisch dauernd entzogen sind.

Der Quarz, der Sand ist das Oxyd des Kieselstoffs, des **Siliciums**. Beim Zusammenschmelzen des Siliciumoxyds, SiO_2 , mit Ätzkali oder Ätznatron entstehen Silikate wechselnder Zusammensetzung, das sind Salze der zahlreichen Kieselsäuren H_2SiO_3 , H_4SiO_4 usw. Auf Zusatz von Säuren werden die Alkalisilikate zerlegt, wodurch die Kieselsäuren entstehen. In der Natur bewirkt der Kohlensäuregehalt der Bodenwässer diesen Umsatz. Die Kieselsäure wandert dann zunächst in gelöster Form im Erdboden und scheidet sich schließlich unter Wasserverlust an manchen Stellen wieder aus.

Mit Metallsalzen setzen sich die Alkalisilikate ebenfalls nach der allgemeinen Regel (§ 26) um, weil alle anderen Silikate unlöslich sind; z. B.:



§ 32. Der Aufbau der Erdrinde.

In der Erdrinde ist das Silicium [silex (lat.) = Kiesel] nächst dem Sauerstoff der verbreitetste aller Stoffe; die Mehrzahl aller Mineralien und Gesteine besteht aus Silikaten. Unter **Gesteinen** versteht man Mineralien, die sich am Aufbau der Erdrinde beteiligen. Die Gesteine sind teils aus feurig-flüssigen Massen entstanden, die entweder im Innern erstarrt sind (Tiefengestein) oder sich in Decken über die Erdoberfläche ergossen haben (z. B. Porphyr), teils sind sie vom Wasser oder Winde abgesetzt worden, Absatzgesteine oder Sedimentgesteine.

Alle diese Gesteine, auch wenn sie noch so widerstandsfähig aussehen, sind der **Verwitterung** ausgesetzt. Auf die Felsen und groben Bodenbestandteile wirkt das Wetter. Wärmewechsel während des Tageslaufs, Spaltenfrost im Winter, bewegtes Wasser, staubblasende Winde zerkleinern, zerkrümeln die Massen; das lösende und umsetzende Wasser, das Kohlensäuregas und der Sauerstoff wirken chemisch auf die Bestandteile ein; vordringende, sprengende Pflanzenwurzeln und wühlende Tiere, der Mensch mit Spaten und Pflugschar tragen dazu bei, daß aus dem harten Gestein das lockere Erdreich entsteht.

Die Gesteinstrümmer werden durch fließendes Wasser weit fortgetragen und die Teile setzen sich als Geröll, Sand, Ton in Flußläufen oder auf dem Meeresboden ab. Durch Bindemittel verkitten sich die abgesetzten Schichten zu neuem Gestein, dem **Sedimentgestein**. So haben sich Sand- und Tongesteine gebildet.

Unter besonders günstigen Bedingungen hinterbleibt bei der Verwitterung einiger Silikate nach dem Auslaugen der Alkaliverbindungen reiner Ton, Aluminiumsilikat oder Kaolin, der Rohstoff des kostbaren Porzellans. Wird das Kaolin von seiner Lagerstätte fortgespült, mit Kalk und Eisenoxyd durchsetzt, so erhält man den Töpfer-ton. Sehr hohen Kalkgehalt besitzt der vom Landmann geschätzte Mergel. Wird aus ihm der Kalk ausgelaugt, ausgemergelt, so bleibt Lehm übrig. Der kalkreiche, ungemein fruchtbare Löß (China, Magdeburger Börde) ist wahrscheinlich ein Absatz des Windes.

§ 33. Tonwaren. Glas.

„Wohlan, laßt uns Ziegel streichen und brennen! Und nahmen Ziegel zu Stein und Erdharz zu Kalk“ heißt es 1. Mos. 11, 3 bei der Geschichte vom Turmbau zu Babel. Seit Jahrtausenden haben die Menschen Ziegel geformt. **Ziegelei** und **Töpferei** gehören zu den ältesten aller Gewerbe, sie sind so alt, daß in den Sagen aus fernster Vorzeit mit Vorliebe Bilder benutzt werden, die sich auf die Keramik beziehen; „Und Gott der Herr machte den Menschen aus einem Erdenkloß“ (1. Mos. 2, 7).

Ton besitzt die Eigenschaft, mit Wasser eine knetbare, formbare Masse zu geben, die beim Trocknen und Brennen steinhart wird. Gereinigter, gut durchgekneteter Lehm wird mit der Hand in Rahmen oder durch Maschinen zu rechteckigen Stücken geformt, die an der Luft getrocknet und dann bei 1000⁰ gebrannt werden. Beim Brennen entweicht alles Wasser, und die gelbliche Farbe des Tons, die von wasserhaltigen Eisenoxiden herrührt, geht in Rot über, weil Eisenoxyd, Fe_2O_3 , entsteht. Wird bei höheren Temperaturen gebrannt, so sintern die Massen fest zusammen und werden klingend hart, es entstehen Klinker, deren Farbe häufig nach Blauschwarz hinüberspielt, weil die organischen Verunreinigungen des verwendeten Tons das Eisenoxyd Fe_2O_3 zu Fe_3O_4 oder unter Umständen gar zu Eisen reduzieren. Die alten Babylonier vermauerten ihre Ziegel mit Asphalt, „und nahmen Erdharz zu Kalk“, wie die Überreste ihrer Bauten zeigen und ihre Keilschriftbibliotheken erzählen. Asphalt ist ein natürlich vorkommendes Gemisch, das vorwiegend aus Kohlenwasserstoffverbindungen besteht.

Hochwertigere Tonwaren als die Ziegel sind die Töpferwaren, die Terrakotta, das Steingut, die Majolika und Fayence, das Steinzeug und das Porzellan, zu denen in der genannten Reihenfolge immer feinere und reinere Tone und immer stärkere Glühhitze nötig werden. Wie die Töpfer und Häfner in alten Zeiten ihren feuchten Ton auf der Drehscheibe formten, so geschieht das noch heute auch bei den kostbarsten aller keramischen Waren, dem Porzellan, das ursprünglich aus China kam, seit Beginn des 18. Jahrhunderts auf Grund deutscher Erfindung (der Sage nach durch Joh. Friedr. Böttger, in Wahrheit wohl durch Ehrenfried Walt. v. Tschirnhaus) nach dem Auffinden guter Porzellanerde auch in Europa in vorzüglicher Güte hergestellt wird. Unregelmäßige Geschirre und Figuren werden in Gipsformen hergestellt. Deutsche Fundstellen von Kaolin oder Porzellanerde liegen in Sachsen, im Rheinland, in der Rheinpfalz; unerreicht in seiner Plastizität ist der Kaolin von Zettlitz in Böhmen¹⁾.

Porzellan und **Steinzeug** sollen halbgeschmolzen sein; das ist nur möglich, wenn dem unschmelzbaren Ton Flußmittel beigegeben werden. Die Rohstoffe für das Porzellan — 50 % Kaolin und gleiche Teile Quarz und Feldspat — werden in metallfreien Kollergängen und Kugelmøhlen staubfein gemahlen, dann geschlämmt, durch Filterpressen entwässert und durch langdauerndes Lagern von allen faulenden Verunreinigungen befreit. Die geformten Stücke (Abb. 64) werden zunächst bei 800

¹⁾ Im Jahre 1926 hat Deutschland 213 868,2 Tonnen Kaolin eingeführt, die Hauptmenge aus der Tschechoslowakei.

bis 900° verglüht, hierauf mit einer Glasur versehen, die haardünn sein muß und mit ihrer Ausdehnungszahl gut zum Porzellanscherben passen muß, und schließlich in feuerfesten, weder springenden noch schwindenden Kapseln scharf gebrannt.

Nicht minder wichtig als die Tonwaren ist uns das **Glas**, das zwar auch altbekannt ist, aber erst recht spät eine ausgedehnte Anwendung

Abb. 64.

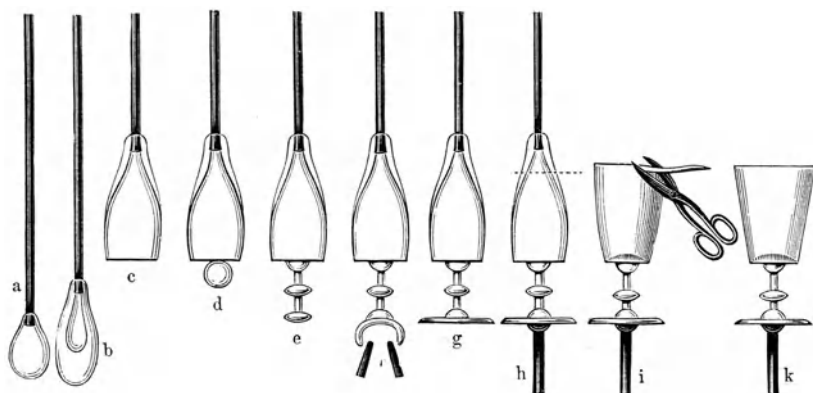


Porzellanbereitung.

gefunden hat. Als Rohstoffe für das gewöhnliche Fenster- und Flaschenglas dienen reiner Sand, Kalkstein und Soda oder statt dieser Glaubersalz und Kohle. Die Rohstoffe werden in Kollergängen gemahlen, in Mischern im richtigen Verhältnis innig vermengt, in feuerfest ausgemauerte Wannenöfen oder in kleine feuerfeste Häfen eingetragen und bei 1100 bis 1400° durch Generatorgasflammen niedergeschmolzen. Für besondere Zwecke werden die Rohstoffe durch andere ersetzt und ergänzt, wodurch Gläser mit bestimmten Eigenschaften (Glanz, Temperaturfestigkeit usw.) erhalten werden können. Um die Glasschmelze zu läutern und unerwünschte Farben zu entfernen, werden dem Glassatz oxydierende und entfärbende Stoffe hinzugefügt, z. B. Braunstein, Arsenik, Salpeter; um ihm bestimmte Farben zu erteilen oder milchig weiße Trübe zu verleihen, werden ihm mancherlei Oxyde und Salze beigemischt.

Auf der dünnflüssigen Schmelze schwimmt Unreinigkeit, Glasgalle genannt, die entfernt wird. Beim Abkühlen durchläuft der Glasfluß alle Grade der Weichheit bis zum starren festen Stoff. Bevor das Glas geformt wird, muß es etwas abkühlen, um seine Dünnflüssigkeit zu verlieren. Dann wird es geblasen (Abb. 65 zeigt die Entstehung eines Weinglases), gegossen oder gepreßt und hierauf sehr langsam in geeigneten Öfen auf Lufttemperatur heruntergekühlt, um alle Spannungsunterschiede auszugleichen, die beim Erkalten auftreten. Für Flaschen einerlei Art wird die Lungenkraft des Glasbläfers durch Saug- und Preßluft an Blasemaschinen ersetzt, die sich im Kreise drehen, zähflüssiges Glas

Abb. 65.



aus einem kreisenden Hohltisch vor der Wanne in eine Vorform empor-saugen, etwaigen Überschuß mit einem Messer selbsttätig entfernen, den hängenden Glaskern mit einer zweiteiligen Hohlform umschließen, dann zur Flasche ausblasen und kopfüber durch einen Trichter zu einer den Rand rund schmelzenden Bunsenflamme stürzen.

XIII. Kohlenstoff und die wirtschaftliche Bedeutung der Kohle.

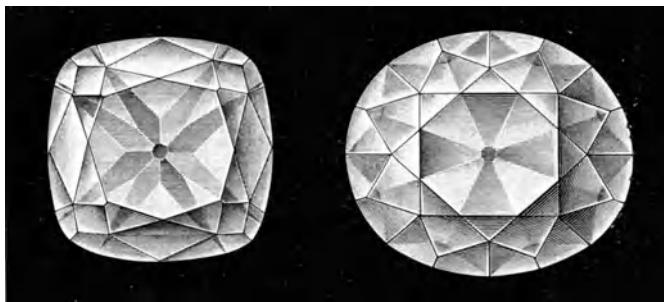
§ 34. Die fossilen Kohlen. Sumpfgas.

Von den organischen Gesteinen sind die fossilen Kohlen ganz besonders wichtig. Was wir Kohle nennen, ist nicht das Element Kohlenstoff, sondern ein Gemisch zahlreicher, höchst verwickelter Verbindungen, was nach dem Werdegang der Kohlen leicht verständlich ist. Das Element Kohlenstoff kommt als Mineral in zwei grund-

verschiedenen Formen vor: als durchsichtiger, meist farbloser, harter, stark lichtbrechender **Diamant** (Abb. 66 zeigt die berühmten Diamanten „Regent“ und „Kohinoor“), der in reinen Stücken geschliffen als Schmuckstein begehrt ist, und in trüben Splintern und Brocken zu Glasschneidewerkzeugen und zu Gesteinsbohrkronen verwendet wird; ferner als schwarzglänzender, weicher, abfärbender **Graphit**, früher Wasserblei oder Reißblei genannt, der geschlämmt und mit feinstem Ton zusammengepreßt die Bleistiftfüllungen liefert.

Alle Kohle unserer Erdrinde stammt von Pflanzen. Wenn Pflanzen absterben, dann zerfallen ihre Leiber. Geschieht das bei ungehindertem Zutritt der Luft, so werden die toten Gebilde durch die Tätigkeit unzähliger Kleinlebewesen langsam zu Kohlensäuregas und Wasser

Abb. 66.



verbrannt und in Ammoniak und Schwefelwasserstoff verwandelt. Lagern tote Pflanzenmassen in dicken Schichten übereinander, z. B. in Dunghaufen, oder geraten sie unter das Erdreich, so daß Luftsauerstoff nur in beschränktem Maße hinzutreten kann, so vermodern die pflanzlichen Gewebe zu schwarzem, lockerem Humus, zu fruchtbarer Garten- und Ackererde. Bei gänzlichem Luftabschluß, z. B. auf dem Grunde von Sümpfen und Mooren, wo außerdem fäulniswidrige Stoffe das Leben der Bakterien hemmen oder unmöglich machen, verkohlen die Pflanzenleiber und zerfallen allmählich zu feinpulverigen, sehr kohlenstoffreichen Verbindungen, die je nach dem auf ihnen lastenden Druck und der abgelaufenen Zeit zu **Torf**, **Braunkohle**, **Steinkohle**, **Anthrazit** werden. Mit zunehmendem Kohlenstoffgehalt steigt das Eigengewicht: Torf schwimmt auf Wasser; das Eigengewicht der Braunkohlen liegt zwischen 1,2 und 1,4, das der Steinkohlen zwischen 1,3 und 1,5 und das des Anthrazits zwischen 1,5 und 1,7. In jedem Torfstich kann man das langsame Fortschreiten des Kohlungsvorganges unmittelbar erkennen. Obenauf lagert der helle, leichte, wenig heizkräftige Moostorf;

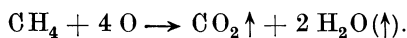
nach unten hin werden die Schichten dunkler und dunkler, in alten Mooren sind die untersten Schichten ganz schwarz.

Die größten **Braunkohlenlager Deutschlands** liegen westlich Köln in der niederrheinischen Bucht, in der Provinz und dem Freistaat Sachsen und in der westlichen Lausitz; kleinere in der Mark Brandenburg, der östlichen Lausitz, Schlesien, der bayerischen Rhön, im Naabtal (Bayern) und in Oberbayern. Sie enthalten oft noch eine stattliche Zahl starker, wohlerhaltener Baumstämme, die auch ihrer Art nach deutlich feststellbar sind; sie sind ähnlich der virginischen Sumpfyzypresse (*Taxodium distichum*), die heutzutage in Europa wild nicht mehr vorkommt, aber massenhaft in den swamps, den unbetretbaren Sümpfen am Unterlaufe des Mississippi wächst.

