LEHRBUCH DER CHEMIE

Teil II

6004

Lehrbuch der Chemie

Zweiter Teil

für den Kernunterricht des 9.—12. Schuljahres
bzw. den Kursunterricht des 9. Schuljahres

Bearbeitet von

Dipl.-Chem. Dr. Reinhold Scharf, Berlin

Zweite, durchgesehene Auflage

Mit 44 Abbildungen

ARBEITSGEMEINSCHAFT

VOLK UND WISSEN VERLAGS GMBH — B. G. TEUBNER VERLAGSGESELLSCHAFT

BERLIN—LEIPZIG

1948

Die Bearbeitung vorliegenden Lehrbuches
erfolgte unter Zugrundelegung
von Scheid-Flörke, Lehrbuch der Chemie,
aus dem Verlag Quelle & Meyer, Leipzig,
dem das Verlagsrecht an diesem Werk
zusteht

Best.-Nr 6004 · Preis brosch. 1,– RM

111.–135. Tausend · Liz.-Nr. 334 · 1000/48–273/48

Satz und Druck: (M 109) B. G. Teubner, Leipzig C1, Poststr. 3 — A 1008

Inhaltsübersicht

I. Säuren, Basen, Salze 5

A. § 1. Die Hydroxyde von Kalium, Natrium und Kalzium 5

B. Die Untersuchung des Kochsalzes 6

§ 2. Vorkommen und Gewinnung 6

§ 3. Eigenschaften 7

§ 4. Das Salzsäuregas 8

§ 5. Die Zusammensetzung des Kochsalzes und die Eigenschaften des Chlors . 9

§ 6. Die Salzsäure 10

§ 7. Umsetzungen 12

C. Die Säuren des Schwefels. Vielfache Gewichtsverhältnisse 13

§ 8. Die schweflige Säure 13

§ 9. Das Schwefeltrioxyd. Kontaktverfahren 14

§ 10. Vielfache Gewichtsverhältnisse 15

§ 11. Die Eigenschaften der konzentrierten Schwefelsäure 16

§ 12. Die Eigenschaften der verdünnten Schwefelsäure 17

§ 13. Sulfatmineralien 19

§ 14. Der Begriff des Kristalls 20

§ 15. Der Schwefelwasserstoff 21

D. Säuren, Basen, Salze 21

§ 16. Säuren 21

§ 17. Basen 22

§ 18. Salze 22

Aufgaben 23

II. Chemische Erkenntnisse dienen der Erweiterung der Ernährungsgrundlage 24

A. Stickstoffverbindungen 24

§ 19. Das Ammoniak, seine Gewinnung aus dem Luftstickstoff 24

§ 20. Die Salpetersäure 26

B. Phosphor und Phosphorsäure 28

§ 21. Der Phosphor 28

§ 22. Verbindungen des Phosphors 28

C. Künstliche Düngung erweitert die Ernährungsgrundlage 29

§ 23. Der Kreislauf des Stickstoffs 29

§ 24. Der Mineralbedarf der Pflanze 30

§ 25. Die künstlichen Düngemittel 30

Aufgaben 32

III. Der Kohlenstoff und seine Oxyde 33

A. Der elementare Kohlenstoff 33

§ 26. Die Holzkohle 33

§ 27. Diamant und Graphit 34

III. Oxyde des Kohlenstoffs 35
§ 28. Das Kohlendioxyd 35
§ 29. Die Kohlensäure und ihre Salze 36
§ 30. Der Kalkstein in Natur und Technik 38
§ 31. Das Kohlenoxyd 40
Aufgaben 41

IV. Die Veredelung der Mineralkohlen als Grundlage wichtiger Industrien 42
§ 32. Zusammensetzung 42
§ 33. Entstehung und Alter der Kohlen 42
§ 34. Heizwert und Verwendung 44
§ 35. Die Entgasung der Steinkohle und das Leuchtgas 45
§ 36. Die wirtschaftliche Bedeutung der Entgasung 46
§ 37. Zusammensetzung der Treibstoffe (Kraftstoffe). Kohlenwasserstoffe 49
§ 38. Benzin 49
§ 39. Eigenschaften der Treibstoffe 49
§ 40. Schmieröle 51
Aufgaben 52

V. Chemie wichtiger Lebensvorgänge (Nahrungsstoffe, Faserstoffe) 52
§ 41. Die Assimilation 52
§ 42. Kohlenhydrate 53
§ 43. Die Gärung 55
§ 44. Fette 57
§ 45. Eiweißstoffe 57
§ 46. Nahrungsmittel 58
§ 47. Die Atmung 60
Aufgaben 60

VI. Werkstoff Eisen 62
§ 48. Die Eisenerze 62
§ 49. Die Roheisengewinnung 62
§ 50. Die Eisensorten 65
§ 51. Die Gewinnung des schmiedbaren Eisens 66
§ 52. Rosten und Rostschutz 67
Aufgaben 68

VII. Werkstoff Glas 68
§ 53. Geschichtliches 68
§ 54. Der Quarz 69
§ 55. Die Kieselsäure und die Herstellung des Glases 70

VIII. Zusammenfassung und Ausblick 71
§ 56. Das periodische System der Elemente 71
§ 57. Aus der Geschichte der chemischen Wissenschaft 73

Sachverzeichnis 77

I. Säuren, Basen, Salze

A.

§ 1. Die Hydroxyde von Kalium, Natrium und Kalzium

1. *Bringen wir ein Stückchen Natrium auf Wasser, so fährt es unter Zischen darauf umher. (Vorsicht!) Es wird dabei immer kleiner und verschwindet schließlich vollständig. Gleichzeitig sinken Schlieren im Wasser zu Boden, ein Zeichen, daß sich etwas auflöst. Die Lösung bläut Lackmus. (Nur Lehrerversuch!)*
2. *Hält man das Natriumstückchen mit einem Sieblöffel unter einen mit Wasser gefüllten Zylinder (Abb. 1), so sammelt sich Wasserstoff darin an. (Vorsicht! Schutzscheiben! Nur Lehrerversuch!)*

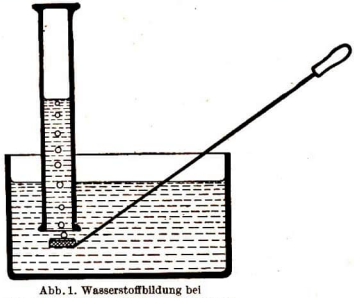


Abb. 1. Wasserstoffbildung bei der Einwirkung von Natrium auf Wasser

Natrium macht aus Wasser Wasserstoff frei; es muß sich also mit dem Sauerstoff des Wassers verbinden (Reduktion).

3. *Vers. 1 mit Kalium. Der entweichende Wasserstoff entzündet sich in diesem Fall und brennt mit violetter Flamme. (Nur Lehrerversuch!)*
4. *Kalziumspäne übergießt man im Prüfglas mit Wasser. Das entstehende Gas ist Wasserstoff. Die Flüssigkeit ist milchig getrübt. Beim Anfassen stellt man das Freiwerden von Wärme fest.*

Auch Kalium und Kalzium reduzieren das Wasser. Beim Kalium wird dabei so viel Wärme frei, daß sich der Wasserstoff entzündet. Auch bei der Einwirkung des Natriums kommt es zur Entzündung, wenn das Natriumstückchen durch Filtrierpapier am Umherschwimmen gehindert wird.
Im Gegensatz zu Magnesium und Eisen reduzieren Kalium, Natrium und Kalzium das Wasser schon bei gewöhnlicher Temperatur. Dabei entstehen Lösungen, die Lackmus bläuen.
Werden die bei den Versuchen erhaltenen Lösungen eingedampft, so erhält man Stoffe, deren Formeln **KOH, NaOH** und **$Ca(OH)_2$** sind. Diese Stoffe nennt man Hydroxyde[1]). Wir können uns die Einwirkung der drei

1) hydor (griech.) = Wasser.

Metalle auf Wasser so vorstellen, als entstünde zunächst wie beim Magnesium und Eisen das Oxyd des betreffenden Metalls, das sich aber dann mit Wasser zu dem Hydroxyd verbindet.

$$2\,Na + H_2O \rightarrow Na_2O + 2\,H \qquad Ca + H_2O \rightarrow CaO + 2\,H$$

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2\,NaOH \qquad CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

Die Ähnlichkeit im Verhalten der drei Hydroxyde bringt man darin zum Ausdruck, daß man die Formel für das Kalziumhydroxyd nicht CaO_2H_2 sondern $Ca(OH)_2$ schreibt. **(OH)** nennt man die Hydroxylgruppe, die frei nicht bestehen kann, sondern nur in chemischer Bindung mit anderen Atomen. In ihr hält das zweiwertige Sauerstoffatom mit einer Wertigkeit das Wasserstoffatom fest, so daß noch eine Wertigkeit frei bleibt, mit der die Gruppe an Metall gebunden wird. Die Hydroxylgruppe ist also einwertig.

Die drei Hydroxyde lösen sich in Wasser, das $Ca(OH)_2$ allerdings nur in geringer Menge. Ihre Lösungen führen besondere Namen: Kalilauge, Natronlauge, Kalkwasser.

Die Oxyde der drei Metalle (K, Na, Ca) nennt man Basenanhydride[1]), weil sie sich mit Wasser zu basisch reagierenden Stoffen verbinden.

5. *Kalium- und Natriumhydroxyd zerfließen an der Luft.*
6. *Verdünnte Kali- und Natronlauge werden zwischen den Fingern verrieben. Sie machen die Haut schlüpfrig.*
7. *Man kocht einige Tropfen Olivenöl, Leinöl oder Mohnöl mit 2–3 cm³ Kali- oder Natronlauge (Vorsicht, da die Flüssigkeit leicht spritzt! Lehrerversuch!), kühlt ab und fügt die gleiche Menge Wasser hinzu. Beim Umschütten tritt klare Lösung ein, die Lösung schäumt stark.*
8. *Auf ein mit Ölfarbe gestrichenes Brettchen bringt man einige Tropfen Lauge. Der Anstrich wird zerstört.*

Natrium- und Kaliumhydroxyd sind weiße feste Stoffe, die sehr stark hygroskopisch sind. Auf die Haut wirken sie stark ätzend und heißen deshalb auch Ätznatron und Ätzkali. Man braucht sie viel in der chemischen Industrie, so auch zur Herstellung von Seife. Ihre Lösungen verwendet man ferner zum Ablaugen von Ölfarben und Lacken.

B. Die Untersuchung des Kochsalzes

§ 2. Vorkommen und Gewinnung

In der Natur findet sich Kochsalz 1. als sog. Steinsalz, 2. in manchen Quellen, 3. im Meerwasser und 4. gelegentlich als Ausblühung des Steppenbodens.

Das **Steinsalz** wird bergmännisch gewonnen. Deutschland hat sehr große Salzlager. Viele davon haben eine besondere Bedeutung dadurch erlangt, daß sie neben dem Steinsalz Kaliumsalze führen, die dem Bauer als Dünge-

1) ánhydros (griech.) = wasserfrei.

mittel (§ 25) dienen. Die Salzlager sind durch Eindunsten vorzeitlicher Meere entstanden. Abb. 2 zeigt einen Querschnitt durch ein kaliführendes Salzlager. **Siedesalz** nennen wir das Kochsalz, das aus salzhaltigen Lösungen gewonnen wird. Solquellen enthalten häufig nur wenige Prozent Salz (Bad Nauheim z. B. 3%). In Badeorten läßt man die dünne Sole über Gradierwerke, das sind hohe Aufbauten aus Dornreisig, tropfen, damit sie durch Verdunsten von Wasser salzreicher (20–25%) wird. In der Nähe der Gradierwerke ist die Luft mit feinsten Tröpfchen der Salzlösung durchsetzt. Ihre Einatmung wirkt günstig auf manche Erkrankungen der Luftwege. Die durch das Gradieren angereicherte Sole wird eingedampft. Meist verarbeitet man heute künstliche Sole, die durch Auflösen des Steinsalzes in Bohrlöchern und Schächten hergestellt wird. Man dampft sie in eisernen Pfannen ein und erhält so ein Salz, das reiner als gemahlenes Steinsalz ist.