Das größte **Steinkohlenlager Deutschlands** ist das oberschlesische Becken, dann folgen das niederrheinisch-westfälische Gebiet (Ruhrgebiet) und das Saargebiet; weit geringer sind die Vorkommen im Waldenburger Berglande und in der Zwickauer Mulde. In den Steinkohlenlagern findet man Abdrücke von Farnen und Schachtelhalmen, auch Steinkernaussfüllungen ganzer Stämme, die uns beweisen, daß ehemals nicht bloß die Farne baumförmig wuchsen, wie heute noch auf den Sundainseln, sondern daß auch die Schachtelhalme riesige Stämme bildeten. Daneben findet man seltsame Gebilde, die man als Schuppen- und als Siegelbäume bezeichnet hat. Die Steinkerne mit den Siegelabdrücken sind wahrscheinlich aber nur Ausläufer unterirdischer Stammteile der Schuppenbäume.

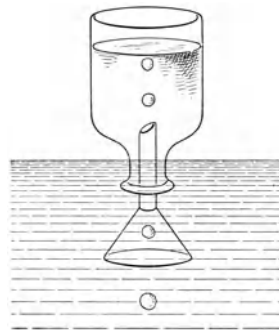
Überall da, wo heute Pflanzen in moorigen Tümpeln und Gräben langsam zerfallen, verkohlen, entquillt dem Boden ein farbloses Gas, das durch Umrühren des Grundes in einer wassergefüllten Flasche mit einem Trichter aufgefangen werden kann (Abb. 67). Es ist ein Kohlenwasserstoff, CH_4 , der **Sumpfgas**, **Grubengas** oder **Methan** genannt wird.

Das Gas ist leichter als Luft, läßt sich entzünden und brennt dann unter Bildung von Wasser und Kohlendioxyd,



Mancherorts in den moorreichen Gegenden Nordwestdeutschlands und Hollands wird das dauernd aufquellende Gas in Behältern auf-

Abb. 67.

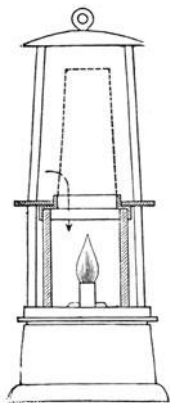


gefangen und zum Beleuchten und Heizen verwendet. Unweit Hamburgs, bei Neuengamme, ist eine starke Methanquelle gefaßt und nach Hamburg geleitet worden. Im Jahre 1915 sind hier fast 22 Millionen Kubikmeter Gas aufgefangen worden. In Ungarn und in Nordamerika gibt es viele derartige Naturgasquellen, die ausgenutzt werden; Nordamerika gewinnt jährlich 20 Milliarden Kubikmeter.

Sind die Steinkohlen wirklich aus Pflanzenresten durch langsame Inkohlung entstanden, so kann es nicht wundernehmen, daß in den Kohlengruben Methan zu finden ist. Nur zu oft hört man von ihm, von dem Grubengas oder den „schlagenden Wetter“. Ein Raumteil

Methan und zwei Raumteile Sauerstoff verbrennen glatt und restlos miteinander, also bedeutet für Luft ein Gehalt von $\frac{1}{11}$ Raumteil Grubengas (9,1 %) die stärkste explosible Mischung. Deshalb besteht die bergpolizeiliche Vorschrift, daß die Wetterführung (Wetter nennt der Bergmann die Luft) stark genug sein muß, um den Methangehalt höchstens auf 1 % ansteigen zu lassen.

Abb. 68.



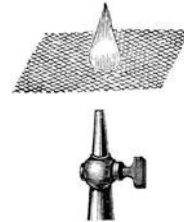
Die Zufuhr frischer Luft hat in Kohlengruben drei Hauptaufgaben zu lösen: die Luft atembar zu erhalten, die Temperatur, die mit der Tiefe zunimmt, erträglich zu machen, und die Explosionsgefahr auf ein Mindestmaß herabzudrücken. Trotzdem besteht sie dauernd, weil zusammengepreßte Gasmassen nach dem Anschließen der Abbaustellen die mürbe gewordenen Wände durchdrücken und aus Fugen und Ritzen hervordringen, wodurch örtlich der Gehalt an Grubengas sehr hoch wird und trotz aller Vorsicht immer wieder schwere Unglücksfälle auftreten. Um eine eingetretene Explosion nicht weiter zu verbreiten, werden die Gruben in kleine Abschnitte geteilt, welche durch festgeschlossene Wettertüren getrennt gehalten werden. Zur Verhütung einer Entzündung dürfen die Bergleute keine offenen Lampen tragen. Sie werden mit Sicherheitslampen ausgerüstet (Abb. 68).

An **Davy's Sicherheitslampe** ist wesentlich, daß beim Eindringen von mehr als 1 % Methan die Flamme unruhig und eigenartig lang wird und bei 5 und mehr Prozent Grubengas erlischt. Hierdurch wird der Bergmann gewarnt. Es ist ferner wichtig, daß die Explosion nicht aus dem Innern der Lampe nach außen fortgeleitet werden kann. Das wird durch ein feinmaschiges Drahtnetz erreicht oder bei neuen Lampen durch zwei Drahtzylinder, die ineinandergesteckt über einem kurzen Glaszylinder fest aufgedrückt, durch Plombenverschluß gegen unbefugtes Öffnen gesichert stehen.

Versuch: Öffnet man unter einem feinmaschigen Drahtnetz SV einen Gashahn und entzündet das Gas oberhalb des Netzes (Abb. 69), so schlägt die Flamme nicht durch das Netz. Weil das Metallgewebe die Wärme gut fortleitet, wird nirgends das Netz so heiß, daß auf seiner Unterseite die Entzündungstemperatur des Gases erreicht wird.

Welche Mengen an Brennwert in Form von Gas aus den Gruben entweichen, mag eine statistische Angabe zeigen: „Die Ventilatoren der Gabrielezeche in Karvin ziehen durchschnittlich in der Sekunde 70 cbm Grubenwetter mit rund 1 % CH_4 aus der Grube; das macht im Jahre 22 Millionen Kubikmeter Methan. Könnte man dieses Gas nutzbar machen, so würden 45000 PS auf dieser Grube allein zu gewinnen sein, während die geförderten Kohlen nach Abzug des Selbstverbrauches nur eine verfügbare Kraftquelle von rund 36000 PS darstellen.“

Abb. 69.



§ 35. Die Heizung.

Die wirtschaftliche Bedeutung der Kohle können wir erst dann ermessen, wenn wir uns ihre vielseitige Verwendung klar gemacht und gesehen haben, welche Rolle sie im modernen Leben spielt. Wir müssen daran denken, daß die Kohle als aufgespeicherte Sonnenenergie uns bei ihrer Verbrennung diese Energie zurückgibt, die wir zur Heizung, Beleuchtung, zum Antrieb von Maschinen verwenden, daß wir den in der Kohle aufgespeicherten Stickstoff nutzbar machen, ohne den, wie wir wissen, unsere Landwirtschaft nicht existieren kann.

Die einfachste Verwendung der in der Kohle vorhandenen Energie ist die Verbrennung zu Heizzwecken. Die verschiedenen Brennstoffe haben je nach ihrem Kohlenstoffgehalt auch einen verschiedenen Heizwert, wie die folgende Tabelle zeigt:

Brennstoff	Kohlenstoffgehalt Proz.	Heizwert von 1 kg Wärmeeinheiten
Holz, lufttrocken	38—40	3300—3500
Torf	43	3800
Rohbraunkohle	25—28	2200—2400
Braunkohlenbrikett	55	4800
Steinkohle	73—80	7000—7500
Anthrazit	86	7800
Koks	84	7000

Der Heizwert eines Brennstoffs hängt jedoch auch noch von dem Wassergehalt des Brennstoffs ab, daher werden wasserhaltige Brennstoffe — Torf, Rohbraunkohle — getrocknet und gepreßt. Wir sehen aus der Tabelle, daß der Heizwert der Braunkohle dann um das Doppelte steigt.

Wollen wir den Heizwert einer Feuerungsanlage gut ausnutzen, so muß das Heizmaterial vollständig verbrennen, und die Verbrennungsgase und der Rauch dürfen nicht in den zu beheizenden Raum austreten.

SV *Versuch:* Wir zünden eine Hand voll Holzspäne, die wir auf einen Stein gelegt haben, an. Der Rauch schlägt nach der Seite des Luftzuges.

SV *Versuch:* Wir wiederholen den Versuch, stülpen aber einen weiten, oben offenen Zylinder über die Flammen. Der Rauch hat nur einen Weg, die Späne verglimmen aber bald.

SV *Versuch:* Wir legen die Holzspäne auf einen Eisenrost und stülpen nach dem Anzünden den Zylinder darüber. Sie verbrennen jetzt mit heller Flamme und der Rauch schlägt oben aus dem Zylinder heraus. Setzen wir an den Zylinder ein mehrfach gebogenes engeres Rohr an, so wird es heiß, erwärmt die umgebende Luft und die schließlich heraus tretenden Verbrennungsgase sind stark abgekühlt.

Auf diesem Prinzip beruhen unsere Ofenanlagen: Das Brennmaterial liegt auf einem Rost, durch den genügend Luft hindurchgeführt werden kann, die Verbrennungsgase werden durch mehrfache „Züge“ schließlich dem Schornstein zugeführt.

Hat jeder zu beheizende Raum seine eigene Heizanlage, so spricht man von **Einzelheizung**, bei Beheizung mehrerer Räume durch eine Heizanlage von **Zentral-(Sammel-)Heizung**.

Bei der Sammelheizung werden nicht die Verbrennungsgase in Röhren von der Heizanlage im Erdgeschoß oder Keller in die Wohnräume geleitet, sondern durch die Feuerungsanlage gewonnene heiße Luft — Luftheizung —, oder heißes Wasser — Warmwasserheizung, oder Wasserdampf — Dampfheizung — erwärmen die Zimmer.

Bei der Verbrennung entsteht ganz allgemein Kohlendioxyd, CO_2 , das dem Schornstein entweicht; bei ungenügender Verbrennung jedoch auch noch Kohlenoxyd, CO .

Bei der offenen Verfeuerung der fossilen Kohlen werden kostbare Bestandteile in Ummenge nutzlos durch den Schornstein gejagt, womit überdies die Luft durch Rauch und Ruß verschlechtert wird. Das Ideal wäre: erst alle wirtschaftlich wertvollen, nutzbaren Bestandteile aus den Kohlen herauszuziehen und ihre Reste dann rauchlos zu ver-

brennen. Wissenschaft und Technik sind bemüht, diesem Ideal nahe-zukommen. Die Anfänge einer Lösung der Frage liegen weit vor unserer Zeit. Sie wurden angeregt durch Fortschritte der Eisenhüttenkunde. Als die Hochöfen größer und die Waldbestände knapper wurden, versuchten die Eisenhüttenleute an Stelle der teuer werdenden, leicht zerdrückbaren Holzkohle die natürliche Steinkohle zu benutzen. Ohne weiteres war das nicht möglich, weil die Kohlenmassen in der Hitze oft zusammenbackten und damit den Ofengang störten. Zugleich machte ihr Schwefelgehalt das Eisent schlecht. Man lernte diesen Übeln zu begegnen, indem man das Schwelverfahren der Holzkohlen brennenden Köhler sinngemäß auf Steinkohlen übertrug; die Steinkohlen wurden verkocht, indem man sie heftig erhitzte, ohne daß sie verbrennen konnten. Dicke Schwaden entwichen; es hinterblieb ein poröser, harter **Koks** von hohem Heizwert. Gleichzeitig erhielt man **Teer** und **Pech**. Obgleich Teer und Pech auch verwendbar waren, kam es den Hüttenleuten zunächst nur auf den Koks an.

Selbst ein so umfassender Geist wie Goethe spottete über die kühnen, weitreichenden Gedanken eines Chemikers, eines „Kohlenphilosophen“, den er als junger Student beim brennenden Berge von Duttweiler in der Nähe Saarbrückens aufgesucht hatte: „Hier fand sich eine zusammenhängende Ofenreihe, wo Steinkohlen abgeschwefelt und zum Gebrauch bei Eisenwerken tauglich gemacht werden sollten; allein zu gleicher Zeit wollte man Öl und Harz auch zu Gute machen, ja sogar den Ruß nicht missen, und so unterlag den vielfachen Absichten alles zusammen“. (*Dichtung und Wahrheit*, zweiter Teil, zehntes Buch). Was „das hagere, abgelebte Männchen in einem Schuh und einem Pantoffel, mit herabhängenden, vergebens wiederholt von ihm heraufgezogenen Strümpfen“ gewollt hatte, verdiente wahrlich keinen Spott. Als Goethe sein herbes Urteil niederschrieb, da war es bereits durch Tatsachen gerichtet.

§ 36. Die Flamme.

Versuch: Lassen wir aus dem weiten Rohr eines Daniellschen SV Hahnes (§ 13) oder einer Gebläselampe (Abb. 70) Leuchtgas brennen, so erhalten wir eine flackernde, leuchtende Flamme. Halten wir einen kalten Porzellanscherben hinein, so wird er schwarz von Ruß. Stellen wir die Gaszufuhr so ein, daß die Flamme ganz klein und ruhig wird, so ist im Innern ein dunkler Kern, darüber ein leuchtender Kegel und um diesen ein sehr lichtschwacher blauer Saum zu erkennen.

Ein gleiches Bild zeigt eine **Kerzenflamme** (Abb. 71). Legen wir ein paar Sekunden lang ein Stückchen Holz durch eine Kerzenflamme oder Gasflamme, so wird es an den Stellen, wo es den blauen SV Saum (*bcd*) durchquert, durch Anbrennen schwarz, während es im

Innern, in dem dunklen Kern (aa') unverändert bleibt. In der leuchtenden Zone (efg) wird ein Porzellanscherbe schwarz von Ruß.

Beim Anzünden einer Kerze wird durch die Hitze der Streichholzflamme etwas Wachs, Stearin, Palmitin, allgemein etwas Kerzenstoff geschmolzen. Dann saugt der lockere Docht mit seinen Haarröhrchen etwas Flüssigkeit aus dem kleinen Teich in die Höhe. In der heißen Nähe des brennenden Zündholzes vergast ein Tröpfchen am oberen Dochtende und wird zersetzt wie trockene Pflanzenteile im Probierglas (§ 2). Das entstehende Gas wird entflammt. Was bei der Zersetzung an Kohle entsteht, glüht erst auf und wird dann ebenfalls

Abb. 70.



Abb. 71.



Abb. 72.



verbrannt: der dunkle Kern ist das neu gebildete, noch unverbrannte Gas aus dem Kerzenstoff; der helle Kegel ist brennendes Gas, in welchem zahllose Kohleteilchen glühen; der schmale, blaue Saum ist die Brennzzone des Kohlenstoffs. Ist die Kerze einmal in Brand, dann geht das Schmelzen, Flüssigkeitsaufsteigen, Vergasen, Zersetzen von selbst weiter.

Ist diese Annahme richtig, dann muß Einblasen von Luft oder Sauerstoff durch rasch werdendes Verbrennen den leuchtenden Kegel einer Flamme zum Verschwinden bringen.

SV Versuch: Wir drücken mit dem Blasebalg Luft durch das enge Rohr der Gebläselampe in die lange, leicht rußende, wenig heizende Gasflamme hinein. Sie wird kleiner, blau mit grünlichem Innenkegel und sehr heiß.

Auf Grund dieser Erkenntnis hat **Bunsen** seinen berühmten Brenner gebaut (Abb. 72). Beim Bunsenbrenner durchströmt das Gas eine kleine Gaskammer und tritt aus ihr durch eine feine Düse in das Brennerrohr, das unten mehrfach durchbrochen und mit einem

drehbaren, durchlochten Ringe versehen ist. Wird der Ring gedreht, so können die Öffnungen des Brennerrohres abwechselnd geöffnet und geschlossen werden. Das Gas wird bei geschlossenen Löchern oben am Brennerrohr entzündet, es brennt dort mit flackernder, leuchtender Flamme, in der ein Porzellanscherben berußt wird und ein Platindraht nicht zum Glühen kommt. Werden die Löcher durch Drehen des Ringes geöffnet, so saugt der Gasstrom durch die Öffnungen Luft mit empor; die Gasflamme wird kürzer, ruhiger, nicht leuchtend und sehr heiß; ein Platindraht wird in ihr schnell glühend. Wird die Gaszufuhr verringert, so wird die Flamme rauschend und schlägt schließlich durch, d. h. die Mischung aus Luft und Gas besitzt ein Mischungsverhältnis, bei dem bereits Explosion eintreten kann, es fährt die Flamme durch das Brennerrohr bis hinunter zur Düse, wo fortan das Gas zum Schaden des ganzen Gerätes weiterbrennt, wenn es nicht ganz abgesperrt und hierauf ordnungsmäßig neu entzündet wird. In ähnlicher Weise sind andere Brenner gebaut, z. B. der Teclubrenner (vgl. Abb. 17). Auch die Brenner der Gaskochherde sind im Grunde nichts anderes als besondere Formen von Bunsenbrennern; ebenso die Brenner an den Gasglühlampen.

§ 37. Beleuchtung. Leuchtgas.

Während es bei der Heizung darauf ankommt, den Brennstoff restlos zu verbrauchen und eine Flamme von hoher Heizkraft zu erlangen, will man bei der Beleuchtung eine Flamme hoher Leuchtkraft haben. Im einfachsten Falle erzielt man solche Flammen, in denen — wie bei der Kerzenflamme — unverbrannte Brennstoffteilchen glühen. Auf diesem Prinzip beruhen denn auch die ältesten Arten der Beleuchtung.

Der brennende Kienspan, der bis in das Mittelalter hinein benutzt wurde, wurde abgelöst von dem schon im Altertum bekannten Öllämpchen, das bis zur Mitte des vorigen Jahrhunderts im Gebrauch war.

Versuch: Wir stecken durch die Bohrung eines Korks ein dünnwandiges Metallröhrchen und ziehen einen Baumwollfaden hindurch, der am oberen Ende 3 mm hervorragt. Wir lassen den Kork in Öl schwimmen. Entzünden wir den „Docht“, so haben wir eine kleine Öllampe (Nachlicht).

Im Mittelalter kam der Gebrauch der Kerzen auf, bei denen statt des flüssigen Fettes feste Fettmassen verbrannt, besser „vergast“ werden.

Einen bedeutsamen Fortschritt bedeutete für die Beleuchtung das **Petroleum**, das seit Mitte des vorigen Jahrhunderts in großen Mengen aus der Erde gewonnen und nutzbar gemacht wird. Haupt-

erzeuger sind die Vereinigten Staaten von Nordamerika (Pennsylvanien, Ohio) und Rußland (Kaukasusgebiet).

Das Petroleum ist wahrscheinlich ein Zersetzungsprodukt organischer Stoffe, das sich in tieferen Erdschichten in großen Mengen angesammelt hat. Mit dem Petroleum zusammen entströmen den Bohrlöchern große Gasmengen, unter denen sich auch Methan befindet.

Das erbohrte **Rohpetroleum**, ein Gemisch verschiedener Kohlenwasserstoffe, muß gereinigt und in verschiedene Anteile getrennt werden. Zu dem Zwecke destilliert man es bei stufenweise ansteigenden Temperaturen und fängt jedes Destillat gesondert auf (fraktionierte Destillation). Der flüchtigste Bestandteil ist das bekannte **Benzin**. Die letzte Destillation mit überhitztem Wasserdampf liefert Schmieröle und Vaseline.

Da das **Leuchtpetroleum** des Handels bei 21° brennbare Gase entwickelt, so ist es recht feuergefährlich, denn diese Temperatur kann in der Nähe eines Ofens oder an einem warmen Sommertage leicht erreicht werden.

SV *Versuch:* Wir stellen ein flaches Schälchen mit einigen Tropfen Petroleum in Wasser von 40°. Bei Annäherung eines brennenden Streichholzes entzündet sich das vergaste Petroleum.

Aus diesem Grunde darf in eine brennende Petroleumlampe niemals Petroleum nachgefüllt werden.

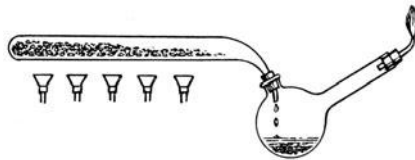
Eine ganz neue Grundlage erhielt das Beleuchtungswesen durch die Entdeckung, daß bei der Kokerei nicht nur Pech und Teer, sondern auch brennbare Gase entstehen.

Das Auftreten brennbarer Gase war schon lange bekannt, aber bis zum Ende des 18. Jahrhunderts wußte es niemand zu nutzen. Um diese Zeit begannen in Deutschland, Holland und England unabhängig voneinander verschiedene weitsichtige Männer mit den Gasen, die beim Erhitzen von Holz und von Kohle entweichen, größere Räume zu erleuchten. In England, wo alles Denken aufs Praktische gerichtet ist, fand das **Leuchtgas** rasch Eingang und von dort zog es bald im Siegeslauf zum Festland hinüber. Es wurde dem Kulturmenschen so wertvoll, daß um seinetwillen Leuchtgaswerke entstanden, für welche das Gas Hauptprodukt wurde, während für die Kokereien der stärker entgaste Koks die Hauptsache und das geringwertigere Gas Nebenprodukt ist. Im Jahre 1925 erzeugten die deutschen Leuchtgaswerke 3 Milliarden Kubikmeter Leuchtgas, die Kokereien des Ruhrgebiets fünfmal soviel.

In seinen Grundzügen ist das Verkoken und Gasmachen schon mit einfachen Mitteln nachzuahmen.

Versuch: Ein einseitig geschlossenes, schwer schmelzbares Rohr *LV* wird mit zerkleinerter Gaskohle gefüllt, darauf an der Gebläseflamme (*SV*) zu einer gebogenen Spitze ausgezogen und mit einer Vorlage verbunden, die ein aufwärts gekrümmtes, kurzes Glasrohr trägt (Abb. 73). Wird die Kohle mit einem Reihenbrenner erhitzt, so entstehen erst dicke weiße, dann gelbe Nebelschwaden, die als schwere Massen in der Vorlage zu Boden sinken. Nach kurzer Zeit (erst Knallgasprobe!) kann man das aus der Spitze des äußeren Rohres ausströmende Gas entzünden, das mit helleuchtender Flamme brennt. In der Vorlage schichten sich zwei Flüssigkeiten übereinander: schwerer, dunkler Teer und helles, leichtes Ammoniakwasser. (Nach dem Versuch ist die Vorlage sofort zu reinigen, weil die Teerreste verharzen und dann kaum noch zu entfernen sind.)

Abb. 73.



Ein **Leuchtgaswerk** ist ein recht umfangreicher Betrieb. In Muldenkippern werden die Kohlen vom Lager zum Brecher gefahren, der die groben Stücke in walnuß- bis faustgroße Teile zertrümmert. Auf mechanischem Wege werden mit den Kohlen Retorten oder schmale senkrechte Kammern beschickt, die in einem Ofenraum (Abb. 74) liegen.

Beheizt werden die fest verschlossenen Retorten in modernen Betrieben mit Generatorgas. Sind die Kohlen hinreichend entgast — in Retorten durchschnittlich nach sechs Stunden, in Kammern nach zwölf Stunden —, so werden an den Retorten (*b*) die Verschlußklappen (*c*) geöffnet und die Koksmassen mit Stangen herausgeholt. Sie fallen nicht von selbst die schiefe Ebene hinab, weil die Kohlen sich beim Entgasen aufblähen und dadurch fest an die Wände pressen. Der glühende Koks wird mit kaltem Wasser abgelöscht. Aus einer Retorte wird der glühende Koks bei *i* (Abb. 74) unmittelbar in den Heizraum (*g*) gestürzt (Abb. 75), zu dem eine genau bemessene Menge Luft hinströmt. Sie ist vorher in den heißen Ofenwänden auf und ab geführt worden, um die Abwärme auszunutzen und die Hitze im Ofen so hoch wie möglich zu machen. Der Luftzug wird so geregelt, daß der Koks nur zu Kohlenoxyd verbrennen kann. Zu dem Generatorgas, dem Gemisch aus Kohlenoxyd und Luftstickstoff, wird in der Höhe der Retorte wiederum vorgewärmte Luft geleitet, so daß die Retorten von heißen Flammenzungen umspült sind. Auf diese Weise können die Retorten nicht verschlacken wie beim Feuern auf gewöhnlichem Rost; es wird bedeutend an Heizstoff gespart und dennoch die Hitze höher getrieben, als es beim einfachen Rostfeuer möglich wäre.

in welche jedes umgebogene Steigrohr mündet, wird der Hauptanteil Teer, sowie Wasser und ein Teil des Ammoniaks abgesetzt. Das Gas, das durch das Hauptrohr aus dem Ofenhaus (Abb. 76, *a*) fortzieht, muß von seinen unangenehm riechenden und teilweise giftigen Begleitern gereinigt werden. Es durchstreicht zunächst hohe Luft- und Wasserkühler (*b*), und hierauf, durch eine Pumpe (*c*) angesaugt, eine ganze Anzahl besonderer Geräte:

Teerschneider (*d*), Ammoniakwäscher (*e*), Naphthalinwäscher (*h*), Cyanwäscher und zuletzt noch Trockenreiniger (*i*), welche den Schwefelwasserstoff und den Rest des Cyans (eine höchst giftige Verbindung des Kohlenstoffs mit Stickstoff) zurückhalten (Abb. 76). Dann geht es durch die Meßuhr (*k*) zum Hauptgasometer (*l*), der es nach Bedarf an kleinere Behälter zum Verbrauch abgibt. Von diesen wird es durch eine Hauptuhr, einen Vordruck- (*m*) und einen Feindruckregler (*n*) in das Straßenrohrnetz den Abnehmern zugeschickt. Der Teer fließt in die Teergrube (*s*).

Die Nebenprodukte der Gaswerke wie der Kokereien sind sehr begehrte Stoffe.

Aus dem **Ammoniakwasser** wird durch gebrannten Kalk das Ammoniakgas ausgetrieben und dann mit Schwefelsäure zu Ammoniumsulfat gebunden oder an einem elektrisch geheizten Platindrahtnetz mit Luftsauerstoff zu Salpetersäure verbrannt.

Das **Naphthalin**, ein fester, stark riechender Kohlenwasserstoff (Mottenpulver), wird neuerdings mit weiterem Wasserstoff verbunden und dadurch in eine wasserhelle Flüssigkeit, das Tetralin, verwandelt, das hauptsächlich in der Lackindustrie als Ersatz für französisches Terpentin gebraucht wird.

Der **Teer**, ein Gemisch zahlreicher Stoffe, deren man bis jetzt rund 150 kennt, wird durch fraktionierte Destillation in verschiedene Anteile zerlegt (Benzol, Toluol, Xylol, Anthracen, Phenol, Kresol usw.), welche

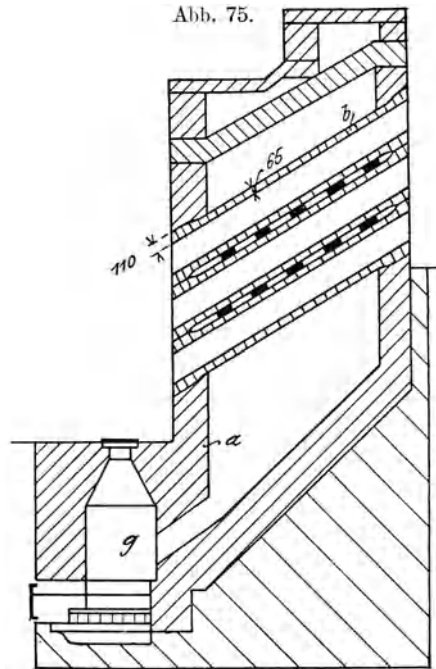
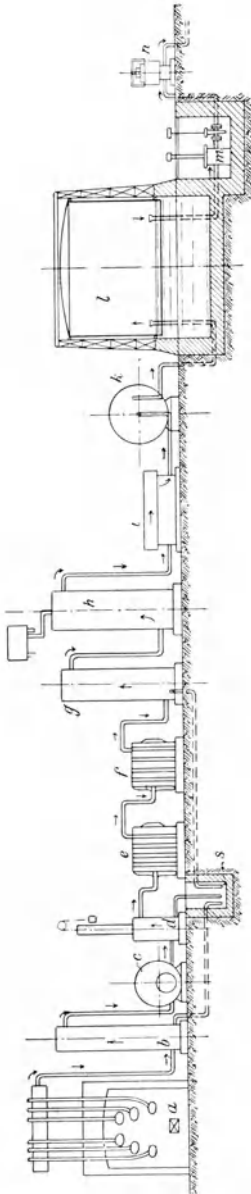


Abb. 76.



die Rohstoffe für unsere hochentwickelte, unübertroffene Farben- und Heilmittelindustrie bilden.

Aus der gebrauchten **Trockenreinigungsmasse** werden Schwefel, Schwefelverbindungen und Cyanverbindungen (Blutlaugensalze, Berlinerblau) gewonnen.

Von dem Stickstoff der Kohle werden bei der Destillation nur 15 bis 18% als Ammoniak erhalten, und bei dem heftigen Eingriff durch die hohe Hitze wird mancher wertvolle Stoff, der in der Kohle schlummert, zerstört. Aufgabe der Wissenschaft ist es, die unerschlossenen Schätze der Kohle so vollständig wie möglich für die menschliche Wirtschaft bereitzustellen. Um die Arbeit an dieser Aufgabe zu fördern, ist das Kaiser - Wilhelm - Institut für Kohlenforschung in Mülheim a. d. Ruhr gegründet worden. Dort sind Methoden zum Vergasen der Kohlen bei niederen Temperaturen ausgearbeitet worden. Hierbei entsteht ein dünnflüssiger Teer, Urteer, mit petroleumähnlichen Bestandteilen ohne Naphthalin Gehalt. Nach diesen Methoden werden weit mehr wertvolle Bestandteile aus den Kohlen gewonnen als es bisher möglich war.

Leuchtgas ist etwa halb so schwer wie Luft und breitet sich daher schnell in einem Raume aus. Wegen seines Gehaltes an Kohlenoxyd ist es sehr giftig. Mit Luft gemischt bildet es gefährliches, explosives Knallgas.

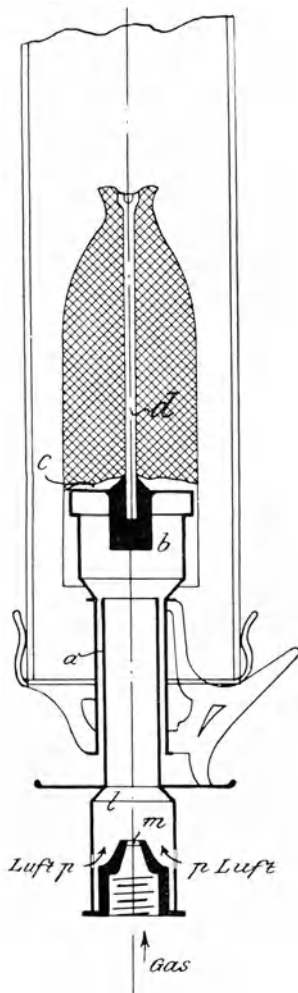
Frei brennend besitzt Leuchtgas nur sehr geringe Leuchtstärke. Es wird als Lichtquelle viel wirtschaftlicher ausgenutzt, wenn man unschmelzbare Oxyde statt des Kohlenstoffs in der heißen Bunsenflamme glühen läßt.