Das Weltmeer enthält 2,8% Kochsalz bei einem Gesamtsalzgehalt von 3,5%. Binnenmeere können einen höheren oder niedrigeren Salzgehalt aufweisen. Beispiele: Mittelmeer 4%, Ostsee 1,5%. Durch Eindunsten von Meerwasser gewinnt man an Küsten mit trocknem und heißem Klima **Meeressalz** (Italien, Südfrankreich, Spanien). In manchen Steppen- oder Wüstengebieten wird aus dem Boden ausblühendes **Steppensalz** gegraben (Nordafrika).

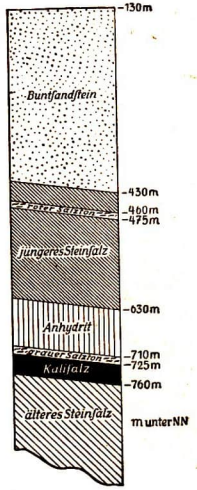


Abb. 2. Querschnitt durch ein Salzlager nördlich des Harzes

§ 3. Eigenschaften

1. *Steinsalz wird auf Farbe, Glanz, Härte, Spaltbarkeit und Kristallform untersucht.*
2. *Einen Tropfen Salzlösung läßt man auf einem Objektträger eindunsten. Unter dem Mikroskop erkennt man quadratische Kristallquerschnitte mit Diagonalstreifen.*
3. *Aus dem Eindunstungsrückstand einer größeren Menge Kochsalzlösung lassen sich würfelige Kristalle auslesen.*
4. *Aus Siedesalz ausgesuchte größere Kristalle haben die Form quadratischer Schüsselchen.*

Steinsalz zeigt Härte 2, es ist farblos, kristallisiert und spaltet in Würfeln, seine Dichte ist 2,2 g/cm³. Aus Kochsalzlösungen erhält man beim langsamen Eindunsten (Vers. 3) gute Kristallwürfel, bei raschem dagegen nur Skelette, und zwar quadratische Schüsselchen oder Würfel mit pyramidenförmig eingetieften Seitenflächen.

§ 4. Das Salzsäuregas

1. *In einem Prüfglas läßt man wenige Tropfen konz. Schwefelsäure (Vorsicht!) auf Kochsalz einwirken. Farbe und Geruch des entweichenden Gases werden festgestellt. Ebenso sein Verhalten gegen Lackmus. Stülpt man das Glas um und taucht es rasch mit der Mündung in Wasser, so steigt dieses darin hoch (Vorsicht! Prüfglas über die Wanne halten beim Umstülpen! Nicht verschließen!). Das Gas löst sich in Wasser auf (s. § 18).*

2. *Die obere Flasche des in Abb. 3 dargestellten Gerätes füllt man mit Salzsäuregas, das man in einem Gasentwickler aus Kochsalz und konz. Schwefelsäure bereitet. Die Füllung geschieht durch einfaches Einleiten auf den Boden der aufrecht stehenden Flasche. Die mit Salzsäuregas gefüllte Flasche stülpt man auf den Stopfen und drückt etwas Wasser aus der unteren Flasche hinein, indem man durch das seitliche Rohr Luft einbläst. Das Salzsäuregas löst sich so rasch in Wasser, daß ein gasleerer Raum entsteht. (Die obere Flasche muß deshalb dickwandig sein, sonst wird sie durch den äußeren Luftdruck zertrümmert.) In kräftigem Strahl springt das Wasser hoch und füllt schließlich die ganze obere Flasche. Setzt man dem Wasser vorher etwas Lackmus zu, so färbt es sich rot.*

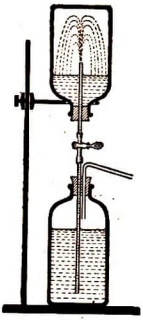


Abb. 3. Löslichkeit von Salzsäuregas

Wirkt konzentrierte Schwefelsäure auf Kochsalz ein, so bildet sich ein farbloses, stechend riechendes Gas, das schwerer als Luft ist, sich in Wasser leicht auflöst und Lackmus rötet. Wir nennen es Salzsäuregas. An der Luft bildet es Nebel, weil es den vorhandenen Wasserdampf zu Tröpfchen verdichtet, in denen es sich auflöst. Es ist hygroskopisch.

3. *Konzentrierte Salzsäure wird im Prüfglas, das mit Stopfen und Ableitungsrohr versehen ist, erhitzt. Das entweichende farblose Gas bildet an der Luft Nebel, riecht stechend und rötet Lackmus. Wir leiten es in ein aufrecht gehaltenes anderes Prüfglas, verschließen dieses Glas, wenn es gefüllt ist, mit dem Daumen und öffnen es unter Wasser. Das aufgefangene Gas löst sich rasch auf, was an dem raschen Eindringen des Wassers zu erkennen ist.*

Aus konzentrierter Salzsäure entweicht beim Erhitzen ein Gas, das sich an seinen Eigenschaften als Salzsäuregas erkennen läßt. Die Salzsäure ist also eine Lösung von Salzsäuregas in Wasser.

4. *Im Prüfglas übergießt man Zink mit Salzsäure. Es entweicht ein Gas, das sich bei Prüfung seiner Eigenschaften als Wasserstoff erweist.*

Der Versuch 4 läßt vermuten, daß Salzsäuregas eine Wasserstoffverbindung ist. Mit Sicherheit läßt sich eine Aussage nicht machen, da Wasser zugegen war und der Wasserstoff aus diesem stammen könnte.

5. In einem Prüfglas mit Seitenrohr leiten wir aus Kochsalz und konz. Schwefelsäure bereitetes trockenes Salzsäuregas über Natrium (Abb. 4). Wird das Natrium stark erhitzt, dann fängt es an aufzuglühen, und an dem Seitenrohr läßt sich ein Wasserstoff-Flämmchen entzünden. (Nur Lehrerversuch!)

Salzsäuregas ist eine Wasserstoffverbindung. Um zu ermitteln, mit welchem anderen Bestandteil der Wasserstoff im Salzsäuregas verbunden ist, lassen wir einen Stoff darauf einwirken, der leicht Sauerstoff abgibt.

6. Im Gasentwickler der Abb. 5 tropft Salzsäure auf Kaliumpermanganat. Das entstehende grüne Gas leiten wir in einen Standzylinder. Wir beobachten, wie es ihn allmählich anfüllt.

Das Kaliumpermanganat gibt Sauerstoff ab, der den Wasserstoff des Salzsäuregases zu Wasser oxydiert. Dabei wird ein schweres, grünes, giftiges Gas frei, das sehr stark zum Husten reizt: **Chlor**[1]). Das Chlor ist ein Grundstoff, sein chemisches Zeichen ist **Cl**.

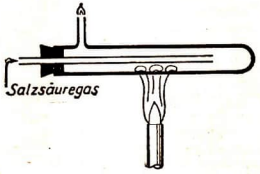


Abb. 4.
Einwirkung von Salzsäuregas auf Natrium



Abb. 5.
Gasentwickler

7. In den bei Vers. 6 mit Chlor gefüllten Standzylinder wird ein Wasserstoff-Flämmchen getaucht. Es brennt darin weiter, wobei das Chlor verschwindet und Salzsäuregas auftritt.

In den Versuchen 5 und 6 wurden durch Abbau Wasserstoff und Chlor als Bestandteile des Salzsäuregases erkannt. Der Versuch 7 beweist durch Wiederaufbau, daß das Salzsäuregas nur aus diesen beiden Stoffen zusammengesetzt ist. Seine Formel ist **HCl** und sein wissenschaftlicher Name: **Chlorwasserstoff**. Das Chlor ist demnach einwertig. Die Vorgänge in Versuch 5 und 6 werden durch folgende Gleichungen veranschaulicht:

$$2\,HCl + O \rightarrow H_2O + 2\,Cl$$
$$H + Cl \rightarrow HCl$$

§ 5. Die Zusammensetzung des Kochsalzes und die Eigenschaften des Chlors

1. In eine Glasstöpselflasche, die mit Chlor gefüllt ist, wirft man Natriumstückchen und läßt das Ganze einige Tage stehen. Das entstandene weiße Pulver wird auf Löslichkeit, Geschmack und Kristallform (Mikroskop!) geprüft und dadurch als Kochsalz erkannt.

Kochsalz ist eine Verbindung aus Natrium und Chlor mit der Formel **NaCl**.

1) chlorós (griech.) = grüngelb.

2. Blattkupfer, Blattzinn und Antimonpulver werden in Chlor geworfen. Sie verbinden sich mit ihm unter Aufglühen.

Das Chlor vereinigt sich leicht mit Metallen zu Verbindungen, die man Chloride nennt. Kochsalz heißt demnach **Natriumchlorid**. Das Chlor besitzt große Bindekraft für Metalle. Bei Vers. 2 entstehen Chloride von Kupfer, Zinn und Antimon. Auch der Chlorwasserstoff kann als Chlorid, nämlich Wasserstoffchlorid, bezeichnet werden.

3. Bunte Zeugstreifen und Papier, das mit verschiedenen Farbstoffen gefärbt ist, werden in Chlor getaucht. Die Farben verschwinden.

Chlor bleicht Farbstoffe.

Chlor wird in der Technik in großen Mengen hergestellt und kommt verflüssigt (in Stahlflaschen) oder an Kalk gebunden (Chlorkalk) in den Handel. Man braucht es zum Bleichen von Zellstoff und Baumwolle und benutzt es zum Keimfreimachen (Desinfizieren) von Wasser. In Städten, die kein einwandfreies Quellwasser ihren Leitungen zuführen können, wird das Trinkwasser oft gechlort und das überschüssige Chlor dann wieder entfernt.

Im Haushalt wird Chlor nicht mehr zum Bleichen der Wäsche benutzt, da es bei dem häufigen Gebrauch die Faser zu stark angreift. Man verwendet hier heute milder wirkende Bleichmittel, z. B. solche, die Sauerstoff abgeben.

Dem Chlor verwandt sind die Grundstoffe **Brom** und **Jod**. Brom ist eine rotbraune Flüssigkeit, die leicht verdunstet; Jod ist ein fester dunkelvioletter Stoff, der beim Erhitzen einen violetten Dampf liefert.

§ 6. Die Salzsäure

a) Darstellung und Eigenschaften

1. In einem Gasentwickler wirkt konz. Schwefelsäure (Vorsicht!) auf Kochsalz ein (Abb. 6). Den entweichenden Chlorwasserstoff leitet man auf (!) Wasser. Die entstehende Salzsäure sinkt dabei in Schlieren zu Boden.

Salzsäure stellt man durch Auflösen von Chlorwasserstoff in Wasser her. Im Handel erhält man rohe Salzsäure, die durch Verunreinigungen gelbgefärbt ist, und reine Salzsäure, die farblos ist. Den Gehalt an Chlorwasserstoff können wir aus einer Tabelle ersehen, wenn wir die Dichte kennen. Zu ihrer Ermittlung benutzt man in der Praxis vor allem die Senkspindel (Aräometer[1]) Abb. 7).

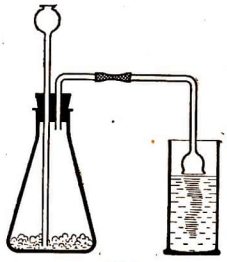


Abb. 6. Darstellung von Salzsäure



Abb. 7. Senkspindel

1) araiós (griech.) = dünn.

Die höchstkonzentrierte Salzsäure des Handels enthält rund 37% HCl; sie raucht an der Luft, weil Chlorwasserstoff aus ihr entweicht (Rauchende Salzsäure).

Dichte und Gehalt von Salzsäure

Dichte in g/cm³	% HCl
1,025	5,15
1,050	10,17
1,075	15,16
1,100	20,01
1,125	24,78
1,150	29,57
1,175	34,42
1,190	37,23

b) Einwirkung auf Metalle und Metalloxyde

2. *Im Prüfglas läßt man Salzsäure auf Mg, Al, Zn, Fe, Cu, Ag einwirken. Außer Cu und Ag lösen sich die Metalle unter Wasserstoffentwicklung. Dampft man die Lösungen ein, so erhält man feste Rückstände: Metallchloride.*
3. *In gleicher Weise werden einige Metalloxyde (MgO, ZnO, CuO) behandelt. Alle, auch das Kupferoxyd, lösen sich. Wasserstoffentwicklung tritt nicht ein.*
4. *Trockener Chlorwasserstoff wird über erwärmtes Kupferoxyd geleitet, das in einer Glasröhre liegt. Unter Wasserbildung entsteht grünes Kupferchlorid.*

Salzsäure bildet mit manchen Metallen (Mg, Al, Zn, Fe) unter Wasserstoffentwicklung Chloride:

$$Mg + 2\,HCl \rightarrow MgCl_2 + 2\,H \qquad Al + 3\,HCl \rightarrow AlCl_3 + 3\,H$$

$$Zn + 2\,HCl \rightarrow ZnCl_2 + 2\,H \qquad Fe + 2\,HCl \rightarrow FeCl_2 + 2\,H$$

Salzsäure + Metall → Metallchlorid + Wasserstoff

Salzsäure löst auch Metalloxyde auf, dabei wird kein Wasserstoff frei. Vers. 3 lehrt uns, daß sich der Wasserstoff der Säure hier mit dem Sauerstoff des Oxyds zu Wasser verbindet.

$$MgO + 2\,HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2O$$

$$ZnO + 2\,HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$$

$$CuO + 2\,HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O$$

Metalloxyd + Salzsäure → Metallchlorid + Wasser

Wir haben hier den Begriff „Lösen" in einem anderen Sinne gebraucht als früher. Bei den beschriebenen Vorgängen wird der sich lösende Stoff verändert. Zur klaren Unterscheidung wollen wir ein solches Lösen einen chemischen Lösevorgang nennen.

Aus den Formeln der Chloride ergibt sich, daß die genannten Metalle gegen das einwertige Chlor folgende Wertigkeiten besitzen: Mg 2; Zn 2; Al 3; Fe 2; Cu 2. Diese Zahlen stimmen mit den Wertigkeiten der genannten Metalle gegen Sauerstoff überein.

c) Neutralisation

5. Zu Natronlauge, die durch Lackmus blau gefärbt ist, lassen wir aus einer Bürette (Abb. 8) so lange Salzsäure fließen, bis die Farbe in Violett umschlägt. Die Flüssigkeit schmeckt jetzt salzig und liefert beim Eindunsten würflige Kristalle (Mikroskop!).

6. Wir wiederholen den Versuch, indem wir die Natronlauge zu der Salzsäure fließen lassen. Das Ergebnis ist das gleiche.

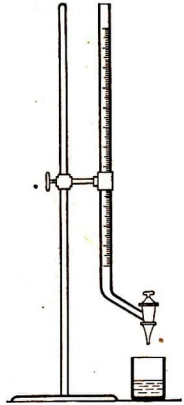


Abb. 8. Bürette

Salzsäure und Natronlauge liefern, wenn sie im geeigneten Mengenverhältnis zusammentreffen, unter Erwärmung eine neutrale Flüssigkeit, die Kochsalz enthält.

7. Wir leiten über trockenes Natriumhydroxyd in einer Glasröhre Chlorwasserstoffgas. An der Röhre schlagen sich Wassertropfen nieder. Das Natriumhydroxyd zerfällt zu einem weißen Pulver, das sich als Kochsalz erweist.

Natronlauge und Salzsäure neutralisieren einander unter Bildung von Natriumchlorid (Kochsalz). Aus dem Wasserstoff des HCl und der Hydroxylgruppe des NaOH wird dabei, wie Vers. 7 lehrt, Wasser.

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

8. Läßt man Salzsäure auf Kalium- und Kalziumhydroxyd einwirken, so entstehen entsprechend Kalium- und Kalziumchlorid:

$$KOH + HCl \rightarrow KCl + H_2O$$

$$Ca(OH)_2 + 2\,HCl \rightarrow CaCl_2 + 2\,H_2O$$

Metallhydroxyd + Salzsäure → Metallchlorid + Wasser

d) Chloridbildung. Wir haben jetzt Chloride auf viererlei Weise hergestellt: 1. aus Metall und Chlor, 2. aus Metall und Salzsäure, 3. aus Metalloxyd und Salzsäure und 4. aus Metallhydroxyd und Salzsäure.

§ 7. Umsetzungen

Bei den Vorgängen, die wir im vorigen Abschnitt kennenlernten, wirkten zwei Stoffe so aufeinander ein, daß zwei neue Stoffe entstanden. Solche Vorgänge nennt man Umsetzungen. Wir unterscheiden zwei Arten: Bei der Einwirkung von Metall auf Salzsäure, also eines Grundstoffs auf eine Verbindung, wurde der Wasserstoff des HCl durch Metall ersetzt. Dies ist eine einfache Umsetzung oder Substitution[1]). Wenn zwei Verbindungen derart

1) substitúere (lat.) = ersetzen.

aufeinander einwirken, daß zwei neue Verbindungen entstehen, wie dies bei der Einwirkung der Oxyde auf HCl geschah, dann nennen wir dies eine doppelte Umsetzung oder Wechselzersetzung.

Zusammenfassung:

1. $A + B \rightarrow AB$	2. $AB + C \rightarrow AC + B$	3. $AB + CD \rightarrow AD + BC$
Vereinigung (Addition)	einfache Umsetzung (Substitution)	doppelte Umsetzung (Wechselzersetzung)

(A, B, C, D bedeuten irgendwelche Grundstoffe.)

C. Die Säuren des Schwefels. Vielfache Gewichtsverhältnisse

§ 8. Die schweflige Säure

In Teil 1, § 14 haben wir erfahren, daß die Lösung des Schwefeldioxyds SO_2 eine Säure ist. Wir nannten diese Säure schweflige Säure.

1. *Wir gießen schweflige Säure zu Fuchsinlösung (rot) sowie zu Rotkrautbrühe. Die Farbstofflösungen werden entfärbt.*

Schweflige Säure bleicht manche Farbstoffe. Man benutzt sie daher als Bleichmittel, besonders für Wolle. Ferner wirkt sie abtötend auf Bakterien, weshalb sie in der Wein- und Süßmostindustrie zum Entkeimen von Flaschen und Fässern benutzt wird. Früher „schwefelte" man die feuchten Gefäße durch Abbrennen von Schwefel, heute spült man sie meist einfach mit der käuflichen schwefligen Säure aus.

2. *In schweflige Säure werfen wir Magnesiumpulver. Wasserstoff entweicht.*
3. *Wir neutralisieren schweflige Säure mit Natronlauge und dampfen ein.*
4. *Läßt man schweflige Säure einige Zeit sieden, so verliert sie ihren Geruch und ihre Bleichwirkung.*

Magnesium macht aus schwefliger Säure Wasserstoff frei. Wir dürfen deshalb annehmen, daß sie ähnlich wie Chlorwasserstoff eine Wasserstoffverbindung und nicht einfach eine (physikalische) Lösung von SO_2 in Wasser ist. Mit Natronlauge läßt sie sich neutralisieren. Dabei entsteht Natriumsulfit von der Formel Na_2SO_3. Daraus schließt man auf die Formel H_2SO_3 für die Säure; diese ist nur in wäßriger Lösung bekannt, weil sie beim Eindampfen, wie Vers. 4 lehrt, in Wasser und Schwefeldioxyd zerfällt.

$$H_2O + SO_2 \rightarrow H_2SO_3$$

Bildung der schwefligen Säure

$$H_2SO_3 \rightarrow SO_2 + H_2O$$

Zerfall der schwefligen Säure

$$Mg + H_2SO_3 \rightarrow MgSO_3 + 2\,H$$

$$\begin{matrix} Na & OH \\ Na & OH \end{matrix} + \begin{matrix} H \\ H \end{matrix} SO_3 \rightarrow Na_2SO_3 + 2\,H_2O$$

„Sulfite" dürfen nicht mit „Sulfiden" (s. Teil 1, § 17; z. B. FeS) verwechselt werden.

§ 9. Das Schwefeltrioxyd. Kontaktverfahren

Die Luft wird mit dem Mund durch eine wässerige Lösung von schwefliger Säure geblasen (Abb. 9), dabei wird der Luftstrom mit Schwefeldioxyd beladen. Das Schwefeldioxyd-Luft-Gemisch strömt dann über schwach erhitzten (etwa 540° C) Platinasbest. Aus dem Rohr entweicht ein erstickend riechender, dichter weißer Rauch, der angefeuchtetes Lackmuspapier kräftig rot färbt.

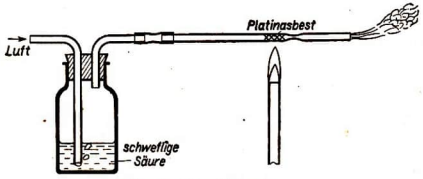


Abb. 9. Darstellung des Schwefeltrioxyds

Das Schwefeldioxyd wird durch den in der Luft enthaltenen Sauerstoff zu Schwefeltrioxyd SO_3 oxydiert.

$$SO_2 + O \rightarrow SO_3.$$

Diese Oxydation erfolgt nicht in der Kälte und in der Hitze, praktisch auch nur, wenn Platin zugegen ist. Das Platin, das in unserem Versuch in dünnster Schicht auf den Asbestfasern sitzt, verändert sich bei der Reaktion in keiner Weise und kann immer wieder zu demselben Zweck gebraucht werden. Man bezeichnet es als **Katalysator**[1]). Auch der Ausdruck **Kontaktstoff** ist gebräuchlich, weil in Berührung mit ihm die Stoffe aufeinander einwirken.

Mit Wasser verbindet sich das Schwefeltrioxyd unter starker Wärmeentwicklung zu Schwefelsäure:

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4.$$

Schwefeldioxyd und Schwefeltrioxyd nennt man Säureanhydride (s. § 1), weil sie sich mit Wasser zu Säuren verbinden.

Die Technik stellt nach dem beschriebenen Kontaktverfahren Schwefelsäure her. Als Rohstoff zur Gewinnung des erforderlichen Schwefeldioxyds dient in Deutschland vornehmlich Eisenkies, daneben werden auch andere Sulfide verwendet.

Eisenkies verbrennt beim Erhitzen an der Luft zu Eisenoxyd und Schwefeldioxyd. Den Vorgang nennt man in der Technik „Rösten".

$$2\,FeS_2 + 11O \rightarrow Fe_2O_3 + 4\,SO_2.$$

Das hierbei entstehende Schwefeldioxyd enthält bereits geringe Mengen Schwefeltrioxyd, ebenso bildet sich beim Verbrennen von reinem Schwefel neben dem farblosen Schwefeldioxyd etwas Schwefeltrioxyd, das sich als dünner bläulichweißer Rauch zu erkennen gibt.

---

1) katalýein (griech.) = auslösen.

§ 10. Vielfache Verhältnisse

Schwefel bildet mit Sauerstoff zwei Oxyde: SO_2 und SO_3. Im SO_2 sind mit $2 \cdot 16$ g Sauerstoff 32 g Schwefel verbunden, im SO_3 mit der gleichen Schwefelmenge $3 \cdot 16$ g Sauerstoff. Hier verbinden sich also zwei Grundstoffe in zwei verschiedenen Gewichtsverhältnissen miteinander. Bedeutet das ein Versagen des Gesetzes der konstanten Gewichtsverhältnisse? Offenbar nicht, denn es ist ja nicht so, daß ein beliebiges Gewichtsverhältnis möglich ist. Das Gesetz muß aber erweitert werden.