SV Versuch: Wir halten ein dünnes Stäbchen aus Magnesiumoxyd in die nicht leuchtende Bunsenflamme. Wir bemerken ein starkes Glühen. Auf diesem Prinzip beruhen die **Gasglühlichtlampen**.

Auer von Welsbach hatte nach mannigfaltigen Versuchen (1885) gefunden, daß ein Gerüst aus Thoriumoxyd mit 1 % Ceroxyd eine besonders gute Lichtausbeute gibt. Thor und Cer sind seltene Metalle, die Berzelius (gest. 1848) entdeckt und als Elemente erkannt hatte, die jedoch bis zum Ende des 19. Jahrhunderts ohne jeden praktischen Wert blieben. Verächtern des rein wissenschaftlichen Forschens ohne Rücksicht auf etwa mögliche Verwertbarkeit mag ein Ausspruch des Berzelius als Lehre dienen: „In den Wissenschaften ist nichts zu geringe, das nicht erforscht und gekannt zu werden verdiente, und das dem Anschein nach Unbedeutendste, was entschleiert wird, hat einen Wert, der mit der Zeit sehr groß werden kann.“ Das Thorium, dem Berzelius unsägliche Mühe geopfert hatte, ist ein durchschlagender Beweis für die Wahrheit seiner Worte.

Der Auerbrenner (Abb. 77) besteht aus einem Bunsenbrenner (*a*), der in einer Brennerkrone (*b*) einen Stift (*d*) aus Kaolin mit etwas Magnesia trägt (Magnesia allein wäre zu gebrechlich). Auf der Gabel des Stiftes ruht der Glühstrumpf, der aus versponnener Ramiefaser (Ramie ist eine asiatische Nessel) oder Kunstseide gestrickt, mit einer genau berechneten Lösung aus Thoriumnitrat und Cernitrat getränkt, dann nach sorgfältigem Trocknen zu einem feinen Gerüst von Thoroxyd und Ceroxyd verascht und durch Schellack gesteift ist. Beim ersten Anzünden verbrennt zunächst der Schellack mit einer Rußwolke. Gas und Luft treten (bei *m* und *p*) in die Mischkammer (*l*) und brennen über dem feinen Netz (*c*) der Brennerkrone mit heißer, nicht leuchtender Flamme. In ihr leuchtet, richtig eingestellt, der Strumpf mit blendender Helligkeit. Mit der Zeit nimmt die Leuchtkraft ab, weil das Gas aus den Leitungsröhren eine flüchtige Eisenverbindung mitnimmt, die im Strumpfgewebe zu störendem Rost verbrennt.

Abb. 77.



XIV.

Einige wichtige organische Verbindungen.

§ 38. Die Kohlehydrate.

Ohne die Pflanzenwelt wäre Menschen- und Tierleben auf dem Erdball unmöglich. Die grünen Pflanzen entziehen der Luft das erstickende Kohlensäuregas und geben dafür unentbehrlichen Sauerstoff, die Atemluft, wieder ab. Aus dem zurückbehaltenen Kohlenstoff bilden sie mit den Stoffen, die sie aus dem Boden nehmen, die Bestandteile ihrer Leiber, die Menschen und Tieren zur Nahrung dienen. Ohne die Pflanzen müßten Mensch und Tier elend verhungern. Auch die reinen Fleischfresser sind in letzter Linie auf Pflanzen angewiesen. Wenn Gazellen und Giraffen, Schafe und Ziegen keine Pflanzen mehr fänden, dann gebrähe es auch dem Löwen an Nahrung.

Der erste deutlich nachweisbare Stoff, den die Pflanzen bilden, ist die **Stärke**. Sie ist der Hauptbestandteil der Kartoffelknollen und der Getreidekörner (Abb. 78 und 79) und in ihnen mit dem Mikroskop leicht zu erkennen.

Zum chemischen Nachweis benutzt man das **Jod**¹⁾, einen festen Stoff, der beim gelinden Erwärmen sublimiert und dabei veilchenfarbene Dämpfe bildet. Jod ist in seinem chemischen Verhalten dem Chlor sehr ähnlich; es stammt aus der Asche von Meerespflanzen und aus den Rückständen beim Reinigen des Chilesalpeters. In geringen Mengen ist es in der Schilddrüse am Kehlkopf der Menschen und Tiere enthalten.

- SV *Versuch:* Reines Jod, das nicht mit den Fingern berührt wurde, wird von destilliertem Wasser nur spurenweise zu einer schwach gelblichen Flüssigkeit gelöst, hingegen reichlich in Alkohol oder Äther mit brauner Farbe. Diese Lösungen dienen als örtliche Desinfektionsmittel.
- SV *Versuch:* Quillt man etwas Stärke mit warmem Wasser auf und fügt nach dem Abkühlen zu dem dünnen Kleister ein paar Tropfen verdünnter Jodlösung, so entsteht eine tiefblaue Farbe, die beim Erhitzen blaß wird, einen Stich ins Rötliche bekommt und dann völlig verschwindet. **Jodlösung ist ein Reagens auf Stärke.**
- SV *Versuch:* Wir untersuchen mit dieser Probe Kartoffelknollen und Getreidekörner durch etwas abgeschabte Substanz.
- SV *Versuch:* Ein frischgrünes Blatt einer Brennessel, des Hollunders oder sonst einer Pflanze wird im grellen Sonnenlicht gepflückt,

¹⁾ Griechisch = veilchenfarben.

in Wasser gekocht, damit die Zellwände springen und den Zellinhalt freigeben, und dann mit warmem Alkohol von seinem grünen Farbstoff befreit. Der gelbe Blattüberrest wird in verdünnte Jodlösung gelegt. Nach kurzer Zeit ist das Blatt blau gefärbt. Zum Vergleich wird der Versuch mit Blättern wiederholt, die früh am Morgen vor Sonnenaufgang gepflückt worden sind oder längere Zeit in tiefem Schatten gestanden haben. In ihnen tritt durch Jod keine blaue Farbe auf oder höchstens nur in den Blattadern, den Wegen, auf denen die Stärke aus den Laboratorien, den grünen Blattzellen, zu den Nahrungsspeichern der Pflanzen fortgeführt wird.

Stärke ist ein **Kohlehydrat**, das bedeutet eine Verbindung des Kohlenstoffs mit Wasserstoff und Sauerstoff in dem Mengenverhältnis, in dem diese beiden Stoffe Wasser bilden. Sie ist für Mensch und Tier nicht unmittelbar aufnehmbar, denn es können nur solche Stoffe unmittelbar im Körper verwertet werden, die löslich sind und in gelöster Form die Zellwände leicht durchdringen. Stärke wird im Körper zuerst in Zucker verwandelt.

Auch die verschiedenen **Zuckerarten** sind **Kohlehydrate**. Kauen wir ein Stückchen trockenes Brot oder eine gekochte Kartoffel einige Minuten lang, so wird der Speisebrei im Munde süß.

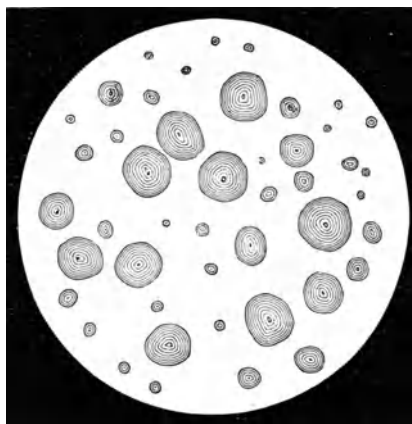
Versuch: Sammeln wir etwas dünnflüssigen Speichel in einem SV Glase, vermischen ihn mit dünnem Stärkekleister und lassen die

Abb. 78.



Kartoffelstärke.

Abb. 79.



Weizenstärke.

Mischung eine Viertelstunde lang im Wasserbad mit annähernd Körpertemperatur stehen, so gibt eine Probe des Gemisches mit ein paar Tropfen Fehlingscher Lösung (ein Gemisch aus Kupfersulfat und weinsaurem Natriumkalium) beim Erwärmen ein gelbes bis rötliches Pulver. Eine Vergleichsprobe mit Stärkekleister ohne Speichel oder mit nüchternem Speichel allein verändert die blaue Farbe der Fehlingschen Lösung nicht. Eine Probe Traubenzuckerlösung gibt den gleichen Niederschlag.

Fehlingsche Lösung ist ein Reagens auf Traubenzucker. Diese Probe ist in der Heilkunde wichtig, weil bei einer noch unaufgeklärten Erkrankung des Nervensystems im Menschenharn Zucker auftritt (Zuckerharnruhr), was beim Außerachtlassen ärztlicher Vorschriften — es dürfen keine Kohlehydrate genossen werden — zum vollständigen Zerfall des Körpers führt.

Zucker, welcher Art er auch sei, Rohrzucker, Rübenzucker, Milchezucker, Malzzucker, Traubenzucker, Fruchtzucker, wird als Betriebsstoff und Heizstoff im Körper verbrannt. Das Zeitalter der Griechen und Römer hat den starken Verbrauch reinen Zuckers nicht gekannt; zu jener Zeit deckten die Menschen ihren Süßstoffbedarf durch Honig und süße Früchte. Mit der genauen Kenntnis des Zuckerrohrs kam der Zuckerbedarf, der langsam anstieg, bis er im 20. Jahrhundert eine ungeahnte Höhe erreichte.

Zur Zeit Friedrichs des Großen fand der Chemiker Marggraf in Berlin, daß die Rüben die gleiche Art Zucker enthalten wie das tropische Zuckerrohr. Sein Vorschlag, aus Rüben technisch in großem Maßstab Zucker zu gewinnen, wurde von seinem Schüler Achard in die Tat umgesetzt. Aber die erste Zuckerfabrik in Kunern bei Breslau ging wieder ein, als England nach Aufhebung der Napoleonischen Kontinentalsperre seine aufgestapelten Vorräte an Kolonial-Rohrzucker billig auf den Markt warf. Doch der Versuch war gemacht und hatte Erfolg versprochen. Mit zäher Ausdauer wurde an dem Plan festgehalten, diese Industrie wieder ins Leben zu rufen. Es gelang. Vor dem Kriege lieferte Deutschland mehr als ein Fünftel des Weltbedarfs an Zucker, der aus einem Genußmittel zu einem Nahrungsmittel aller Bevölkerungsschichten geworden ist.

Die Rüben werden sofort nach der Ernte rasch verarbeitet. Sie werden durch Maschinen gereinigt, gewogen und in fingerlange, dünne Schnitzel zerschnitten, die durch langsam anwärmendes Wasser im Gegenstrom ausgelaugt werden. Die ausgelaugten, eiweißreichen Schnitzel sind ein wertvolles Viehfutter, das durch Trocknen haltbar gemacht wird. In dem rohen Zuckersaft werden die Pflanzensäuren durch Kalkmilch gebunden und unschädlich gemacht, zugleich wird gelöstes Eiweiß zum Gerinnen gebracht. Unvermeidlich wird dabei

stets etwas Zucker an Kalk gebunden und muß durch Einleiten von Kohlensäuregas wieder frei gemacht werden. Außerdem wird die Masse durch Einleiten von Schwefeldioxyd geklärt, wobei sorgfältig vermieden werden muß, daß die Flüssigkeit sauer wird, weil Säuren den Rübenzucker (Rohrzucker) aufspalten. Filterpressen trennen den Scheideschlamm vom klaren Dünnsaft, der im luftverdünnten Raum zu Dicksaft und weiter zur Füllmasse verkocht wird. In Schleudermaschinen (Zentrifugen) wird die Mutterlauge, der **Sirup**, von den festen, bräunlich-gelben Kristallen des Rohrzuckers abgeschleudert, der in besonderen Raffinerien durch Auflösen der Verunreinigungen und durch Filtrieren und Abpressen, sowie durch nochmaliges Eindampfen und Kristallisieren gereinigt wird.

Wie das Kochsalz in geringen Mengen lebensnotwendig, in konzentrierter Form aber lebensgefährlich ist (§ 21), so wirkt auch der nahrhafte Zucker in konzentrierter Form lebenshemmend: die Zuckerkristalle werden von Schimmelpilzen nicht angegriffen. Aber jede Hausfrau weiß, daß die zuckerhaltigen Säfte und die süßen Früchte, die sie einkochte, dem Verderben ausgesetzt sind, wenn nicht die Gärungserreger und Schimmelpilze ferngehalten werden.

§ 39. Die Gärung. Alkohole.

Die Erreger der Gärung sind Hefepilze (Abb. 80), die sich sehr rasch durch Sprossung und Teilung vermehren, den Zucker verzehren und in **Alkohol** und **Kohlensäuregas** verwandeln.

Versuch: Wird eine Kleinigkeit Honig oder etwas Traubenzucker SV in Brunnenwasser gelöst und mit wenig untergäriger Hefe versetzt, so tritt bei sommerlicher Wärme innerhalb weniger Stunden ein Schäumen, ein Auf- und Niedersteigen der Hefeteilchen ein, während durch eine vorgeschaltete, kalkwasserhaltige Waschflasche Kohlensäuregasblasen hindurchperlen: die Flüssigkeit gärt.

Versuch: Die so gewonnene Flüssigkeit wird nach einigen Tagen von dem Bodensatz abgossen und in eine Kochflasche gefüllt, die im verschließenden Stopfen eine Glasröhre von ungefähr 1 m Länge trägt. Wird der Flascheninhalt erhitzt, so verdampfen Alkohol und Wasser, aber dieses rinnt, durch die Außenluft gekühlt, ständig in den Kolben zurück, während die Alkoholdämpfe (Siedepunkt des reinen Alkohols 78°) nach oben steigen und entzündet werden können.

Abb. 80.



SV

Während die eingemachten Früchte gegen den Willen des Menschen vergären, ruft er willkürlich die Gärung hervor, wenn er **Wein, Bier, Branntwein** herzustellen wünscht. Dabei werden im Most die Zuckermassen der Weinbeeren und des Obstes, in der Bierwürze der Malzzucker der gekeimten Gerste und in der Kartoffelmaische die verzuckerte Stärke in Alkohol verwandelt.

Der bei der alkoholischen Gärung entstehende Alkohol ist „**Äthylalkohol**“ (C_2H_5OH). Die folgende Tabelle gibt einen Überblick über den Alkoholgehalt der alkoholischen Getränke:

Name	Alkoholgehalt Proz.
Bier	3—4
Wein	7—8
Südweine	12—18
Obstweine	8—15
Branntwein	33—60
Kognak	

Alkohol wird nicht nur zu Genußzwecken hergestellt, viel wichtiger ist seine Verwendung in Technik, Industrie und Medizin. Dieser Alkohol wird aus Kartoffeln hergestellt, außerdem aus den Sulfitaugen der Zellstoffwerke. Auch aus seinen Elementen wird er auf dem Umweg über Calciumcarbid aufgebaut. In Zukunft wird diese Synthese wahrscheinlich ein Einsparen vergärbaren Nahrungsmittel ermöglichen.

Reiner Alkohol und alkoholische Getränke sind mit einer hohen Steuer belastet. Für technische Zwecke als Brennspritus, als Lösemittel für Farben und Lacke, als Treibmittel für Maschinen wird der Alkohol mit unangenehm riechenden und schmeckenden Stoffen vergällt.

Alkoholische, berauschende Getränke werden überall auf dem Erdball gebraut, auch bei ganz niedrig stehenden Völkern. Alkohol ist ein Nervengift; sein Genuß, namentlich der regelmäßige Genuß, bedeutet eine schwere Gefahr für die Gesundheit. Ganz besonders schädlich ist er für unerwachsene Personen. Einen Nährwert besitzt er nicht. Der Alkoholgenuß, vornehmlich der Schnapsgenuß, bedeutet auch einen unermesslichen Schaden für das Volkswohl, denn die meisten Verbrechen und Vergehen werden im Alkoholrausch begangen.

In den Nahrungsmitteln des Menschen müssen als Nährstoffe **Kohlehydrate, Fette, Eiweiß** und **Salze** enthalten sein. Von ihnen besitzt das Getreidekorn in seinem Innern hauptsächlich Kohlehydrate in Form von Stärke und unterhalb der unverdaulichen Zellstoffe seiner Hülle Eiweiß, sogenannten Kleber; daneben sind Zucker,

Fett und Nährsalze vorhanden. In der Mühle werden zunächst die unverdaulichen Zellstoffhüllen entfernt, die als Kleie ein wertvolles Viehfutter abgeben, weil die Zellhäute nicht restlos von den Nährstoffen getrennt werden können. Dann wird das Korn zu Mehl vermahlen. Weißes Mehl entsteht, wenn die äußeren Kornschichten weitgehend entfernt werden; graues hingegen, wenn von ihnen viel in das Mahlgut kommt. Die äußeren Schichten ganz zu entfernen, ist unzweckmäßig, weil sie reich sind an Eiweiß, dessen Beschaffenheit die Backfähigkeit bedingt, und dessen Vorhandensein den Nährwert erhöht.

Zum **Brotbacken** wird aus Mehl, Wasser und Salz — beim Weißbrot auch Milch — ein Teig angerührt, der nach Zusatz von Hefe und nach kräftigem Durchkneten einige Zeit in der warmen Backstube stehen muß. Die Hefe ruft in dem Teig eine Gärung hervor, sie erzeugt Alkohol und Kohlensäuregas. Dabei geht der Teig durch die Gasblasen auf. Er wird dann in abgewogene Stücke geteilt, zu Broten geformt, in den Ofen geschoben und bei 200 bis 250° gebacken. In der Backhitze lockert die starke Ausdehnung der Gasmassen das Brot auf und macht es damit leicht verdaulich und bekömmlich; der Alkohol verdampft, und die Hefe wird abgetötet. Gleichzeitig wird eine solche Menge Wasser gebunden, daß 100 g Mehl etwa 125 g Brot ergeben. An der Oberfläche entsteht eine glänzendbraune, knusprige Kruste, die reich ist an süß schmeckendem **Dextrin**. Statt der Hefe wird namentlich für Graubrot und Schwarzbrot auch **Sauerteig** genommen, ein Teigrest vom letzten Backtag. Sauerteig enthält außer Hefepilzen auch Milchsäurebakterien, die eine saure Gärung hervorrufen.

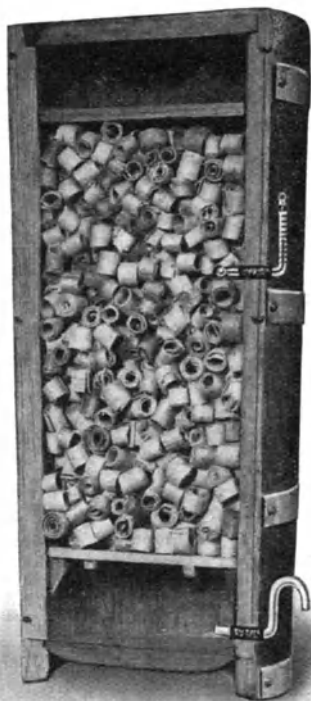
Weißbrot wird aus Weizenmehl bereitet, Graubrot und Schwarzbrot aus Roggenmehl. Nordländer essen auch Gerstenbrot und Haferbrot. Pumpernickel ist ein ungesäuertes Brot, das bei gelinder Hitze 24 Stunden lang gebacken wird, wobei ein großer Teil der Stärke in süß schmeckende Dextrin- und Zuckermassen verwandelt wird. Graubrot und Schwarzbrot sind schwerer verdaulich als Weißbrot. Sie rufen bei manchen Personen Verdauungsstörungen hervor. Es kommt nicht nur auf den Nährwertgehalt unserer Kost an, sondern auch auf ihre Verdaulichkeit.

§ 40. Essig- und Milchsäuregärung.

Läßt man Bier oder Wein offen an der Luft stehen, so werden sie sauer; aus dem Weingeist entsteht Weinessig. Die **Essigsäure** ist die älteste aller bekannten Säuren, sie wird durch Oxydation des Alkohols mit Hilfe eines winzigen Pilzes, des Essigsäurepilzes, gebildet.

Um in kurzer Zeit größere Mengen Essig herzustellen, werden hohe Fässer mit Buchenholzspänen gefüllt, die mit Essigmutter, d.h. Essigpilzen überzogen sind. Von oben her läßt man durch einen feinen Siebboden langsam die alkoholische Flüssigkeit herunterrieseln, während unten durch einen Siebboden Essig abtropft (Abb. 81). Infolge der Lebens-
tätigkeit der kleinen Pilze ist die Temperatur im Faß höher als in der

Abb. 81.



Umgebung — sie soll in der Essigstube 20 bis 25°, im Essigbiller 25 bis 35° betragen —, so daß innerhalb des Gefäßes ständig ein Strom sauerstoffhaltiger Luft emporsteigt, der durch Löcher über dem unteren Siebboden angesaugt wird.

Die starke Essigsäure für technische Zwecke stammt von der trockenen Destillation des Holzes.

Essigsäure greift viele Metalle und Metalloxyde an.

Versuch: Wir befeuchten einen Streifen Kupferblech mit starkem Essig und sehen bald einen grünen Überzug von **Grünspan**. Bei Luftabschluß wird das Kupfer nicht angegriffen.

Versuch: Erhitzt man ein Gemisch von Bleioxyd und starker Essigsäure, so erhält man aus dem Filtrat Kristalle

von essigsaurem Blei, die einen süßen, dann widerlich metallischen Geschmack haben. (Vorsicht!) Das Bleiacetat ist wie alle Bleiverbindungen sehr giftig. Das bekannte „Bleiwasser“ ist eine ähnliche in Wasser gelöste Verbindung.

Allgemein bekannt ist **essigsäure Tonerde**; sie wird durch Auflösen des Aluminiumhydroxyds in Essigsäure erhalten.

Saure Speisen, Obst, Gemüse, die alle etwas Essigsäure oder andere organische Säuren enthalten, dürfen

wohl in Kupfer- und Messingtöpfen gekocht, nicht aber darin aufbewahrt werden, denn die entstehenden Metallsalze sind sehr giftig.

Wir alle wissen, daß an heißen Sommertagen, besonders bei Gewitterneigung, die Milch leicht sauer wird. Das Sauerwerden der Milch beruht auf einer Umsetzung des **Milchzuckers** in **Milchsäure**, wodurch der Eiweißstoff der Milch, das Kasein, zum Gerinnen gebracht wird. Wie die Essigsäuregärung wird auch die Milchsäuregärung durch kleine Lebewesen, die Milchsäurebazillen, hervorgerufen, die ebenfalls bei der Bildung des Sauerkrauts beteiligt sind. Auch im Magensaft finden sich Spuren von Milchsäure.

§ 41. Fette und Seifen.

Je rauer das Klima eines Landes ist, desto mehr Fette werden von den Menschen genossen, weil die Öle, Trane, Schmalz- und Talgarten einen hohen Heizwert haben.

Die natürlich vorkommenden Fette sind keine einheitlichen Stoffe, sondern stets Gemische eigenartiger Verbindungen, die ähnlich gebaut sind wie Salze; nur ist an Stelle eines Metalls der Rest des süßen Alkohols Glycerin mit Säureresten verbunden.

Durch Einwirken von Alkalien werden die Fette zerlegt. Es entstehen durch Wechselersetzung Glycerin und echte Salze, Alkalisalze, die wir Seifen nennen.

Versuch: Wir schmelzen in einem kleinen Becherglas 10 g Palmin SV oder Kokosfett bei gelinder Wärme und lassen zu der Schmelze unter stetem Umrühren 5 ccm starke Natronlauge nach und nach hinzufließen. Nach etwa 15 Minuten ist ein zäher Seifenleim entstanden, der beim Erkalten zu einer harten Seife erstarrt. Eine Probe dieser Seife löst sich in destilliertem Wasser leicht auf und gibt beim Schütteln einen haltbaren, weißen Schaum.

Versuch: Wir schütteln 10 g Leinöl mit 5 ccm starker Kalilauge SV recht kräftig, so daß eine milchartige Trübe, eine „Emulsion“ entsteht. Unter dauerndem Umrühren erhitzen wir die Masse mäßig stark in einer Porzellanschale $\frac{3}{4}$ Stunden lang und setzen während dieser Zeit nach und nach noch 15 ccm Kalilauge und so viel destilliertes Wasser hinzu, daß der Verdampfungsverlust ersetzt wird. Nach dem Erkalten erhält man eine braune, gallertige Schmierseife, die nicht fest wird. Eine Probe gibt mit destilliertem Wasser einen starken, kleinblasigen Schaum.

Natronseifen sind fest: **Kernseifen**; **Kaliseifen** sind weich: **Schmierseifen**.

Um das Glycerin von der Kernseife zu trennen, muß man aussalzen.

- SV *Versuch:* Aus etwas Fettabfall und Natronlauge wird ein Seifenleim gekocht und dann mit der gleichen Menge konzentrierter Kochsalzlösung verrührt. Es entsteht ein fester Seifenkern und darunter eine glycerinhaltige Salzlauge.

In Gegenwart von Salz sind die Seifen wasserunlöslich. Deshalb kann Meerwasser nicht zur Wäsche benutzt werden. Am geeignetsten für die Wäsche ist Regenwasser.

- SV *Versuch:* Zwei kleine Proben Ruß werden mit Leitungswasser und zum Vergleich mit Seifenlösung tüchtig durchgeschüttelt. Die Seifenlösung wird ganz gleichmäßig schwarz; aus dem gewöhnlichen Wasser scheiden sich beim Stehen die Rußteilchen wieder aus. Auf Zusatz von Salz wird auch in der Rußseifenlösung der Ruß abgeschieden.

- SV *Versuch:* Zu einer wässrigen Seifenlösung werden ein paar Tropfen Öl gegossen, dann wird tüchtig geschüttelt. Das Öl wird in allerfeinste Tröpfchen zerteilt, es entsteht eine Milch, eine Emulsion, die auch nach wochenlangem Stehen nur teilweise wieder aufrahmt. Auf Zusatz von Salz werden Seifenflocken und Öltropfen ausgeschieden.

- SV *Versuch:* Etwas käufliche Seife wird in destilliertem Wasser gelöst und dann mit rotem Lackmuspapier geprüft. Die Flüssigkeit reagiert alkalisch.

Diese drei Versuche geben einen Hinweis auf die Waschwirkung der Seifen. Ihre alkalische Reaktion bewirkt ein Quellen der organischen Gewebe; der Schmutz, der wesentlich in dem ausgeschiedenen Fett der Hautdrüsen lagert, wird dabei aufgelockert und mit dem Fett in Emulsion gebracht. Gründliches Spülen mit Wasser beseitigt die aufgeschwemmten Fett- und Schmutzteilchen.

§ 42. Die Eiweißstoffe.

Jedes Leben ist an Eiweiß gebunden, weil das Protoplasma der Zellen aus Eiweiß besteht.

Die Eiweißarten enthalten Kohlenstoff, Wasserstoff, Sauerstoff und Stickstoff; einige enthalten außerdem Schwefel, andere auch Phosphor. Ihre Zusammensetzung ist sehr kompliziert. Durch die neueren Forschungen, besonders des bekannten Chemikers Emil Fischer, ist manches Rätsel ihrer Zusammensetzung aufgeklärt.

- SV *Versuch:* Wir kochen eine wässrige Lösung von Eiweiß längere Zeit mit Kalilauge. Wir bemerken Ammoniakgeruch und können das Ammoniak mit Lackmus nachweisen. Im Eiweiß ist also Stickstoff vorhanden.

Auf das Vorhandensein von Schwefel können wir durch das Entstehen von Schwefelwasserstoff in faulenden Eiern schließen.

Versuch: Wir kochen eine Eiweißlösung; sie gerinnt. Das gleiche SV geschieht durch Salpetersäure.

Versuch: Wir kochen etwas frische Milch. Sie gerinnt nicht, SV wohl aber durch den Zusatz einer Säure.

Während also Hühnereiweiß durch Kochen gerinnt, wirkt Siedehitze auf Kasein nicht ein. Will man ohne Säurewirkung das in der Milch gelöste Kasein gewinnen, so verwendet man Lab, ein im Rindermagen vorkommendes Ferment.

Da die Eiweißstoffe wichtige Bestandteile unserer Körper sind, müssen sie in unserer Nahrung enthalten sein. Im gesunden Körper werden sie bis zum Harnstoff abgebaut. Bei krankhaften Zuständen scheidet sich Eiweiß im Harn aus (Nierenkrankheiten).

XV. Ausblick.

§ 43. Zusammenhang der Elemente und neuere Auffassung über den Aufbau der Materie.

Ein Blick auf die Atomgewichtstafel der chemischen Elemente (S. 123) zeigt, daß einige Grundstoffe ganzzahlige oder nahezu ganzzahlige Atomgewichte besitzen. Auf Grund dieser Eigentümlichkeit, die bereits in den ersten Tafeln des gewissenhaft arbeitenden Berzelius erkennbar war, stellte der englische Arzt Prout im Jahre 1815 die kühne Annahme auf, daß alle Elemente aus Wasserstoff aufgebaut seien und infolgedessen ganzzahlige Atomgewichte haben müßten. Ohne experimentelle Unterlagen glaubte er, der Wissenschaft neue, ungebrochene Atomgewichte vorschreiben zu dürfen. Aber die schärfsten Proben in der Folgezeit bewiesen, daß eine solche Ganzzahligkeit nicht besteht.

Trotzdem wirkte der schlecht begründete Gedanke Prouts weiter. Bei seinen Anhängern erhielt er neuen Glanz, als Doebereiner, der chemische Berater Goethes, im Jahre 1829 einen „Versuch zu einer Gruppierung der elementaren Stoffe nach ihrer Analogie“ machte und dabei feststellte, daß unter den ganz unzweifelhaft ähnlichen Elementen Chlor, Brom, Jod, das Brom mit seinem Atomgewicht fast genau in der Mitte liegt zwischen seinen beiden Verwandten; ebenso das Strontium zwischen dem Calcium und Barium, mit denen es unbestritten eine Familie bildet.

Aus diesen Zahlenspielerien erwuchs ein brauchbares System, als im Jahre 1869 der Deutsche Lothar Meyer und der Russe Dmitri Mendelejeff unabhängig voneinander alle bekannten Elemente nach steigenden Atomgewichten ordneten und dabei die Reihen jedesmal abbrechen und neu begannen, sobald ein Element einem vorhergehenden in seinen Eigenschaften ähnlich war. Auf diese Weise zeigten die Tafeln der beiden Forscher in den senkrechten Spalten natürliche Elementfamilien; die mannigfaltigsten Eigenschaften erschienen mit geringen Abweichungen als periodische Funktionen der Atomgewichte. Mit Hilfe dieses Systems gelang es Mendelejeff, die Eigenschaften noch unentdeckter Elemente vorauszusagen, die mehrere Jahre später mit verblüffender Übereinstimmung in allen Einzelheiten aufgefunden wurden.

So wertvoll das periodische System für die Wissenschaft auch wurde, so fehlte ihm doch die innere Begründung. Nach seinen Erfolgen konnte es kein zufälliger Treffer sein, es mußte ihm ein Gesetz zugrunde liegen; aber man kannte dieses Gesetz nicht. Heute können wir mit ziemlicher Gewißheit sagen, daß der Grund aller Regelmäßigkeiten in dem mathematisch gesetzmäßigen Aufbau aller Atome aus kleinen Teilen gleicher Art zu suchen ist. Ein Atom, so winzig es auch ist, wird mit einem Planetensystem verglichen, in dem um einen elektropositiv geladenen Zentralkern negative Elektrizitätsteilchen, „Elektronen“, kreisen: 1 Elektron beim Wasserstoff, 92 beim Uran, dem Element mit dem höchsten bekannten Atomgewicht.