Kupfer bildet auch zwei Oxyde, ein schwarzes und ein rotes, wie man beim allmählichen Erhitzen eines Kupferblechs feststellen kann. Blei liefert ein braunes und ein gelbes Oxyd.

1. *Rotes Kupferoxyd wird im Sauerstoffstrom erhitzt. Es geht in das schwarze Oxyd über.*
2. *Man ermittelt den Sauerstoffgehalt des roten Kupferoxyds nach Teil 1, § 32, Vers. 2.*
3. *Eine gewogene Menge braunes Bleioxyd glühen wir im Prüfglas; es verliert Sauerstoff, dessen Menge wir durch den Gewichtsverlust ermitteln.*
4. *Der Sauerstoffgehalt des gelben Bleioxyds wird nach Teil 1, § 32, Vers. 2, bestimmt. Dabei muß das Oxyd auf einer Magnesiarinne liegen, da es Glas angreift.*

Rotes Kupferoxyd nimmt im Sauerstoffstrom Sauerstoff unter Glühen auf und wird zu schwarzem Kupferoxyd. Braunes Bleioxyd verliert beim Erhitzen Sauerstoff und wird zu gelbem Bleioxyd. Die quantitativen Versuche liefern Ergebnisse, die unter Berücksichtigung der Versuchsfehler mit folgenden genauen Werten übereinstimmen:

Namen der Oxyde		Gewichtsverhältnis Metall : Sauerstoff	Verhältnis der Metallmengen in den beiden Oxyden, bezogen auf die gleiche Menge Sauerstoff
Kupferoxyd	rot	$2 \cdot 63{,}6 : 16$	2 : 1
	schwarz	$63{,}6 : 16$	
Bleioxyd	gelb	$207{,}2 : 16$	2 : 1
	braun	$207{,}2 : (2 \cdot 16)$	

Namen der Oxyde	Gewichtsverhältnis Schwefel : Sauerstoff	Verhältnis der Sauerstoffmengen in den beiden Oxyden, bezogen auf die gleiche Menge Schwefel
Schwefeldioxyd	$32 : (2 \cdot 16)$	2 : 3
Schwefeltrioxyd	$32 : (3 \cdot 16)$	

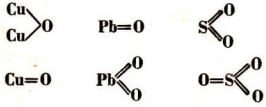
Entsprechendes hat man bei anderen Verbindungen gefunden, weshalb man das Gesetz der konstanten Gewichtsverhältnisse erweiterte zu dem **Gesetz der vielfachen Gewichtsverhältnisse:**

Verbinden sich zwei Grundstoffe in mehreren Gewichtsverhältnissen miteinander, dann verhalten sich entsprechende Glieder dieser Verhältnisse wie kleine ganze Zahlen.

Dieses Gesetz bestätigt ebenfalls die Richtigkeit der Atomlehre.
Ermittelt man unter Verwendung der Atomgewichte (Tab. S. 72) aus den obigen Werten die Formeln der Oxyde, dann ist

rotes Kupferoxyd	Cu_2O	gelbes Bleioxyd	PbO	Schwefeldioxyd	SO_2
schwarzes Kupferoxyd	CuO	braunes Bleioxyd	PbO_2	Schwefeltrioxyd	SO_3

Kupfer, Blei und Schwefel verbinden sich also mit jeweils zwei verschiedenen Mengen Sauerstoff. Dementsprechend haben sie zwei verschiedene Ersatzgewichte, z. B. das Kupfer 63,6 im roten und 31,8 im schwarzen Oxyd. Also sind den drei Grundstoffen auch zwei Wertigkeiten zuzuordnen, wie folgende Bauformeln zeigen:



Die Wertigkeit verwendet man bei den Metalloxyden zur Namengebung:

Cu_2O heißt	Kupfer – 1 – oxyd;	PbO heißt	Blei – 2 – oxyd;
CuO „	Kupfer – 2 – oxyd;	PbO_2 „	Blei – 4 – oxyd.

Bei den Nichtmetalloxyden verfährt man anders. Hier wird die Zahl der Sauerstoffatome mit einem lateinischen oder griechischen Zahlwort gekennzeichnet: SO_2 heißt Schwefeldioxyd, SO_3 Schwefeltrioxyd. In diesen beiden Oxyden tritt der Schwefel 4- bzw. 6-wertig auf.

§ 11. Die Eigenschaften der konzentrierten Schwefelsäure

Unter konzentrierter Schwefelsäure versteht man die nahezu wasserfreie Säure, die mit etwa 96 % H_2SO_4 handelsüblich ist. Beim Arbeiten mit ihr muß man darauf achten, daß nichts auf die Kleider, die Haut oder gar in die Augen kommt.

1. *Die Dichte wird durch Abwiegen von 50 cm³ Schwefelsäure bestimmt.*
2. *Die bei Vers. 1 gewogene Menge bleibt etwa $\frac{1}{2}$ Stunde auf der Waage stehen. Es ist eine deutliche Gewichtszunahme festzustellen. Nach einigen Tagen ist auch das Volum wesentlich größer geworden. Die konz. Schwefelsäure hat aus der Luft Wasser aufgenommen.*

3. *Die Wasserflasche W_1 (Abb. 10) enthält warmes (40–50° C) Wasser, W_2 konzentrierte Schwefelsäure. Bei K_1 und K_2 liegen Streifchen von getrocknetem Kobaltchloridpapier. Bläst man Luft in der Richtung des Pfeils hindurch, so wird K_1 in dem feuchten Luftstrom rot, während K_2 blau bleibt, da der Luftstrom durch die konzentrierte Schwefelsäure getrocknet wird. Vertauscht man anschließend die beiden Papiere, so schlagen sie nach einiger Zeit in die Gegenfarbe um.*
4. *In 20 cm³ Wasser werden 40 cm³ konzentrierte Schwefelsäure gegossen (Vorsicht!). Beim Mischen entsteht viel Wärme.*
5. *Holz und Zucker übergießt man mit konz. Schwefelsäure. Sie verkohlen.*
6. *In Porzellanschälchen bringt man auf einen Lappen und auf ein Stück Papier einen Tropfen der konz. Säure. Stoff und Papier werden zerstört.*

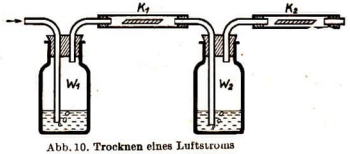


Abb. 10. Trocknen eines Luftstroms durch konzentrierte Schwefelsäure

Konzentrierte Schwefelsäure ist eine farblose, ölige Flüssigkeit mit der Dichte 1,84 g/cm³. Sie ist stark hygroskopisch und kann zum Trocknen von Gasen dienen. Beim Mischen mit Wasser wird viel Wärme entbunden. Man muß stets so verfahren, daß man die Säure unter Umrühren langsam in das Wasser gießt, nie umgekehrt (Spritzen!). Konzentrierte Schwefelsäure zerstört organische Stoffe, die dabei z. T. verkohlt werden. Sie wirkt sehr stark ätzend auf die Haut. Vorsicht beim Arbeiten damit ist daher geboten.

§ 12. Die Eigenschaften der verdünnten Schwefelsäure

1. *Einige Tropfen Schwefelsäure machen eine größere Wassermenge noch deutlich sauer. (Lackmus!)*
2. *Verdünnte Schwefelsäure wird in ihrem Verhalten gegen Metalle, Metalloxyde und Metallhydroxyde mit der Salzsäure verglichen (s. § 6, Vers. 2, 3, 5).*

Schwefelsäure wirkt, ebenso wie Salzsäure, selbst in sehr stark verdünnten Lösungen noch sauer. Magnesium, Zink, Eisen werden von ihr unter Wasserstoffentwicklung gelöst. Kupfer und Silber bleiben unverändert. Metalloxyde lösen sich, wobei keine Wasserstoffentwicklung auftritt. Durch Basen läßt sich Schwefelsäure neutralisieren. Sie verhält sich also gegen Metalle, Metalloxyde und Metallhydroxyde ähnlich wie die Salzsäure. Diese bildete mit den drei Stoffarten Chloride, wobei das Metall den Säurewasserstoff ersetzte. Der so freigemachte Wasserstoff entwich als solcher, wenn ein Metall einwirkte, und verband sich mit Sauerstoff zu Wasser, wenn ein Oxyd oder Hydroxyd beteiligt war. Mit Schwefelsäure verlaufen die Vorgänge ganz entsprechend. Auch hier verdrängt das Metall den Wasserstoff der Säure und verbindet sich mit der Atomgruppe SO_4, die man den Schwefelsäurerest nennt, zu einem Sulfat. Der Schwefelsäurerest ist zweiwertig.

1. Metall + Schwefelsäure → Metallsulfat + Wasserstoff

$$Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + 2H$$

2. Metalloxyd + Schwefelsäure → Metallsulfat + Wasser

$$CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$$

3. Metallhydroxyd + Schwefelsäure → Metallsulfat + Wasser

$$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

3. Durch vorsichtiges Eindampfen der in Vers. 2 gewonnenen Lösungen erhält man die kristallisierten Sulfate von Na, Mg, Zn, Fe, Cu. Erhitzt man diese im Prüfglas, so entweicht Wasser.

4. Gewogene Mengen der käuflichen Sulfate werden mäßig erhitzt, bis sich das Gewicht nicht mehr ändert. Der Gewichtsverlust ergibt den Wassergehalt.

Aus Lösungen kristallisieren viele Sulfate unter Bindung von Wassermolekülen. Da beim Erhitzen der wasserhaltigen Stoffe die Kristalle pulverig zerfallen, hat man dieses Wasser Kristallwasser genannt. Die Formeln und technischen Namen dieser Sulfate sind:

$Na_2SO_4 \cdot 10\,H_2O$ Glaubersalz (weiß)

$ZnSO_4 \cdot 7\,H_2O$ Zinkvitriol (weiß)

$CuSO_4 \cdot 5\,H_2O$ Kupfervitriol (blau)

$MgSO_4 \cdot 7\,H_2O$ Bittersalz (weiß)

$FeSO_4 \cdot 7\,H_2O$ Eisenvitriol (grün)

In diesen Formeln bedeutet der Punkt, daß die Moleküle, zwischen denen er steht, mit einander verbunden sind. Beim Lesen der Formel wird der Punkt nicht mitgelesen.

5. Bariumchloridlösung versetzt man mit verdünnter Schwefelsäure und Lösungen von Sulfaten. In jedem Fall entsteht ein weißer Niederschlag von unlöslichem Bariumsulfat.

6. Zu 500 cm³ Wasser fügt man 5 Tropfen verdünnte Schwefelsäure und gibt Bariumchloridlösung hinzu. Es entsteht eine weiße Trübung. Bei längerem Stehen klärt sich die Flüssigkeit durch Absetzen des Bariumsulfats.

Schwefelsäure und Sulfate fällen aus Bariumchloridlösung unlösliches weißes Bariumsulfat aus. Die Ausfällung ist noch in sehr verdünnter Lösung deutlich zu sehen. Bariumchlorid ist ein empfindliches Prüfmittel (Reagens) auf Schwefelsäure und lösliche Sulfate.

$$BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2HCl.$$

§ 13. Sulfatmineralien

Durch Untersuchung von Gips und Schwerspat werden folgende Eigenschaften festgestellt:

Mineral	Farbe	Härte	Dichte g/cm³	Spaltbarkeit	Kristallform
Gips $CaSO_4 \cdot 2H_2O$	farblos oder durch Verunreinigungen gefärbt	2	2,3	ausgezeichnet nach einer Richtung (blättrig)	Abb. 11
Schwerspat $BaSO_4$		$3\frac{1}{2}$	4,5	gut nach drei Richtungen, die senkrecht zueinander stehen.	Abb. 12

Gute Gipskristalle finden sich oft in tertiären Tonen, wo sie im weichen Mittel sich schön ausbilden konnten. Oft füllt Gips Spalten aus. Diese Ausfüllungen sind dann durch parallel gestellte nadelige Kristalle faserig. In manchen geologischen Formationen tritt Gips als Gestein auf und kommt dann in derben Massen vor. Dieser dichte Gips ist weiß oder grau. Er wird bei 120 bis 150 °C gebrannt, wobei er $\frac{3}{4}$ seines Wassers verliert. Wird der gebrannte Gips wieder mit Wasser angerührt, so bindet er es und kristallisiert dabei in feinen Nädelchen, die miteinander verfilzen und zu einer festen, harten Masse werden. Bei dem „Abbinden" des Gipsbreis erfolgt eine Volumvermehrung, die für das Festhalten der eingegipsten Kloben, Dübel usw. wichtig ist.



Abb. 11. Gipskristall (Modell)

Schwerspat kommt oft auf Erzgängen vor, bildet aber auch für sich allein die Füllmasse von Gesteinsspalten. Vor anderen ähnlichen Mineralien zeichnet ihn seine hohe Dichte aus, was zu seinem Namen Veranlassung gegeben hat.

Gemahlener und geschlämmter Schwerspat dient als Füll- und Beschwerungsmittel für Papier und als Rohstoff für weiße Malerfarben. (Permanentweiß: $BaSO_4$, Lithopone: Gemenge von ZnS und $BaSO_4$.)

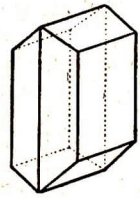


Abb. 12. Schwerspatkristall (Modell)

Weitere Sulfatmineralien sind der Anhydrit $CaSO_4$, der Kainit, ein Doppelsalz der Formel $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$, und der Kieserit $MgSO_4 \cdot H_2O$. Sie sind am Aufbau der Salzlager beteiligt (s. § 2).

§ 14. Der Begriff des Kristalls

a) Begrenzung. Bei unseren Untersuchungen sind wir des öfteren Kristallen begegnet, so beim Schwefel, Bleiglanz, Eisenkies, Kochsalz, Gips und Schwerspat. Die nähere Betrachtung dieser Kristalle lehrt uns, daß es Körper sind, die von ebenen Flächen begrenzt werden. Auf die Form dieser Kristalle haben wir, auch wenn wir selbst sie wachsen lassen, keinerlei Einfluß; sie ist eine gesetzmäßige Eigenschaft des betreffenden Stoffes. Wir können deshalb sagen:

Kristalle sind ebenflächig begrenzte Naturkörper.

b) Spaltbarkeit. Viele Kristalle liefern beim Zerkleinern nicht unregelmäßige Brocken, sondern regelmäßige Bruchstücke. Aus unseren Versuchen wissen wir, daß dies bei Steinsalz und Bleiglanz Würfelchen sind. Beim Kalkspat erhalten wir Rhomboeder (Abb. 13). Gips ließ sich leicht in dünnste Blättchen spalten. Auch Schwerspat erwies sich als spaltbar. Zur Erklärung dieser Erscheinung müssen wir annehmen, daß der Zusammenhalt der Moleküle (Kohäsion) senkrecht zu den Spaltrichtungen schwächer ist.

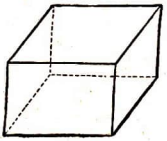


Abb. 13.
Spaltform des Kalkspats (Rhomboeder, Modell)

Die äußere Form und die Spaltbarkeit sagen uns, daß im inneren Aufbau der Kristalle nicht Willkür, sondern ein Bauplan herrschen muß. Im Jahre 1912 bewies v. Laue (Träger des Nobelpreises), in Zusammenarbeit mit Friedrich und Knipping mit Hilfe von Röntgenstrahlen, daß die Moleküle in den Kristallen in sog. Raumgittern gesetzmäßig angeordnet sind.

Kristalle sind Molekülgebäude.

In Glas, in Flüssigkeiten und Gasen sind die Moleküle ungeordnet. Diese Stoffe sind Molekülhaufen. Man bezeichnet sie auch als amorph[1]).

c) Entstehung und Ausbildung. Nach unseren bisherigen Beobachtungen bilden sich Kristalle beim Eindunsten einer Lösung.

1. *Wir schmelzen in einem Tiegel eine größere Menge Schwefel. Um Überhitzung zu vermeiden, erhitzen wir in einem Paraffinbad. Ist alles geschmolzen, dann lassen wir abkühlen und gießen, wenn die Oberfläche zu erstarren beginnt, den noch flüssigen Schwefel aus. Die Wände des Tiegels sind dann mit nadeligen Kristallen bedeckt.*
2. *In einem Kolben wird etwas Jod verdampft. An den kalten Wänden entstehen blättchenförmige Kristalle (Sublimation).*

Kristalle bilden sich beim Eindunsten einer Lösung, beim Erstarren einer Schmelze und beim Sublimieren eines Dampfes.

1) ámorphos (griech.) = gestaltlos.

Die Erklärung dafür liegt in folgendem: Beim Lösen, Schmelzen und Verdampfen werden die Moleküle beweglich und können sich dann beim Eindunsten, Erstarren und Sublimieren nach dem dem Stoff eigentümlichen Bauplan zu Kristallen ordnen.

§ 15. Der Schwefelwasserstoff

Unter dem Abzug übergießen wir im Prüfglas Eisensulfid mit Salzsäure und verschließen es mit Stopfen und Ableitungsrohr. Das entweichende Gas zünden wir an und prüfen die Verbrennungsprodukte durch Darüberhalten eines kalten Trichters und durch den Geruch.

Bei Einwirkung von Salzsäure auf Eisensulfid entsteht ein übelriechendes, giftiges Gas, das mit blauer Flamme zu Wasser und Schwefeldioxyd verbrennt. Es ist Schwefelwasserstoff H_2S.

$$FeS + 2\,HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S.$$

Schwefelwasserstoff kommt in manchen Mineralquellen vor (z. B. Schwefelquelle bei Aachen). Er bildet sich beim Faulen organischer Stoffe, z. B. von Eiern. In Abortgruben und Kanälen hat das giftige Gas schon zu manchen tödlichen Unfällen Veranlassung gegeben, wenn darin ohne Verwendung von Gasschutzgeräten gearbeitet wurde. Zum Nachweis wird Bleipapier verwendet, das durch Schwefelwasserstoff geschwärzt wird.

D. Säuren, Basen, Salze

§ 16. Säuren

Wir haben bisher die Salzsäure HCl, die schweflige Säure H_2SO_3 und die Schwefelsäure H_2SO_4 näher untersucht. Gemeinsam ist ihnen, daß sie Wasserstoffverbindungen sind, deren Wasserstoff durch Metalle ersetzt werden kann. An weiteren Säuren lernten wir die Kohlensäure und die Phosphorsäure kennen, denen die Formeln H_2CO_3 und H_3PO_4 zukommen. Auch ihr Wasserstoff ist durch Metall ersetzbar.

Säuren haben keine besondere Zustandsform. HCl ist gasförmig, H_2SO_4 ist flüssig, und Weinsäure ist fest. Den Teil des Säuremoleküls, der beim Ersatz des Wasserstoffs sich mit dem Metall verbindet, nennen wir den **Säurerest**. Er ist einwertig bei der Salzsäure: $-Cl$, zweiwertig bei der Schwefelsäure: $=SO_4$ und dreiwertig bei der Phosphorsäure: $\equiv PO_4$. Die wäßrigen Lösungen der Säuren röten, wie wir bereits früher erkannt haben, den Lackmusfarbstoff.

Das Molekül einer Säure baut sich aus einem oder mehreren Wasserstoffatomen und dem Säurerest auf. Die Wasserstoffatome können durch Metall ersetzt werden.

§ 17. Basen

KOH, NaOH und $Ca(OH)_2$ sind uns als Basen bekannt (s. § 1). Säuren werden durch diese Basen neutralisiert (s. § 11, 12).

1. *Zu Lösungen von Eisen-3-chlorid und Kupfer-2-chlorid gibt man so lange tropfenweise Natronlauge, wie noch ein Niederschlag entsteht. Filtriert man den Niederschlag, der beim Eisen braun, beim Kupfer hellblau gefärbt ist, so erhält man farblose Flüssigkeiten, in denen man durch den Geschmack und nach dem Eindunsten durch die Kristallform (Mikroskop) Kochsalz nachweisen kann.*
2. *Die erhaltenen Niederschläge werden in Salzsäure gelöst. Dampft man diese Lösungen ein, so erhält man die ursprünglichen Chloride.*

Natronlauge fällt aus Eisen- und Kupferchloridlösungen die schwer löslichen Hydroxyde der beiden Metalle. Diese Hydroxyde wirken auf Salzsäure unter Bildung von Eisen- bzw. Kupferchlorid ein:

$$FeCl_3 + 3\,NaOH \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3\,NaCl; \qquad Fe(OH)_3 + 3\,HCl \rightarrow FeCl_3 + 3\,H_2O$$
$$CuCl_2 + 2\,NaOH \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + 2\,NaCl; \qquad Cu(OH)_2 + 2\,HCl \rightarrow CuCl_2 + 2\,H_2O.$$

Das Eisen- und das Kupferhydroxyd verhalten sich demnach gegen Salzsäure wie Natrium- oder Kaliumhydroxyd. Wir nennen sie deshalb auch Basen. Sie bläuen aber Lackmuspapier nicht, weil sie in Wasser unlöslich sind. Allgemein gilt:

Basen sind Metallhydroxyde.

§ 18. Salze

a) Lassen wir eine Säure und eine Base in gleichwertigen (äquivalenten) Mengen aufeinander einwirken, so neutralisieren sie einander. Beispiele aus § 6 und § 12:

$$Na\,|\,OH + H\,|\,Cl \rightarrow NaCl + HOH; \qquad \begin{matrix} Na\,|\,OH \\ Na\,|\,OH \end{matrix} + \begin{matrix} H \\ H \end{matrix}\Big|\,SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\,HOH.$$

Diese Neutralisation erfolgt so, daß der Säurewasserstoff und die Hydroxylgruppe (–(OH)) sich zu Wasser verbinden und das Metall der Base mit dem Säurerest der Säure zu einem neuen Stoff zusammentritt, den wir allgemein ein Salz nennen. Wir benutzen jetzt also ein Wort, mit dem wir im täglichen Leben einen ganz bestimmten Stoff benennen, zur Kennzeichnung einer ganzen Gruppe von Stoffen.

Das Molekül eines Salzes baut sich aus Metall und Säurerest auf.

Die Salze werden nach Metall und Säurerest bezeichnet. $MgSO_4$ heißt Magnesiumsulfat. NaCl, Na_2SO_3, Na_2SO_4 sind Natriumsalze. NaCl, $MgCl_2$, $ZnCl_2$ heißen Chloride. $MgSO_4$, $FeSO_4$, $ZnSO_4$ sind Sulfate.
Außer durch Neutralisation können sich Salze noch auf anderen Wegen bilden. Vgl. dazu § 6d.

b) Wenn konzentrierte Schwefelsäure auf Kochsalz in der Kälte einwirkt (s. § 4), so geschieht dies nach folgender Gleichung:

$$NaCl + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HCl.$$

$NaHSO_4$ heißt Natriumbisulfat. Dieser Stoff gehört zu den Salzen, weil sein Molekül Metall und Säurerest enthält. Da aber auch Wasserstoff und Säurerest vorhanden sind, könnte man ihn auch zu den Säuren stellen. Er nimmt also eine Zwischenstellung ein, man nennt ihn ein „saures Salz". Da von der gleichen Menge Natrium im sauren Salz die doppelte Menge Schwefelsäure wie im neutralen Sulfat gebunden wird, ist der Name „Bisulfat" verständlich.