Außer dem Auftreten von Elektronen bei zahlreichen physikalischen Vorgängen hat das Studium der radioaktiven Erscheinungen zu den modernen Annahmen geführt. Dazu traten die Gesetzmäßigkeiten in den Linien der Lichtspektren und der Röntgenspektren.

Das **Radium** ist ein äußerst seltenes Metall, das im Jahre 1898 von dem Ehepaar Curie in der Uranpechblende entdeckt wurde. Als Element und in Verbindungen sendet es dauernd energiereiche Strahlen aus, so daß der Grundsatz aller Naturwissenschaften, die Unerschaffbarkeit und Unvernichtbarkeit der Energie, verletzt schien, bis der Nachweis gelang, daß aus dem Radium zwei Edelgase entstehen: Helium und Emanation. Das Radiumatom zerfällt wie ein Explosivstoff unter riesenhafter Energieabgabe in kleinere Bruchstücke, von denen die Emanation schnell weiter zerfällt. Auch ihre Bruchstücke sind nicht beständig. Soviel man bisher weiß, endet der Zerfall mit dem Entstehen von Blei. Die Heliumatome fliegen mit fabelhaft großer Geschwindigkeit elektropositiv geladen davon. Mit ihrer Hilfe ist es verschiedenen Forschern gelungen, andere elementare Atome zu zerschießen, z. B. Stickstoff in Helium und Wasserstoff.

Anhang.

1927. Praktische Atomgewichte.

Ag	Silber	107,88	Mn	Mangan	54,93
Al	Aluminium	26,97	Mo	Molybdän	96,0
Ar	Argon	39,88	N	Stickstoff	14,008
As	Arsen	74,96	Na	Natrium	23,00
Au	Gold	197,2	Nb	Niobium	93,5
B	Bor	10,82	Nd	Neodym	144,3
Ba	Barium	137,4	Ne	Neon	20,2
Be	Beryllium	9,02	Ni	Nickel	58,68
Bi	Wismut	209,0	O	Sauerstoff	16,000
Br	Brom	79,92	Os	Osmium	190,9
C	Kohlenstoff	12,00	P	Phosphor	31,04
Ca	Calcium	40,07	Pb	Blei	207,2
Cd	Cadmium	112,4	Pd	Palladium	106,7
Ce	Cerium	140,2	Pr	Praseodym	140,9
Cl	Chlor	35,46	Pt	Platin	195,2
Co	Kobalt	58,97	Ra	Radium	226,0
Cp	Cassiopeium	175,0	Rb	Rubidium	85,5
Cr	Chrom	52,01	Rh	Rhodium	102,9
Cs	Caesium	132,8	Ru	Ruthenium	101,7
Cu	Kupfer	63,57	S	Schwefel	32,07
Dy	Dysprosium	162,5	Sb	Antimon	121,8
Em	Emanation	222	Sc	Scandium	45,10
Er	Erbium	167,7	Se	Selen	79,2
Eu	Europium	152,0	Si	Silicium	28,06
F	Fluor	19,00	Sm	Samarium	150,4
Fe	Eisen	55,84	Sn	Zinn	118,7
Ga	Gallium	69,72	Sr	Strontium	87,6
Gd	Gadolinium	157,3	Ta	Tantal	181,5
Ge	Germanium	72,60	Tb	Terbium	159,2
H	Wasserstoff	1,008	Te	Tellur	127,5
He	Helium	4,00	Th	Thorium	232,1
Hf	Hafnium	178,6	Ti	Titan	48,1
Hg	Quecksilber	200,6	Tl	Thallium	204,4
Ho	Holmium	163,5	Tu	Thulium	169,4
In	Indium	114,8	U	Uran	238,2
Ir	Iridium	193,1	V	Vanadium	51,0
J	Jod	126,92	W	Wolfram	184,0
K	Kalium	39,10	X	Xenon	130,2
Kr	Krypton	82,9	Y	Yttrium	89,0
La	Lanthan	138,9	Yb	Ytterbium	173,5
Li	Lithium	6,94	Zn	Zink	65,37
Mg	Magnesium	24,32	Zr	Zirkonium	91,2

Verzeichnis der notwendigen Geräte, Mineralien und Chemikalien.

A. Geräte.

(Ein Stern * bedeutet, daß der Gegenstand für die Schülerarbeiten mehrfach vorhanden sein muß; etwa 20 bis 30 Stück, je nach Schülerzahl. Die Größenmaße gehen auf die Vorschläge des Normenausschusses für chemisches Apparatewesen im Verein Deutscher Chemiker zurück [Denog]¹⁾). Werden diese Größen innegehalten, so wird viel Arbeit und Ärger gespart, weil die verschiedenen Stücke stets zueinander passen.)

Bunsenbrenner; *Teclubrenner, klein Gebläselampe; (Danieller Hahn); Reihenbrenner; (zehnflammiger Gasofen); Schlitzaufsätze für die Teclubrenner. *Lötrohre.

*Dreifüße (zu den Teclubrennern passend); feinmaschiges Drahtnetz; *Drahtnetze mit Asbesteinslage (zu den Dreifüßen passend); Asbestplatten; *Drahtdreiecke mit Ton- oder Porzellanröhrchen.

*Eiserne Stative (Plattengrößen 100×150 mm und 130×230 mm, Stablängen 500 und 1000 mm); dazu Klemmen, Muffen und Ringe.

*Probierglasgestelle; Abtropfbretter; *Probierglashalter; Tiegeltangen; Probierglasbürsten.

Hammer; Zange; Papierschere; Korkbohrer; Rundfeilen; Dreikantfeilen.

Kleine Löffel (Horn); langstielige eiserne Löffelchen (Phosphorlöffel), Drahtnetzlöffel für Natrium.

Eisernes Rohr, beiderseits offen, etwa 600 mm lang, 18 mm Durchmesser (licht); eiserne Röhrchen einseitig geschlossen (zum Erhitzen gepulverten Kalksteins, S. 9); *Eisentiegel mit Deckel; Tontiegel; *Porzellantiegel; *Porzellanschalen; Reibschalen aus Porzellan mit Stößel. Poröse Tonzylinder.

*Gaswannen (pneumatische Wannen) aus Blech oder Glas; *Fußzylinder zum Auffangen von Gasen etwa 100 cm^3 ; desgleichen etwa 200 cm^3 und 500 cm^3 ; große Glasglocke mit Stützen (in die Wannen passend) (Denog 33) 150 mm Durchmesser licht, 300 mm hoch, Stützen 18 mm Durchmesser licht. *Glasplatten. (Es genügen alte photographische Platten.)

Gasmeßglocken (nach F. C. G. Müller, Zeitschr. f. phys. u. chem. Unterr. 14, 330, 1901; F. C. G. Müller „Technik des physikalischen Unterrichts“, Salle, Berlin) mit Zubehör.

¹⁾ „Denog-Mitteilungen“, Verlag Chemie, Berlin W 10, Corneliusstr. 3. RM 1,50.

*Probiergläser aus gutem Glase (Denog 21 I) 160 mm lang, 16 mm Durchmesser (außen), desgleichen 180 mm lang, 18 mm Durchmesser. (Es muß stets ein Bestand von einigen Hundert Stück vorhanden sein.)

*Probiergläser aus schwer schmelzbarem Glase (Denog 21), Maße wie oben.

*Probiergläser mit seitlichem Ansatz; *Trichterröhrchen dazu (Denog 20) 8 mm Durchmesser (außen).

Probiergläser mit Fuß.

*Biegeröhrchen 2,5 mm Durchmesser (licht), 5 mm Durchmesser und 6 mm Durchmesser (licht).

*Schwer schmelzbare Röhren 6 mm Durchmesser (licht), 16 mm Durchmesser (licht). Kugelröhren.

T-Rohre (Gasleitungen). *Glasstäbe. Glashähne (Denog 28), Größe 1a: lichte Rohrweite 1,5 mm, Bohrung 1,5 mm; Größe 3: lichte Rohrweite 5 mm, Bohrung 4 mm.

*Gummistopfen (Denog 44 I) unten 13 mm Durchmesser, oben 16 mm Durchmesser; unten 15 mm Durchmesser, oben 18 mm Durchmesser; unten 18 mm Durchmesser, oben 21 mm Durchmesser; unten 24 mm Durchmesser, oben 27 mm Durchmesser; unten 27 mm Durchmesser, oben 30 mm Durchmesser; oben 36 mm Durchmesser, unten 41 mm Durchmesser. (Ungebohrt, mit einer Bohrung, mit zwei Bohrungen passend zu den Glasröhren.) *Desgleichen Korkstopfen.

*Gummischläuche (Denog 44 II) 4 mm Durchmesser (licht); 6 mm Durchmesser; 8 mm Durchmesser; 10 mm Durchmesser; 12 mm Durchmesser.

*Bechergläser, hohe Form, 150 cm³, 250 cm³, 400 cm³, 600 cm³.

*Stehkolben (Kochflaschen) 100 cm³, innere Halsweite 18 mm; 250 cm³, Hals 23 mm Durchmesser; 500 cm³, Hals 27 ÷ 28 mm Durchmesser; 1 Liter, Hals 27 ÷ 28 mm Durchmesser; 2 Liter, Hals 36 ÷ 37 mm Durchmesser.

Rundkolben (langhalsig) 250 cm³, Hals 23 mm Durchmesser; 500 cm³, Hals 27 ÷ 28 mm Durchmesser.

Erlenmeyerkolben 200 cm³, Hals 18 mm Durchmesser; 300 cm³, Hals 27 ÷ 28 mm Durchmesser.

Destillationskolben (Fraktionskolben) 250 cm³, Hals 23 mm Durchmesser; 500 cm³, 27 ÷ 28 mm Durchmesser.

Meßkolben (Denog 37) 100 cm³, 250 cm³, 1000 cm³.

Meßzylinder (Denog 38) 50 cm³, 100 cm³, 500 cm³, 1000 cm³.

Waschflaschen (Denog 22) 100 cm³.

*Kristallisierschalen 60 mm Durchmesser, 80 mm Durchmesser, 100 mm Durchmesser.

Retorten mit und ohne Stützen 100 cm³, 250 cm³.

*Trichter (Denog 16d und 16e) 70 mm Durchmesser, 100 mm Durchmesser. Ein großer Trichter (Denog 16h) 250 mm Durchmesser.

*Rundfilter (Denog 43) 110 mm Durchmesser, 150 mm Durchmesser.

*Filtrierpapier in Bogen.

Tropftrichter (Denog 17a und b) 100 cm³ und 250 cm³.

Liebigkühler (Denog 21 II) Mantellänge 400 mm. Schlangenkühler (Denog 35 II) Mantellänge 200 mm.

Gaswägersrohr. (Es genügt ein Literkolben mit doppelt durchbohrtem Gummistopfen und Hahnröhrchen. Der Kolben wird genau ausgemessen und gewogen; Gewicht und Rauminhalt werden eingetritzt.)

Kipp (Denog 23) obere Kugel 130 mm Durchmesser (innen), Fuß 180 mm Durchmesser (außen); 3 Stück für Wasserstoff, Kohlendioxyd, Schwefelwasserstoff.

*Einfache Wagen. (Es genügen Hornschalenwagen.) *Gewichtsätze. Wage für 1 kg Tragkraft, die 0,01 g genau zu messen gestattet.

Hofmanns Zersetzungsapparat mit Platinelektroden, desgleichen mit Graphitelektroden. *Thermometer.

Stahlflasche mit Sauerstoff. Druckreduzierventil. Stahlflasche mit verflüssigtem Kohlensäuregas (auch leihweise bei Bierverlegern zu haben).

Für Sandbäder und Wasserbäder genügen alte Konservenbüchsen.

B. Mineralien¹⁾.

Diamant. Graphit. Schwefel. Kupfer. Silber.

Quarz. Bergkristall. Milchquarz. Rauchquarz. Amethyst. Sand.

*Kieselgur. *Feuerstein. *Achat.

*Magneisenstein. Eisenglanz. *Roteisenstein. Roter Glaskopf. Rötel. Brauneisenstein. Raseneisenerz. Eisenoker. Minette. Braunstein.

*Pyrit. Magnetkies. *Kupferkies. Buntkupferkies. Kupferglanz. Kupferindig. Silberglanz. *Bleiglanz. *Zinkblende. Zinnober.

Kalkstein (*Marmor, *Kreide, Tropfstein). Dolomit. *Magnesit (Bitterspat). Spateisenstein. Kohleneisenstein.

Gips (*Marienglas, Alabaster). Schwerspat.

¹⁾ Ein * bedeutet, daß für den Verbrauch das Mineral in reichlicher Menge — etwa 1 kg — vorrätig zu halten ist. Krantz (Bonn), Droop (Dresden-Plauen) und andere Firmen verkaufen Mineralien zu mineralogisch-chemischen Untersuchungen nach Gewicht sehr billig.

*Steinsalz. Edelsalze (Kainit, Carnallit, Sylvin, Sylvinit, Hartsalz).
Caliche (Rohsalpeter).
Apatit. Phosphorit.
Kaolin. Ton. Kalifeldspat. Asbest.
Steinkohle. Anthrazit. Braunkohle. Torf. Asphalt. Roh-
petroleum.

C. Chemikalien.

1. Feste Stoffe.

Alaun (Kaliumaluminiumsulfat). Aluminium (Blech, Draht und Pulver). Aluminiumoxyd. Aluminiumsulfat. Ammoniumcarbonat. Ammoniumchlorid. Ammoniumnitrat. Ammoniumsulfat. Antimon. Arsenik. Asbest (feinfaserig). Bariumchlorid. Bariumoxyd. Blattgold (echtes). Blattgold (unechtes). Blei. Bleiacetat. Bleinitrat. Blei(II)oxyd. Blei(IV)oxyd. Bleipapier. Borax. Braunstein. Calciummetall (geraspelt). Calciumcarbonat. Calciumchlorid. Calciumoxyd. Chlorkalk. Eisen (Blumendraht, Eisenpulver, Stahlwolle). Eisen(III)chlorid. Eisen(II)sulfat. Gips (gebrannt). Holzkohle. Indigo. Jod. Kaliummetall (in luftleerem Röhrchen eingeschmolzen; Kugeln in Petroleum oder in Paraffinum liquidum). Kaliumcarbonat. Kaliumchlorid. Kaliumchlorat. Kaliumhydroxyd. Kaliumnitrat. Kaliumpermanganat. Kieselgur. Kokosfett. Kupfer [Blech, Draht, Wolle]¹⁾. Kupfer(II)oxyd. Kupfersulfat. Lackmus. Lackmuspapier (rot und blau). Leim. Magnesium (Band und Pulver). Magnesiumoxyd. Magnesiumcarbonat. Magnesiumsulfat. Mangan. Marienglas (Kristallbruchstücke). Marmor (Bruchstücke). Mennige. Milhzucker. Naphthalin. Natriummetall (in luftleerem Röhrchen eingeschmolzen; rechteckige Stücke in Petroleum oder in Paraffinum liquidum). Natriumbicarbonat. Natriumcarbonat. Natriumchlorid. Natriumhydroxyd. Natriumnitrat. Natronkalk. Nickel (Blech). Phosphor (gelb, unter Wasser). (Es ist empfehlenswert, die Phosphorflasche in einer Blechbüchse aufzubewahren). Phosphor (rot). Quecksilberoxyd (rot). Rohrzucker. Ruß. Sand. Schwefel (Stangen, Schwefelblumen). Seife. Silber (Blech, Draht, Wolle). Silbernitrat. Siliciumdioxyd. Stärke. Traubenzucker. Wachs. Weinsäure. Zement. Zink (Stangen, dünnes Blech, Granalien, Wolle, Pulver). Zinkoxyd. Zinksulfat. Zinn (Stanniol). Zinnober. Zitronensäure.

¹⁾ Metallwollen liefern die Metallzerkleinerungswerke Aug. Böhne & Co., Freiburg i. Br., außerdem Dr. Rob. Muencke, Berlin N 4, Chausseestraße 8.

2. Flüssigkeiten.

Äther. Alkohol. Ammoniak. Ammoniumcarbonat. Ammoniumchlorid. Barytwasser. Benzin. Benzol. Calciumhydroxyd. (Kalkwasser). Calciumsulfat (Gipswasser). Chlorwasser. Destilliertes Wasser. Essigsäure. Kaliumhydroxyd (Kalilauge). Lackmuslösung. Leinöl. Natriumcarbonat (Sodalösung). Natriumhydroxyd (Natronlauge). Paraffinum liquidum. Petroleum. Phosphorsäure (gelöst). Quecksilber. Salpetersäure. Salzsäure. Schwefelsäure. Silbernitrat (Lösung). Terpentinöl. Wasserglas (Lösung).

Namenregister.

Anklitzen, Konstantin 81.
Auer v. Welsbach 111.
Avogadro 74, 75.

Berthold (gen. Schwarz) 81.
Berzelius 46, 49, 111, 121.
Bessemer 57.
Black 9, 11.
Böttger 95.
Brandt 89.
Bunsen 104.

Cavendish 20.
Curie 122.

Dalton 49ff.
Daniell 41, 103.
Davy 75.
Demokrit 49.

Friedrich d. Große 114.

Gahn 90.
Gay-Lussac 74, 75.
Goethe 18, 91, 92, 103, 121.

Kipp 39, 65.

Lavoisier 24ff., 30.
Liebig 17, 88.
Lucrez 9, 48, 49.

Marggraf 114.
Mendelejeff 122.
Meyer, Lothar 122.

Oetker 79, 86.

Platon 66.
Plinius 85, 91.
Priestley 20, 27, 29.
Prout 121.

Scheele 20ff., 24, 27ff., 33, 72, 90.
Shakespeare 80.
Siemens 57, 59.
Stensen 91.

Tacitus 66.
Teclu 105.
Thomas 57ff., 90.
Tschirnhaus 95

Uhland 55.

Vitruv 8, 9.

Weigel 18.

Sachregister.

- Abbau** (Analyse) 31, 33.
Abraumsalze (Edelsalze) 68.
Abtöten (Bakterien) 61.
Ackererde 90, 98.
Äther 61, 71, 112.
Äthylalkohol 116.
Ätzkali 76, 94.
Ätzkalk 7, 8.
Ätznatron 76, 94.
Agrikultur 82.
Alabaster 63.
Alaun 14 ff.
Alkohol 85, 112, 115 ff.
 — (Weingeist) 86.
Alkoholnachweis 115.
Alteisen 51, 56.
Aluminium (Tonsilber) 2, 3, 62.
Aluminiumoxyd (Tonerde) 63.
Aluminiumsilikate 94 ff.
Aluminiumsulfat 62, 63, 87, 109.
Amethyst 92.
Ammoniak 84 ff., 87, 109 ff.
Ammoniakwäscher 109 ff.
Ammoniakwasser 107, 109.
Ammonium 86.
Ammoniumcarbonat 86.
Ammoniumchlorid 85.
Ammoniumnitrat 86.
Ammoniumsulfat 86, 87, 109.
Analyse 31, 33.
Anhydrit 68.
Anthracen 109.
Anthrazit 98.
Antimon 73.
Apatit 90.
Arsenik 96.
Asbest 20, 25.
Asche 21.
 — von Landpflanzen 77.
 — — Seepflanzen 77.
Assimilation 33 ff., 35, 88.
Atemapparate 29.
Atemluft 11, 34, 112.
Atmen 30, 32, 33, 35.
Atmung 33.
Atom 50, 62, 75, 122.
Atomgewichte 49.
Atomlehre 48 ff.
Auerlicht 111.
Aufbau (Synthese) 31 ff.
Aufbereiten der Erze 57.
Auffangen der Gase 10.
Aufgabe der Chemie 1, 8, 16.
Auflösen der Metalle 38, 62.
Auftrieb der Luftballons 37.
Ausschwefeln 61.
Backpulver 79, 86.
Bäckerei 117.
Bakterien 61, 87, 115, 117.
Barium 80, 121.
Bariumsulfat 80.
Basen 75 ff.
Beleuchtung 105 ff.
Benzin 106.
Benzol 109.
Bergart (Gangart) 51.
Bergeis 100.
Bergkristall 91 ff.
Bergmehl (Kieselgur) 93.
Berlinerblau 110.
Bessemerbirne 57 ff.
Bier 12, 116.
Bierdruckapparat 12.
Birne (Bessemer-, Thomas-) 57 ff.
Bitterspat 9, 10, 13.
Blattgold, unechtes 73.
Blaukraut (Rotkohl) 7, 38.
Blei 2, 3, 38, 62.
Bleichmittel 61, 72 ff.
Bleiglanz 66.
Bleioxyd 118.
Bleipapier 65.
Bleistift 73, 98.
Bleiwasser 118.
Bleiwolle 83.
Blutlaugensalz 110.
Bodenwasser 18, 92.
Borax 77.
Brantwein 116.
Brauneisenerze 55, 56.
Braunkohle 6, 89.
Braunstein 72, 96.
Brausepulver 79.
Brennbarkeit 4, 37, 39.
Brenner 41.
Brennspiritus 116.
Brennstoffe 102.
Brennwert 101.
Briketts 101.
Brom 121.
Brot 117.
Brunnenwasser 16, 18, 34, 115.
Bunsenbrenner 104, 105.
Buntkupferkies 66.
Buntsandstein 56.
Calcium 31, 79, 82, 87 ff., 121.
Calciumcarbid 116.
Calciumcarbonat 78, 90.
Calciumchlorid 78, 93.
Calciumhydroxyd 78.
Calciumphosphate 90.
Calciumsulfat 63, 64.
Carbonate 78 ff.
Carnallit 68.
Chemie, Aufgabe der 1, 9, 16.
Chemische Umsetzungen 74, 79.
 — Verbindung 31, 32.
 — Vorgänge 7 ff., 32, 33.
 — Zeichen 45 ff.
Chilesalpeter 81, 87, 112.
Chlor 72 ff., 74, 112, 121.
Chlorbleiche 72.
Chloride (Nachweis der) 66, 84, 86.
Chlorkalk 73.
Chlorknallgas 73.
Chlorwasser 73.
Chlorwasserstoff 73, 85.
Chrom 59.
Cyan 109.
Cyanwäscher 109.

- Daniellischer Hahn** 41, 103.
Davys Sicherheitslampe 100.
Desinfektionsmittel 73.
Destillation, fraktionierte 109.
 —, trockene 107.
Destillieren 16 ff., 19.
Dextrin 117.
Diamant 98.
Diatomeen 93.
Dichte 18.
Diffusion der Gase 41 ff.
Dolomit 57 ff.
Dornstein 67.
Druck der Luft 23.
Druckerschwärze 73.
Düngemittel 58, 87 ff.
Düngesalze, kalihaltige 68, 87 ff.
 —, phosphorhaltige 58, 87.
 —, stickstoffhaltige 81 ff., 86, 87 ff.
- Edelgase** 122.
Edelmetalle 2.
Edelsalze 68, 87 ff.
Einpökeln 14.
Einzelheizung 102.
Eis 1, 13, 61, 91, 92.
Eisen 2, 3, 13, 21, 31, 32, 35 ff., 47, 49, 50 ff., 62, 65, 71, 88, 95, 111.
Eisenarten 57 ff.
Eisenerze 55 ff.
Eisenerzförderung 56.
Eisengießerei 59.
Eisenglanz 56.
Eisenhochofen 50 ff.
Eisenkies 13, 33, 55, 56, 60, 66.
Eisenoocker 56.
Eisenoxyde 43, 51, 61, 63, 71, 95.
Eisenpulver 20, 24, 31, 32, 33, 35, 37, 59, 82.
Eisenrost 31, 59, 60.
Eisenspat (Spateisenstein) 55, 56.
Eisensulfat 62, 65.
Eisensulfid 33, 66, 79.
Eisenvitriol 62.
Eispunkt 18.
Eiweiß 35, 72, 87, 116, 120 ff.
Elektrolyse 39, 40.
 —, sogenannte des Wassers 39.
- Elektronen** 50, 122.
Elemente 13, 49, 73, 88, 122.
Emanation 122.
Emulsion 119, 120.
Entfärbungsmittel 96.
Entstehung chemischer Niederschläge 79 ff.
Entzündungstemperatur 21, 100.
Erdrinde 94.
Erhaltung des Gewichtes 19 ff.
Erz 12, 13, 51, 55 ff., 66.
Essig 6, 60, 117 ff.
Essigsäure 6, 38, 117 ff.
Estrichgips 64.
Eudiometer 45.
Explosion 40, 100, 104.
- Fäulnis** 98 ff.
Fäulniserreger 70, 93.
Faltenfilter 15.
Farbe der Metalle 2, 3.
Farbige Flammen 78.
Farne 99.
Fasergips 64.
Fayence 95.
Feldspat 95.
Ferment 121.
Festigkeit 1.
Fett 35, 86, 116, 119.
Feuer 5, 7, 19, 21, 33, 43.
Feuerluft (Sauerstoff) 30.
Feuerstein 92.
Feuerwaffen 81.
Filter 7.
Filterpressen 96, 115.
Filtrieren 15, 64, 67, 115.
Flamme 4, 5, 9 ff., 28, 30, 31, 37 ff., 41, 43, 44, 65, 73, 78, 99, 101, 103 ff., 107, 111, 115.
Flammenfärbung 78.
Flaschenglas 97.
Flußeisen 59.
Flußstahl 59.
Form 1.
Formarten (Aggregatzustände) 14.
Formbarkeit 2.
Formeln 45 ff., 62.
Fossile Kohlen 97 ff.
Fraktionierte Destillation 109.
Frischprozeß 57 ff.
Fruchtzucker 114.
- Gärung** 115 ff.
Galläpfel 7.
Gangart 51.
Gas, Leuchtgas 105, 106 ff.
Gase, Auffangen der 10.
 —, Ausdehnung der 24.
 —, Diffusion der 41 ff.
 —, Trocknen der 42.
 —, verflüssigte 12, 29, 61, 86.
Gasentwicklungsapparate 39, 65.
Gasglühlicht 111.
Gaskohle 107.
Gasometer 109.
Gaswägerohr 37.
Gaswanne 10, 23, 36.
Gebüßelampe 103.
Gebrannter Gips 63, 64.
 — Kalk 7.
Gefrierpunktserniedrigung 18.
Gegenstrom 17, 114.
Geist (Spiritus) 85, 116.
Geistige Gärung 115 ff.
Gelöschter Kalk 7.
Gemenge 31 ff.
Gemisch 29, 33, 40, 42.
Gemüse 118.
Generatorgas 44, 59, 96, 107 ff.
Genußmittel 114.
Geologie 68, 94.
Gerbsäure 7.
Geruch 4, 61, 65 ff., 72, 85 ff.
Geschmack 6 ff., 18, 68.
Geschmeidigkeit 2, 3.
Gesetz der Erhaltung des Gewichtes 19 ff., 27.
 — — Gewichtsverhältnisse 45 ff., 49 ff.
Gesteine 8, 51, 94.
Gewicht der Luft 23.
Gewichtsverhältnisse 29, 33, 39, 43, 45 ff.
Gewichtszunahme beim Verbrennen 24 ff.
Gichtgase 53 ff.
Gips 49, 63 ff., 67 ff.
Glas 77, 94, 96 ff.
Glasfabrikation 96 ff.
Glaskopf 56.
Glasläuterungsmittel 96.
Glassorten 97.
Glasur 96.
Glaubersalz 96.

- Gleichungen, chemische 47 ff., 74, 75, 79 ff.
 Glühstrumpf 111.
 Glycerin 119, 120.
 Gold 2, 3, 12, 62, 72, 83, 90.
 Goniometer 92.
 Gradierwerk 67.
 Graphit 59, 72, 98.
 Gründünger 89.
 Grünspan 118.
 Grubengas 99 ff.
 Grubenwasser 64.
 Grundstoff 45 ff., 73, 121 ff.
 Gußebene 53.
 Gußeisen 57.

Hämatit 56.
 Härte 1, 59, 98.
 — des Stahles 59.
 — — Wassers 18, 19.
 Hagel 18.
 Hammerschlag 21.
 Harn 87.
 Harnstoff 121.
 Hefe 115, 117.
 Heizgase 102 ff., 106.
 Heizung 101 ff.
 Heizwert 101.
 Helium 122.
 Hochofenbetrieb 50 ff.
 Höllenstein 84.
 Holz 5, 9, 33, 51, 62, 77, 106, 108.
 Holzzessig 118.
 Holzkohle 5, 11, 30, 43.
 Honig 114.
 Hülsenfruchtgewächse 89.
 Humussäure 60.
 Hydroxyde 76.
 Hydroxylgruppe 77.

Indigo 73.

Jauche 81.
 Jod 112, 121.

Kältemischungen 61, 86.
 Kainit 68.
 Kalilauge 76, 86, 119.
 Kalisalpeter 80 ff.
 Kalisalze 67 ff., 87 ff.
 Kaliseife 120.
 Kalium 75 ff., 77 ff., 87 ff.
 Kalk 19, 30, 51, 61, 85, 88, 89, 94, 96, 115.
 —, gebrannter 26, 78.
 —, gelöschter 8,
 Kalkbrennen 7 ff.
 Kalkmilch 73, 114.
 Kalkstein 7 ff., 78, 94.
 Kalkstickstoff 87.
 Kalkwasser 8, 10 ff., 22, 30, 34, 43, 78, 86.
 Kalzinierte Soda 78.
 Kaolin 95 ff., 111.
 Kartoffelbranntwein 116.
 Kartoffelstärke 113.
 Kasein 119.
 Katzungold 12.
 Keramik 94 ff.
 Kernseife 120.
 Kerze 20 ff., 26, 36, 73, 103 ff.
 Kerzenflamme 103 ff.
 Kesselstein 11, 19, 64.
 Kienspan 105.
 Kies 19.
 Kiesel 16, 51, 57, 92.
 Kieselalgen 93.
 Kieselgur 93.
 Kieselsäuren 93 ff.
 Kipps Gasentwickler 39, 65.
 Kleber 116.
 Knallgas 40 ff.
 Knochen 90.
 Köhler 5.
 Königswasser 72.
 Körper 1.
 Körperwärme 34.
 Kochsalz 14, 15, 32, 66 ff., 115.
 Kognak 116.
 Kohle 4 ff., 9, 12, 30, 33, 43, 44, 97 ff.
 Kohlendioxyd 44, 46, 53, 93, 102.
 Kohlehydrate 112 ff., 116.
 Kohlen, fossile 97 ff.
 Kohlendunst 43.
 Kohlenoxyd 43 ff., 46, 53, 102, 107.
 Kohlensäuregas 7, 11 ff., 26, 33 ff., 35, 43, 44, 53, 60, 73, 78 ff., 89, 112 ff.
 Kohlensäuregehalt der Luft 34, 73.
 Kohlenstoff 34, 46, 58, 88, 97 ff., 113, 120.
 Kohlenstoffgehalt 101.
 Kohlenwasserstoffe 95, 107 ff.
 Kohlenszone 51.
 Kokerei 106 ff.
 Kokosfett 119.
 Koks 51, 55, 59, 107 ff.
 Kollergang 95.
 Komprimierte Gase 12, 30.
 Komprimierter Sauerstoff 30.
 Konverter 57.
 Kreide 8.
 Kreislauf des Kalks 11, 64.
 — — Kohlenstoffs 33 ff., 112.
 — — Stickstoffs 87.
 — — Wassers 18.
 Kresol 109.
 Kristall 4, 13, 14 ff., 16, 63 ff., 69 ff.
 Kristallisieren 13 ff., 64, 91 ff., 115.
 Kristallsoda 78.
 Kristallwasser 64, 78.
 Kristallzucker 115.
 Kühler 17, 18.
 Kunstdünger 87, 88.
 Kupfer 2, 3, 22, 38, 42 ff., 45 ff., 49, 62, 65, 71, 83.
 Kupferglanz 66.
 Kupferindig 66.
 Kupferkies 66.
 Kupferoxyd 42 ff., 63.
 Kupfersulfat 62, 65, 114.
 Kupfervitriol 62.
 Kupferwolle 21.