Aufgaben

1. Erhitze 10 cm³ verdünnte Salzsäure mit einer Messerspitze voll Bleioxyd zum Sieden, filtriere noch kochend ab und laß erkalten! Löslichkeit des Bleichlorides? Erhitze von neuem zum Sieden, wobei sich die ausgeschiedenen Kristalle wieder lösen!
2. Löse Rost in verdünnter Salzsäure!
3. Laß die Chloride von Kalzium, Magnesium und Zink an der Luft stehen, bis sie zerfließen!
4. Schmilz ein Körnchen Lötzinn auf Kupferblech ohne und mit Zugabe von Lötwasser (= Lösung von Zinkchlorid)!
5. Stelle dir Eisenoxyd-Bimsstein her durch Kochen einiger erbsengroßer Stückchen Bimsstein in Eisenvitriollösung, bis sie nicht mehr schwimmen! Dann glühe sie einzeln mit der Lötrohrflamme aus, bis sie keine Dämpfe mehr ausstoßen!
6. In einem schwer schmelzbaren Glasrohr von 9 mm äußerer Weite und 15 cm Länge erhitze in der Mitte einige Körnchen Eisenkies und blase Luft darüber! Dann schiebe zwei Stückchen Eisenoxyd-Bimsstein in das Rohr, so daß die Röstgase darüber gehen und erhitze auch den Bimsstein! Das austretende Gas fange in Kölbchen auf und prüfe nach Wasserzusatz auf Schwefelsäure!
7. Löse 10 cm² Zinkblech von gewöhnlicher Dicke (0,5 mm) in 10 cm³ 50%iger Schwefelsäure, füge während des Lösens allmählich noch 5 cm³ Wasser hinzu und überlasse das Ganze der Kristallisation!
8. Löse einen eisernen Nagel in 10 cm³ 20%iger Schwefelsäure und lasse zur Kristallisation stehen! Zweckmäßig soll noch ein Teil des Nagels ungelöst bleiben!
9. Vermische im Prüfglas gleiche Raumteile einer 4%igen Kalziumchloridlösung mit 20%iger Schwefelsäure und beobachte die nach 1 Min. eintretende Kristallisation!
10. Führe den gleichen Versuch mit einer stärker verdünnten Lösung von Kalziumchlorid aus! Löslichkeit des Kalziumsulfates?
11. Stelle dir auf einem Objektträger (nach Aufg. 9) Gipskristalle her und betrachte sie unter dem Mikroskop.
12. Aus Zinkhydroxyd, Kupferhydroxyd, Eisenhydroxyd bereite durch Auflösen in verdünnter Salzsäure, Schwefelsäure, Salpetersäure die entsprechenden Salze!
13. Stelle Kristalle her durch Eindunsten gesättigter Lösungen von Kochsalz, Alaun, Fixiernatron, Kupfervitriol!
14. Lies gute Kristalle aus käuflichem Kochsalz, Fixiernatron, Kupfervitriol aus!
15. Bilde Kristalle nach durch Ausschnitzen aus einer Kartoffel!
16. Versuche ein dünnes Glimmerplättchen durch einfaches Auseinanderziehen nach seiner Längsrichtung zu zerreißen!
17. Versuche ein Oktaeder aus einem größeren Brocken Flußspat nur mit Hilfe des Hammers herauszuarbeiten!

II. Chemische Erkenntnisse dienen der Erweiterung der Ernährungsgrundlage

Die vorhergehenden Abschnitte erläuterten grundlegende chemische Begriffe und machten mit den Grundgesetzen des chemischen Geschehens bekannt. Die folgenden Teile sollen an einigen Beispielen zeigen, wie die Anwendung der wissenschaftlichen chemischen Forschung für das praktische Leben Bedeutung gewinnt. Abschnitt II legt am Beispiel der wichtigsten Verbindungen der Grundstoffe Stickstoff und Phosphor klar, daß die Arbeit des Chemikers unentbehrlich und notwendig ist für die Sicherung der Ernährung.

A. Stickstoffverbindungen

§ 19. Das Ammoniak und seine Gewinnung aus dem Luftstickstoff

1. *Salmiakgeist wird im Prüfglas erhitzt. Das entweichende Gas prüft man vorsichtig auf seinen Geruch und läßt es auf feuchtes Lackmuspapier einwirken.*
2. *In einem Gasentwickler erhitzt man starken Salmiakgeist, trocknet das austretende Gas in einem U-Rohr mit gebranntem Kalk (CaO!) und leitet es dann von unten her in die obere Flasche des Geräts der Abb. 3. Dann verfährt man wie bei Versuch 2 in § 4, nur daß man das Wasser vorher mit Lackmus und wenigen Tropfen Säure rot färbt.*

Das aus dem Salmiakgeist entweichende Gas führt den Namen **Ammoniak**. Es ist farblos, leichter als Luft und riecht stechend. Feuchtes rotes Lackmuspapier wird von ihm blau gefärbt. In Wasser löst es sich begierig auf.

3. *Trockenes Ammoniakgas leitet man über erhitztes trockenes Kupferoxyd und fängt das abströmende Gas über Wasser auf. Das Kupferoxyd wird zu metallischem Kupfer reduziert. An den kalten Stellen des Rohres schlagen sich Wassertröpfchen nieder. Das entweichende Gas ist geruchlos und bringt einen brennenden Span zum Erlöschen (Stickstoff).*

Ammoniak ist eine Wasserstoffverbindung des Stickstoffs. Es enthält im Molekül 1 Atom Stickstoff und 3 Atome Wasserstoff: NH_3. Der Stickstoff tritt demnach im Ammoniak dreiwertig auf.

4. *Einen Standzylinder voll Ammoniak stülpt man auf einen anderen voll Chlorwasserstoff und kehrt die beiden Zylinder um. Der schwere Chlorwasserstoff sinkt dann nach unten, das leichte Ammoniak steigt nach oben. Die beiden Gase wirken aufeinander ein, wobei ein weißer Rauch entsteht, der sich auf dem Boden und den Wänden niederschlägt: Salmiak.*
5. *Man übergießt Salmiak mit konz. Schwefelsäure. Es entweicht Chlorwasserstoff.*

Bei der Einwirkung von Ammoniak auf Chlorwasserstoff vereinigen sich die beiden Gase zu einem weißen, scharf salzig schmeckenden Stoff, der

Salmiak heißt und ein Chlorid ist (Vers. 5). Genaue messende Versuche ergeben die Formel NH_4Cl, so daß folgende Gleichung seine Bildung veranschaulicht:

$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl.$$

Im Handel erhält man den Salmiak als weißes Kristallpulver und in Form strahlig-kristallinischer Stücke. Berührt man mit dem heißen Lötkolben ein solches Stück Salmiak, so wird die auf dem kupfernen Kolben beim Erhitzen entstandene Oxydschicht durch chemische Einwirkung entfernt. Am blanken Metall des Kolbens haftet dann das Lötzinn.

Den Salmiak können wir in mancherlei Hinsicht mit dem Kochsalz vergleichen. Beide haben salzigen Geschmack, sind leicht löslich in Wasser und kristallisieren in Würfeln. Mit Schwefelsäure erhält man sowohl aus NH_4Cl als auch aus NaCl Chlorwasserstoff. Wir können den Salmiak also als ein Chlorid auffassen, in dem die Atomgruppe NH_4 dieselbe Rolle spielt, wie das Natrium im Kochsalz. Man nennt deshalb NH_4 **Ammonium** und gibt dem Salmiak den Namen Ammoniumchlorid. Die Lösung des Ammoniaks in Wasser enthält das Ammoniumhydroxyd, NH_4OH ($NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4OH$), das eine Base wie NaOH, jedoch schwächer ist.

6. *In Prüfgläsern erhitzt man Federn, Wolle, Haare, Leder, Horn und Eiweiß mit gelöschtem Kalk. Die entweichenden, übelriechenden Dämpfe enthalten Ammoniak, wie mit Lackmuspapier und einem Tropfen starker Salzsäure (Salmiakrauch!) nachgewiesen werden kann.*
7. *Gaswasser aus der Gasfabrik wird erwärmt, wobei Ammoniak entweicht.*
8. *In Pferdeställen kann man schon am Geruch erkennen, daß Ammoniak vorhanden ist. Mit feuchtem Lackmuspapier und mit Salzsäure ist es leicht nachzuweisen.*

Ammoniak bildet sich also 1. bei der Hitzespaltung stickstoffhaltiger organischer Verbindungen (Eiweißstoffe); 2. bei der Leuchtgasbereitung aus Kohle und 3. bei der Fäulnis stickstoffhaltiger organischer Stoffe.

9. *Man leitet in starke Schwefelsäure (Vorsicht!) unter Kühlung Ammoniak ein. Es kristallisiert ein weißes Salz aus.*

Ammoniak verbindet sich mit Schwefelsäure zu Ammoniumsulfat, $(NH_4)_2SO_4$:

$$2\,NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4.$$

Ammoniumsulfat ist ein wertvolles Nebenprodukt der Gasanstalten und Kokereien. Es wird als Stickstoffdünger (s. § 25) benutzt.

Ammoniak wird heute nach den grundlegenden Arbeiten Fritz Habers aus den Grundstoffen Wasserstoff und Stickstoff hergestellt. Nachdem die Bedingungen, unter denen diese beiden Stoffe sich vereinigen, gründlich erforscht waren, wurde in den Versuchsbetrieben der Badischen Anilin- und Sodafabrik das Verfahren der Ammoniaksynthese in den Jahren 1908 bis 1913 von Bosch technisch durchgebildet.

Die Ammoniakfabriken benötigen als Rohstoffe nur Luft, Wasser, Kohle und Gips. Aus der Luft gewinnt man Stickstoff. Das Wasser liefert bei seiner Reduktion mit Kohle den erforderlichen Wasserstoff. In Gegenwart geeigneter Katalysatoren findet dann unter dem hohen Druck von 200 bis 1000 at und bei einer Temperatur von 600° C die Vereinigung der beiden Grundstoffe zu dem Ammoniak statt. Das erhaltene Ammoniak verarbeitet man zu einem wesentlichen Teil weiter auf das Stickstoffdüngemittel Ammoniumsulfat, indem man es mit Gips (s. § 13) umsetzt. Sehr große Mengen des erhaltenen Ammoniaks benutzt man zur Herstellung von Salpetersäure (s. § 20).

Die Durchführung der Ammoniaksynthese war ein gewaltiger Erfolg der chemischen Forschung. Mit ihr war das Problem, den Luftstickstoff in Verbindungen überzuführen und ihn so nutzbar zu machen, in bester Weise gelöst.

§ 20. Die Salpetersäure

1. *Durch die verdünnte Ammoniaklösung der Waschflasche W (Abb. 14) leitet man einen langsamen Luftstrom. Die Luft beladet sich mit Ammoniakgas. Das Gemenge strömt durch das Rohr R, in dem sich ein Bausch erhitzten Platinasbestes befindet. In V sammeln sich braune Gase an, die sich in Wasser zu einer sauren Flüssigkeit lösen. (In dem Verbindungsröhrchen zwischen W und R bringt man etwas Stahlwolle unter. Sie soll verhindern, daß bei einer allenfalls eintretenden Entzündung des Ammoniakluftgemisches die Verpuffung auf den Inhalt der Waschflasche übergreift.)*

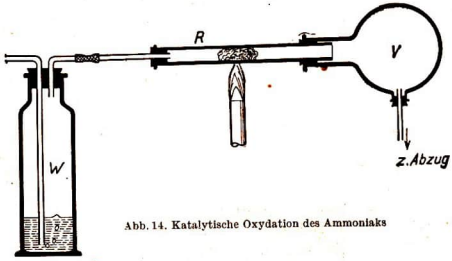


Abb. 14. Katalytische Oxydation des Ammoniaks

In Gegenwart von Platin, das als Katalysator wirkt, läßt sich das Ammoniak so oxydieren, daß Stickstoffoxyde entstehen. Diese Oxydation wird in der Technik in großem Maßstabe durchgeführt. Aus den Stickstoffoxyden gewinnt man dann mit Wasser Salpetersäure, HNO_3, die früher nur durch Einwirkung starker Schwefelsäure auf Salpeter hergestellt werden konnte und davon ihren Namen hat.

2. *Wir übergießen in einem Prüfglas Kupfer, in einem anderen Blattsilber mit verdünnter Salpetersäure. Die Metalle lösen sich, wobei giftige braune Dämpfe entweichen (Vorsicht!).*

3. Auf Blattgold wirkt Salpetersäure allein nicht ein. Erst bei weiterem Zusatz von Salzsäure entsteht lösliches Goldchlorid.

Salpetersäure ist eine farblose Flüssigkeit, die am Licht durch Zersetzung gelb wird. Im Gegensatz zur Schwefel- und Salzsäure löst sie auch Kupfer und Silber auf, weil sie diese Metalle oxydiert und auf die Oxyde unter Bildung löslicher Salze einwirkt.

Der Salpetersäure liegt das Oxyd N_2O_5 als Anhydrid zugrunde ($N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$); der Stickstoff tritt hier 5-wertig auf. Wirkt die Salpetersäure oxydierend, dann entstehen sauerstoffärmere Stickstoffoxyde (NO_2, N_2O_3, NO), die gasförmig entweichen und giftig sind. Sie heißen auch „nitrose Gase".

Aus den Metallen erhält man Salze der Salpetersäure, die **Nitrate** heißen: $AgNO_3$, Silbernitrat; $Cu(NO_3)_2$, Kupfernitrat. Die Goldchloridbildung ($AuCl_3$) in Vers. 3 erklärt sich dadurch, daß die Salpetersäure durch Oxydation aus der Salzsäure Chlor freimacht, das dann auf das Gold einwirkt. Das Gemisch aus Salpetersäure und Salzsäure heißt auch Königswasser, weil es den „König der Metalle", das Gold, auflöst.

4. Man neutralisiert Kali- und Natronlauge durch Salpetersäure und dampft die Lösungen ein.

Durch Einwirkung von Salpetersäure auf KOH und NaOH entstehen die entsprechenden Salze: **KNO_3**, Kaliumnitrat oder Kalisalpeter; **$NaNO_3$**, Natriumnitrat oder Natronsalpeter (Chilesalpeter).

5. Salpeter wird im Prüfglas geschmolzen und weiter stark erhitzt, wobei Sauerstoff entweicht. In die Schmelze wirft man ein Bröckchen Schwefel und ein Stückchen Holzkohle. Beide verbrennen mit blendender Lichterscheinung (Vorsicht!).

Kali- und Natronsalpeter sind weiße, wasserlösliche Salze von kühlend bitterem Geschmack. Beim Erhitzen spalten sie Sauerstoff ab, zumal wenn leicht brennbare Stoffe zugegen sind. Kalisalpeter benutzt man zur Herstellung des Schießpulvers. Natronsalpeter kommt als Mineral in großer Menge in Nordchile vor. Dieser Chilesalpeter war früher der Hauptstickstoffdünger und der alleinige Rohstoff für die Salpetersäuregewinnung. Heute wird $NaNO_3$ als Düngemittel mit Hilfe von Salpetersäure, die aus Ammoniak gewonnen wird, künstlich hergestellt (Vers. 1 u. 4).

6. Eiweißstoffe (Horn, Haut, Haare, Wolle, Seide) werden durch starke Salpetersäure gelb gefärbt.

Auch auf organische Stoffe wirkt Salpetersäure ein. Auf die Haut übt sie eine starke Ätzwirkung (Vorsicht!) aus, wobei eine Gelbfärbung eintritt. Auch alle anderen Eiweißstoffe werden gelb, wenn sie mit Salpetersäure in Berührung kommen (Eiweißnachweis!).

B. Phosphor und Phosphorsäure

§ 21. Der Phosphor

Gelben Phosphor haben wir bereits früher kennengelernt (s. Teil 1, § 16). Er ist ein wachsähnlicher Stoff, der an der Luft langsam oxydiert, wobei im Dunkeln ein Leuchten wahrzunehmen ist. Da er sich bereits bei 60° C entzündet, muß er unter Wasser aufbewahrt werden. Gelber Phosphor ist sehr giftig, Mengen von 0,05 g können bereits tödliche Vergiftungen herbeiführen.

1. *Ein Phosphorstängchen, das zur Vermeidung der Oxydation in ein Glasrohr eingeschmolzen ist, wird im Licht rot.*
2. *In einem mit Watte verschlossenen Prüfglas erhitzt man wenig gelben Phosphor. Ein Teil davon destilliert an die kalten Wände, ein anderer Teil bleibt zurück und zeigt rote Farbe (Vorsicht! Nur Lehrerversuch!)*

Gelber Phosphor verwandelt sich beim Belichten und Erwärmen in einen roten Stoff. Im Verlauf dieser Umwandlung tritt, wie genaue Versuche gezeigt haben, weder ein Stoff hinzu, noch entweicht ein Stoff. Das Gewicht ändert sich dabei in keiner Weise. Aus dem roten Stoff entstehen die gleichen Verbindungen wie aus dem gelben; er ist also eine Abart des Phosphors und heißt roter Phosphor. Roter Phosphor ist nicht giftig, entzündet sich nicht von selbst und ist unlöslich in Schwefelkohlenstoff.

3. *Aus 1 g Kaliumchlorat und 1 g Eisensulfid, FeS oder FeS_2 (nicht trocken mischen!), bildet man mit etwas Leimlösung einen Brei, in den man mit Paraffin getränkte Hölzchen mit der Spitze eintaucht. Danach läßt man die entstandenen Zündhölzer trocknen.*
4. *Roten Phosphor rührt man mit viel Leimlösung zu einem dünnflüssigen Brei an und bestreicht damit ein Stück Pappe. Nach dem Trocknen lassen sich an dieser Reibfläche die Zündhölzer aus Vers. 3 entzünden.*

Roter Phosphor dient zur Herstellung von Reibflächen für Zündhölzer.

Der Zündholzkopf enthält das leicht sauerstoffabgebende Kaliumchlorat (s. Teil 1, § 13) und leicht oxydierbare Metallsulfide. Wird der Kopf auf der Reibfläche gerieben, so oxydiert das Kaliumchlorat ein wenig von dem Phosphor, und die dabei entstehende Wärmemenge bringt dabei das Zündkopfgemisch zur Reaktion.

§ 22. Verbindungen des Phosphors

Beim Verbrennen des Phosphors entsteht weißes, festes Phosphorpentoxyd, das sich mit Wasser zu Phosphorsäure, H_3PO_4, verbindet (s. Teil 1, § 14). Die Salze der Phosphorsäure heißen Phosphate. Das Kalziumphosphat, $Ca_3(PO_4)_2$, kommt als Mineral Phosphorit in der Natur vor. Es ist der Rohstoff, aus dem Phosphor und Phosphorverbindungen hergestellt werden.

1. *Ein gewogenes Stück Knochen befestigt man an einem Draht und glüht es in der Flamme längere Zeit. Das Gewicht des Rückstandes wird festgestellt.*
2. *Man legt einen Knochen einige Tage in verdünnte Salzsäure. Es bleibt eine weiche, biegsame Masse zurück, die sich nach längerem Erwärmen in Wasser löst. Beim Erkalten erstarrt diese Lösung zu einer Gallerte: Leim.*

Knochen bauen sich vorwiegend auf aus einem Eiweißstoff, aus dem der Knochenleim hergestellt wird, und aus einem unverbrennlichen Anteil, der in der Hauptsache aus Kalziumphosphat besteht. Bei Vers. 2 löst sich dieses Salz in der Säure auf, wodurch der leimgebende Anteil übrig bleibt. Auch manche Eiweißstoffe enthalten Phosphor in gebundener Form, so daß also dieser Grundstoff am Aufbau des lebenden Organismus wesentlich beteiligt ist. Die Pflanze nimmt aus dem Boden lösliche Phosphate auf, baut deren Phosphor in Eiweißstoffe ein, aus denen der tierische Körper wiederum seinen Phosphorbedarf deckt.

C. Künstliche Düngung erweitert die Ernährungsgrundlage

§ 23. Der Kreislauf des Stickstoffs

Der Versuch 6 in § 19 lehrte uns, daß Eiweißstoffe Stickstoffverbindungen sind. Aus der Biologie wissen wir, daß ohne Eiweiß kein Leben möglich ist. Tierische Lebewesen sind in ihrer Ernährung auf organische, also pflanzliche oder auch tierische Stoffe angewiesen. Nur die Pflanze vermag von unorganischer Nahrung zu leben, die sie der Luft und in gelöster Form dem Boden entnimmt. Zum Aufbau von Eiweißstoffen braucht sie Stickstoff, der nur aus löslichen Stickstoffverbindungen des Bodens entnommen werden kann, da der elementare Luftstickstoff für die Pflanze nicht verwertbar ist. Eine Pflanzenfamilie macht allerdings eine Ausnahme: die Schmetterlingsblütler (Kleearten, Hülsenfrüchtler). An ihren Wurzeln siedeln sich sogenannte Knöllchenbakterien an, die imstande sind, mit Hilfe des Stickstoffs der Bodenluft Eiweiß aufzubauen. Dieses Eiweiß kommt dann der Wirtspflanze zugute.

Im Ackerboden leben viele Bakterienarten, unter denen die stickstoffsammelnden von besonderer Bedeutung sind. Ihr Leben ist nicht an das Vorhandensein höherer Pflanzen geknüpft, wie das bei den Knöllchenbakterien der Fall ist. Sie können aber wie diese aus elementarem Stickstoff Stickstoffverbindungen aufbauen. Nach deren Absterben und Verwesung sind die Stickstoffverbindungen dann im Boden in einer Form enthalten, in der sie von beliebigen höheren Pflanzen verbraucht werden können.

Die Pflanzen entziehen dem Boden dauernd Stickstoffverbindungen. Verwest pflanzliches Material, so kehren seine Stickstoffverbindungen zum Teil in den Boden zurück, zum Teil zerfallen sie unter Freiwerden von elementarem Stickstoff, der in die Luft geht. Tiere nehmen mit ihrer Nahrung Eiweißstoffe auf, die sie zum Teil zum Aufbau ihres Körpers brauchen,

zum Teil abbauen und in Form einfacherer Verbindungen mit ihrem Kot und Harn wieder ausscheiden. Durch diese Ausscheidungen, wie auch durch verwesende Tierleichen, gelangen ebenfalls Stickstoffverbindungen in den Boden zurück. Niemals aber wird aller Bodenstickstoff wieder zurückgeführt, da stets ein Teil in elementarer Form in die Luft übergeht. Diesen Verlust decken die Bodenbakterien, so daß in der unberührten Natur der Stickstoffhaushalt durch einen ständigen Kreislauf des Stickstoffs (Abb. 15) ausgeglichen bleibt.

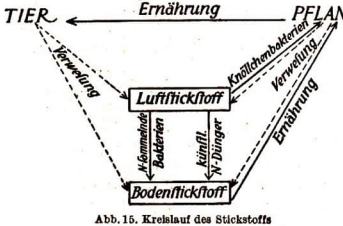
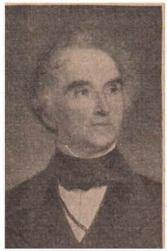


Abb. 15. Kreislauf des Stickstoffs

Der Mensch entzieht dem Boden durch seine Ernten ständig Stickstoffverbindungen, die im Mist und in der Jauche nur unvollständig wieder dem Boden zugute kommen. Besonders groß ist der Verlust in Städten mit Schwemmkanalisation. Durch einen Eingriff des Menschen wird also der natürliche Stickstoffkreislauf empfindlich gestört, und wir sind gezwungen, ihn durch künstliche Düngemittel (s. § 25) wieder auszugleichen.