Lab 121.
 Lackmus 7 ff., 22, 30 ff., 38, 60, 65, 71, 72, 76, 86.
 Lackmuspapier 7, 86.
 Lauge 7, 10, 31, 75 ff., 85.
 Lehm 94.
 Leim 90.
 Leinöl 119.
 Leitungswasser 16, 18.
 Leuchten 104.
 Leuchtgas 104, 105 ff.
 Leuchtgasflamme 104 ff.
 Licht 28, 30, 65, 73, 84.
 Lichtempfindlichkeit 84.
 Liebig's Kühler 17.
 Litergewicht 23, 28, 29, 37.
 Lösen 13 ff., 30.
 Löslichkeit der Gase 16, 33, 65, 71, 85.
 — — Salze 13 ff., 64, 79.
 Löß 94.
 Lösungen, gesättigte 15.
 —, übersättigte 15.
 Lösungsmittel 16, 17, 116.
 Lötampe 41.
 Lötrohr 13.
 Luft 16, 18, 19 ff., 24, 29, 33 ff., 43, 44, 55, 71, 75, 100, 104, 111, 118.
 —, flüssige 29.

Luftballon 37.
 Luftchemie (pneumatische Chemie) 20.
 Luftdruck 29.
 Luftpille 55.
 Luftschiff 37.
 Luftverbrauch beim Brennen 19 ff.

Magen 72.
 Magensaft 119.
 Magnesia 111.
 Magnesit 9, 10.
 Magnesium 2, 3, 38, 48, 62, 71, 73, 88.
 Magnesiumoxyd 48, 63, 73.
 Magnesiumsalze 67 ff.
 Magnesiumsulfat 62.
 Magneteisenerz 55.
 Magnetit 55.
 Magnetkies 66.
 Maische 116.
 Majolika 95.
 Malzzucker 114.
 Mangan 57.
 Marienglas 63.
 Marmor 1, 8.
 Martinöfen 59.
 Maßglocke 21, 28, 36.
 Maßzylinder 24.
 Materie 121 ff.
 Mauersalpeter 81.
 Mechanisches Gemenge 32.
 Meerwasser 66, 68.
 Mehl 117.
 Meiler 5.
 Mennige 60.
 Mergel 94.
 Metalle 1 ff., 26, 33, 38 ff., 45, 50, 57, 59, 62, 66, 67, 69, 71, 73 ff., 77.
 —, Auflöser der 38, 62, 71, 83.
 Metalloxyde 42, 43, 63.
 Meteoreisen 55.
 Methan 97, 99 ff.
 Milch 7, 117, 119, 120, 121.
 Milchquarz 92.
 Milchsäure 117 ff.
 Milchzucker 114, 119.
 Mineral 12, 13, 68, 72, 77, 81, 91, 94.
 Minette 57.
 Möller 51.
 Mörtel 8.
 Molekel (Molekül) 50, 75.
 Molybdän 59.
 Most 116.
 Mutterlauge 66, 69, 115.

Nährsalze 88 ff.
 Nährstoffe 34 ff., 87 ff., 112.
 Nahrungsmittel 112 ff., 114, 116 ff., 119.
 Naphthalin 109.
 Naphthalinwäscher 109.
 Natrium 75 ff., 78 ff.
 Natriumbicarbonat 79.
 Natriumcarbonat 78.
 Natriumchlorid 79.
 Natriumhydroxyd 77.
 Natronkalk 26, 27, 42.
 Natronlauge 76, 86, 93, 120.
 Natronsalpeter 80 ff.
 Natronseife 120.
 Neter (Netri) 77.
 Neigungswinkel, Gesetz der 92.
 Nervengift 116.
 Nickel 55, 59.
 Niederschlag 10, 11, 33, 60, 65 ff., 79, 114.
 Nitrate 80 ff., 87.
 Normaldruck 18.
 Normalzustand 23, 29, 37.

Obst 7, 116, 118.
 Obstwein 116.
 Ocker 56.
 Öl 120.
 Öllampe 105.
 Oktaeder 15.
 Ortsstein 60.
 Oxydation 33, 34, 47, 53, 117.
 Oxydationsmittel 96.
 Oxyde 33, 34, 47, 63, 96.
 Oxygenium 30, 33.

Palmitin 104.
 Papier 73.
 Pech 103.
 Periodisches System 122.
 Petroleum 75, 105.
 Pflanzen, Assimilation der 33 ff., 87 ff., 112.
 —, Nährstoffe der 87 ff.
 Pflanzenaschen 77.
 Pflanzenfarbstoffe 7.
 Pflanzensäuren 114.
 Phenol 109.
 Phosphate 90.
 Phosphor 6, 9, 21, 25, 28, 30, 33, 58, 89 ff., 120.
 Phosphorbronze 51.
 Phosphorit 90.
 Phosphorsäure 7, 38, 90.

Photographie 84.
 Platin 3, 39, 41, 62.
 Platindrahtnetz 109.
 Pneumatische Wanne 10, 23, 35.
 Pökeln 70.
 Porzellan 95 ff., 104.
 Porzellanerde 94 ff.
 Porzellanfabrikation 95 ff.
 Pottasche 77 ff.
 Pulver, Schwarzpulver 81.
 Pyrit 12, 13, 56, 60, 66.
Quarz 94 ff.
 Quecksilber 2, 3, 23, 28 ff., 45 ff.
 Quecksilberasche 28 ff., 33.
 Quecksilberoxyd 47.
 Quellwasser 18.

Radium 122.
 Raffinerie, Zucker- 115.
 Raseneisenerz 60.
 Rauchende Salpetersäure 84.
 Rauchgase 102.
 Rauchquarz 92.
 Raumverhältnis 33, 39, 43, 72.
 Reagens 11.
 Reaktion, alkalische 10.
 —, chemische 11.
 —, saure 7, 38.
 Reaktionswärme 76.
 Reduktion 35, 40 ff., 51.
 — durch Kohlenoxyd 43, 44, 51.
 — — Wasserstoff 40.
 Reduktionszone 51.
 Regenwasser 18.
 Reifkristalle 13.
 Reinigen der Stoffe 7, 16, 19.
 Reißblei 98.
 Riedgras 16, 91.
 Rösten 51, 66.
 Rötöl 56.
 Rosten 59.
 Rohbraunkohle 101 ff.
 Roheisen 57 ff.
 Rohpetroleum 106.
 Rohrzucker 114 ff.
 Rohsalpeter 81.
 Rost 21, 59, 60.
 Roteisenerz 55, 56.
 Rotkohl 7, 10, 16, 76.
 Rübenzucker 114 ff.
 Ruß 11, 75, 105, 120.

- Säuerlinge** 11.
Säure 6 ff., 31, 38 ff., 61, 62, 79, 80.
Säurebildner 31.
Salmiak 85 ff.
Salmiakgeist 85 ff.
Salpeter 14, 80 ff., 87 ff, 96.
Salpetersäure 72, 80 ff., 109.
Salpetersalzsäure (Königswasser) 72.
Salpetrige Säure 84.
Salze 9, 62 ff., 67 ff., 74, 78, 79 ff., 96, 113, 120.
Salzgärten 66, 67.
Salzlager 67 ff.
Salzsäure 7, 38, 70 ff., 74, 90.
Salzsole 67 ff.
Salzton 69.
Salzverbrauch 59, 66.
Sammelheizung 102.
Sand 19, 32, 92 ff., 96.
Sauerbrunnen 11.
Sauerkraut 119.
Sauerstoff 27 ff., 33 ff., 35, 37, 39 ff., 43, 45, 47, 61, 63, 75, 102, 104, 113, 118, 120.
Sauerstoffentziehung 40.
Sauerstoffflasche 30.
Sauerteig 117.
Schachtelhalme 99.
Scheideschlamm 115.
Scheidewasser 83.
Schellack 111.
Schießpulver 80 ff.
Schilf 16.
Schimmelpilze 115.
Schlacke, Hochofen- 51 ff.
Schlagende Wetter 100.
Schlangenkühler 18.
Schmelzzone 51.
Schmiedbares Eisen 59.
Schmiedeeisen 59.
Schmierseife 119 ff.
Schnaps 116.
Schnee 14, 91.
Schneekristalle 14.
Schrott 51.
Schuppenbäume 99.
Schwefel 4 ff., 9, 12, 21, 28, 30 ff., 45, 46, 49, 57, 60 ff., 88, 110, 120, 121.
Schwefelblumen 4, 32.
Schwefeldioxyd 60 ff., 115.
Schwefeleisen 33, 47, 66.
Schwefelkies 12, 13, 56.
Schwefelsäure 7, 38, 39, 60 ff., 65, 71, 110.
Schwefelwasserstoff 65 ff., 79.
Schweflige Säure 61.
Schweißeisen 59.
Schwere 1.
Schwerspat 80.
Seesalz 66, 67.
Seide (Bleichen von) 61.
Seife 18, 64, 77, 119 ff.
Seifenblasen 36, 46.
Seifenleim 120.
Seifenstein 26.
Selterwasser 11.
Sicherheitslampe 100.
Siderite 55.
Siedepunkt des Wassers 1, 18.
 —, Merkmal der Reinheit 19.
Siedepunktserhöhung 18.
Siegelbäume 99.
Siemens-Martin-Eisen 57 ff.
Silber 2, 3, 62, 83.
Silberchlorid 84, 86.
Silberglanz 66.
Silbernitrat 84.
Silicium 91 ff., 57.
Siliciumdioxyd 93.
Silikate 91 ff.
Soda 77 ff., 96.
Spaltbarkeit 63, 69.
Spaltenfrost 94.
Spateisenstein 55, 56.
Speichel 113.
Speisesalz 70.
Spiegeleisen 57.
Spiritus 85, 116.
Sprudel 11.
Stahl 41, 59.
Stahlflaschen 12, 29.
Stanniol 3, 73.
Stärke 9, 35, 112 ff.
Stärkekleister 113.
Staffurt 69.
Stearin 104.
Steine, feuerfeste 50.
Steingut 95.
Steinkohle 6, 99 ff.
Steinkohlenlager 99.
Steinkohlenleuchtgas 107 ff.
Steinkohlenteer 107 ff.
Steinsalz 15, 69 ff.
Steinsalzlager 68 ff.
Steinzeug 95.
Sternschnuppe 55.
Stickoxyd 83.
Stickstoff 22, 23, 29, 30, 33, 37, 45, 46, 80 ff., 87 ff., 109, 120, 122.
Stickstoffdünger 87 ff.
Stickstoffoxyde 83.
Stoff 1.
Stoffe, einfache und zusammengesetzte 12 ff., 33.
 —, reine 16, 19, 49, 73, 85.
Stoffgruppen 2, 10, 121.
Streichhölzer 90.
Strontium 121.
Stuckgips 64.
Sublimation 85, 112.
Südwein 116.
Sulfate 60 ff.
Sulfide 65 ff.
Sulfitlauge 116.
Sumpferz 60.
Sumpfgas 99 ff.
Sumpfpresse 99.
Superphosphat 90.
Sylvin 68.
Synthese 33.
System, periodisches 122.
Taxodium 99.
Teer 103, 108, 109 ff.
Teclubrenner 105.
Tellurisches (irdisches) Eisen 55.
Temperatur 1, 17, 53.
Terpentinöl 73, 109.
Terrakotta 95.
Tetralin 109.
Thermometer 18.
Thomasbirne 57 ff.
Thomaseisen 57 ff.
Thomasmehl 58, 90.
Thomasschlacke 57, 58, 90.
Thor 111.
Tinte 73.
Toluol 109.
Ton 53, 56, 94 ff.
Toneisenstein 56.
Tonerde, essigsäure 118.
Tonsilber (Aluminium) 2, 3, 71.
Tonwaren 94 ff.
Torf 87, 98, 101 ff.
Torfstreu 87.
Totes Meer 66.
Traubenzucker 114, 115.
Trinkwasser 18, 19.
Trockenreiniger 109.
Trocknen der Gase 42.

- Umsetzungen, chemische** 79 ff.
Uran 122.
Urteer 110.
Vanadin 59.
Verbindung, chemische 13, 33 ff., 39, 40, 68, 79.
Verbindungsgesetze 45.
Verbindungsgewichte 45 ff., 47.
Verbindungsverhältnisse 45 ff., 47 ff.
Verbrennen 7, 58.
Verbrennungsprodukte 30, 34, 73.
Verbrennungswärme 58.
Verdauung 72, 87, 117.
Verdünnen der Schwefelsäure 61.
Verflüssigen der Gase 29, 61, 86.
Verflüssigte Gase 29, 61.
Vergasen der Kohlen 107.
Verkohlen 5, 8, 62, 96.
Verkoken 106 ff.
Vermodern 81.
Verwes 87.
Verwittern 78, 90, 92.
Vihsalz 70.
Vitriole 62.
Vorgänge, chemische 8, 12, 31, 32, 45, 46.
 —, physikalische 7.
Vorlauf 18.
Vorwärmezone 51.
- Wachs** 104.
Wärmeeinheit (Heizwert von Kohlen) 101.
Warmreckverfahren 59.
Waschen 18, 19, 80.
Waschflasche 9, 29, 60.
Wasser 1, 5, 6, 10, 13, 16 ff., 30, 32, 37 ff., 63, 64, 69 ff., 78, 95, 117.
 —, Bedeutung 18.
 —, Bildung 26, 27, 40, 48.
 —, Elektrolyse 39.
 —, Formarten 1.
 —, Formel 45, 47, 50.
 —, hartes 18.
 —, Kreislauf 18, 19.
 —, Lösungsmittel 16, 92, 93, 113.
 —, natürliches 18.
 —, Reinigung 19.
 —, Synthese 40.
 —, weiches 18.
 —, Zusammensetzung 40.
Wasserglas 101.
Wasserstoff 35 ff., 39, 47, 62, 65, 71, 73 ff., 88, 110, 120, 122.
Wasserstoffentwickler 39.
Wechselzersetzung 79.
Wein 116.
Weinessig 115.
Weingeist 85, 118.
Weinsäure 79.
Weizenstärke 113.
Wertigkeit 62.
Wetter, schlagende 100.
- Wetterführung** 100.
Winderhitzer 53.
Windkammer 57.
Wolfram 59.
Wolle (Bleichen von) 61.
Würfel 12, 13, 15, 70.
Xylol 109.
- Zeichen, chemische** 45 ff.
Zellstoff 116.
Zentralheizung 102.
Zentralkern 122.
Zersetzung des Wassers 35 ff.
Ziegel 56, 94 ff.
Zink 3, 25, 36 ff., 40, 62, 74.
Zinkblende 66.
Zinkchlorid 74.
Zinkoxyd 63.
Zinkpulver 36, 73.
Zinksulfat 62.
Zinkvitriol 62.
Zinn 2, 3, 38.
Zinnasche 3.
Zinnchlorid 74.
Zinnober 66.
Zitronensäure 7, 38.
Zucker 9, 35, 64, 109 ff.
Zündhölzer 99, 107.
Zusammensetzung der Luft 29.
Zuschlag 51.
Zustandsform 7.