§ 24. Der Mineralbedarf der Pflanze



Justus von Liebig

Justus von Liebig (1803–1873), hat als erster klar erkannt, daß die Pflanze zu ihrem Wachstum eine ganze Reihe von Grundstoffen nötig hat, die sie in Form gelöster anorganischer Salze aus dem Boden aufnimmt. In besonders großer Menge braucht sie neben **Stickstoff Phosphor** und **Kalium**. Durch seine Ernten entzieht der Mensch den Kulturböden dauernd diese Mineralstoffe. Soll der Boden ertragsfähig bleiben, so müssen ihm die geraubten Stoffe wieder zugeführt werden. Zu einem Teil geschieht dies durch den Stalldünger, der aber die Verluste nicht voll decken kann. Man ist deshalb dazu übergegangen, anorganische Düngesalze zu verwenden und hat dadurch eine gewaltige Steigerung der Ernten erreicht.

§ 25. Die künstlichen Düngemittel

a) Stickstoffdünger. Bis zum Jahre 1913 war die Welt hauptsächlich auf den Chilesalpeter (s. § 20) und das bei der Gaserzeugung anfallende Ammoniumsulfat (s. § 36) als Rohstoffe für die Gewinnung anderer Stickstoffverbindungen angewiesen. Als 1913 zum ersten Male Ammoniak nach

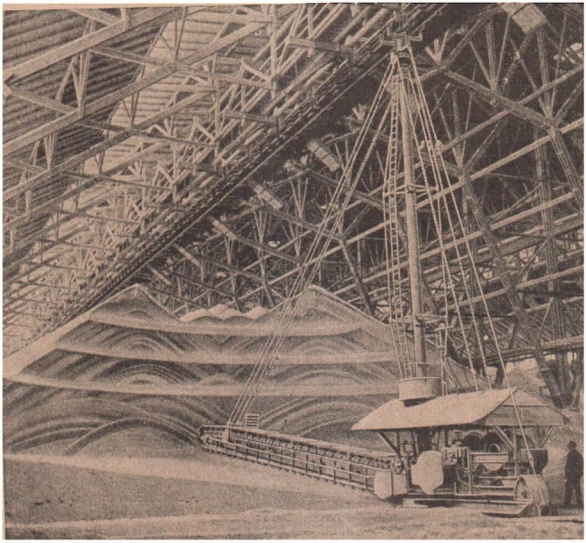


Abb. 16. Silo für Stickstoffdünger

dem Haberschen Verfahren (s. § 19) im großen hergestellt wurde (Abb. 16), konnte die Landwirtschaft in den folgenden Jahren immer mehr Stickstoffverbindungen dem Boden zuführen. Bereits etwa 10 Jahre früher, also um die Jahrhundertwende, hatte man gelernt, den Luftstickstoff an Kalziumkarbid (CaC_2) zu binden; der hierbei entstandene Kalkstickstoff ($CaCN_2$) wurde und wird noch heute als wertvoller Stickstoffdünger benutzt.

b) Phosphordünger. Als Phosphordünger werden Phosphate (s. § 22) verwendet. Man bewertet sie nach dem Gehalt an von der Pflanze verwertbarer Phosphorsäure. Aus eigenen Rohstoffen steht Deutschland nur Thomasmehl, ein Nebenprodukt der Stahlgewinnung (Abschn. VI) zur Verfügung. Als weiteres Phosphordüngemittel kommt Superphosphat in Betracht, das in deutschen Fabriken aus eingeführtem Phosphorit (s. § 2) hergestellt wird.

c) Kalidünger. Die meisten deutschen Salzlager (s. § 2) führen Kaliumverbindungen. Anfangs wußte man mit diesen Schätzen nichts anzufangen

und nannte sie Abraumsalze, weil man sie forträumen mußte, um an das darunterliegende Steinsalz zu kommen. Da die Landwirtschaft nach Kaliumdüngemitteln verlangte, gewannen die Abraumsalze größte wirtschaftliche Bedeutung. Sie enthalten Chloride und Sulfate vom Kalium und Magnesium. Zum Teil sind sie als Düngesalze ohne weiteres verwendbar, wie der Kainit ($KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$) oder der Sylvin KCl. Zum großen Teil aber müssen sie in chemischen Fabriken umgearbeitet werden, um hochprozentiges Kaliumchlorid daraus zu gewinnen. Es ist unter der Bezeichnung 40er oder 50er Düngesalz (mit 40 bzw. 50% K_2O) handelsüblich. Die Kalidüngesalze enthalten zwar keinen Sauerstoff, man rechnet aber ihren K-Gehalt als K_2O aus. Der K-Gehalt des Kainits entspricht 10–15% K_2O.

d) Mischdünger. Seit einer Reihe von Jahren kommen auch Mischdünger in den Handel, die die 3 Grundstoffe in geeignetem Mengenverhältnis enthalten. Sie werden in Gärtnereien viel verwendet.

Aufgaben

1. Stelle aus 10 g Salmiak durch Erwärmen mit der berechneten Menge 50%iger Schwefelsäure Ammoniumsulfat dar! Der Chlorwasserstoff ist unter dem Abzug auf dem Wasserbad zu vertreiben. Das erhaltene Salz wird gewogen und die Ausbeute in Prozenten der Theorie berechnet!
2. Aus 50 cm³ Gaswasser soll unter Zusatz von einigen Tropfen Kalkmilch das Ammoniak durch Hitze ausgetrieben werden; die Dämpfe werden in ein weites U-Rohr mit destilliertem Wasser geleitet!
3. Verdünne 10 cm³ stärkstes Ammoniak auf das Fünffache, neutralisiere unter Benutzung von Lackmus mit Salzsäure, dampfe zur Trockne und bestimme die erhaltene Gewichtsmenge Salmiak!
4. Führe den gleichen Versuch mit Schwefelsäure aus!
5. Aus 10 g Bleioxyd soll mit verdünnter Salpetersäure Bleinitrat bereitet werden! Die erhaltene Menge ist mit der berechneten Menge zu vergleichen!
6. Aus 2 g Blei und 5 cm³ starker Salpetersäure bereite unter dem Abzug Bleinitrat! Zu dem entstehenden Kristallbrei setze Wasser! Was ist über die Löslichkeit des Bleinitrates in Salpetersäure zu sagen?
7. Erwärme Kupferdraht im Prüfglas unter dem Abzug mit Salpetersäure! Die Dämpfe sind giftig! Das entstehende Kupfernitrat ist auf dem Wasserbad zur Trockne einzudampfen und aus möglichst wenig Wasser umzukristallisieren!
8. Auf schwarzem Kieselschiefer mache mit einem goldenen Ring usw. einen Strich und prüfe dessen Löslichkeit durch Betupfen mit Salpetersäure! Wird der Strich schwächer? Nutzanwendung? Wiederhole den Versuch mit Messing! (Probierschiefer!)
9. In einem Becherglas löse 5 g Kupferspäne in starker Salpetersäure unter dem Abzug; spüle die blaue Flüssigkeit in ein gewogenes Schälchen, dampfe zur Trockne ein und glühe den Rückstand! Durch Wägen desselben bestimme, wieviel Gramm Sauerstoff sich mit einem Grammatom Kupfer vereinigen!
10. Versuche für das Kalziumphosphat die Bauformel aufzustellen!

III. Der Kohlenstoff und seine Oxyde

A. Der elementare Kohlenstoff

§ 26. Die Holzkohle

1. In einem schwach nach unten geneigten Prüfglas werden Holzstückchen erhitzt. Es entstehen Gase, die sich zum Teil verdichten, zum Teil entweichen und angezündet werden können. In einem untergestellten Schälchen sammeln sich zwei Flüssigkeiten: Teer und eine wäßrige Flüssigkeit, die sauer reagiert. Im Prüfglas bleibt Holzkohle zurück.

Holz wird beim Erhitzen unter Luftabschluß in Holzkohle und gasförmige Produkte zerlegt, die sich zum Teil verdichten (Abb. 17). Man nennt diesen Vorgang deshalb **Zersetzungsdestillation**. Die wäßrige Flüssigkeit enthält etwa 10% Essigsäure, daneben Holzgeist, der u.a. zum Vergällen des Spiritus dient (Brennspiritus). Die Technik führt die Zersetzungsdestillation in eisernen Retorten aus.

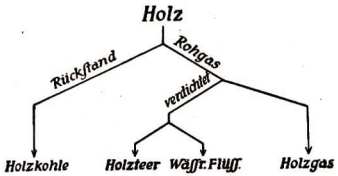


Abb. 17. Zersetzungsdestillation des Holzes

In ähnlicher Weise stellt man aus Knochen, geronnenem Blut und tierischen Abfällen Knochenkohle, Blutkohle und Tierkohle her. Durch unvollständige Verbrennung von Öl, Harz, Teer u. dgl. erhält man Ruß. Alle diese „Kohlen" bestehen in der Hauptsache aus Kohlenstoff. Wir wollen sie, da sie aus organischen Verbindungen hergestellt werden, zusammenfassend „organischen Kohlenstoff" nennen.

2. Eine wäßrige Lösung von Malachitgrün schüttelt man mit Tierkohle und filtriert. Das Filtrat ist farblos. Die Kohle hat den Farbstoff aufgenommen.

3. Die filtrierte Kohle von Vers. 2 wird mit Alkohol übergossen und filtriert. Das Filtrat ist grün gefärbt. Der Alkohol hat der Kohle den Farbstoff wieder entrissen.

Tierkohle vermag Farbstofflösungen den Farbstoff zu entziehen. Der Farbstoff wird dabei, wie Vers. 3 lehrt, chemisch nicht verändert, sondern nur mechanisch an der Oberfläche festgehalten. Diese Erscheinung nennt man Adsorption[1]. Die Adsorption hat große technische Bedeutung erlangt. Man benutzt heute dazu vorwiegend sogenannte Aktiv-Kohle (A-Kohle), das ist eine Holzkohle, die durch eine besondere Behandlung besonders porös ist und dadurch eine sehr große Oberfläche aufweist.

1) adsorbére (lat.) = heransaugen.

4. *In einen mit Bromdampf gefüllten Zylinder werfen wir einen Löffel A-Kohle und schütteln um. Der Bromdampf verschwindet. Der gleiche Versuch wird mit Chlor ausgeführt, wobei ebenfalls Adsorption erfolgt.*
5. *Leuchtgas leitet man durch Watte, die mit Benzol getränkt ist. Es brennt dann mit stark rußender, leuchtender Flamme. Die Flamme wird entleuchtet, wenn man ein Röhrchen mit A-Kohle davorschaltet (Abb. 18). A-Kohle adsorbiert Benzoldampf.*

Aktiv-Kohle adsorbiert auch Gase und Dämpfe. Davon macht man in der chemischen Industrie und zum Atemschutz in den Gasmasken Gebrauch, deren Filter eine Schicht A-Kohle enthalten.



Abb. 18. Adsorption von Benzoldampf

§ 27. Diamant und Graphit

Die Mineralien Diamant und Graphit sind ihrer chemischen Zusammensetzung nach Kohlenstoff, C.

Lavoisier verbrannte 1772 Diamant in Sauerstoff und erhielt dabei Kohlendioxyd, 1814 wies der Engländer Davy auf Grund genauer Versuche nach, daß Diamant nur aus Kohlenstoff besteht.

Diamant und Graphit haben trotz gleicher Zusammensetzung recht verschiedene Eigenschaften, was aus der untenstehenden Zusammenstellung hervorgeht. Man nennt die Erscheinung, daß ein Stoff in verschiedenen Kristallarten auftreten kann, **Polymorphie**[1]).

Diamant findet sich vor allem in Südafrika in der Füllmasse vulkanischer Schlote, im sog. „blue ground". Eine wichtige Fundstelle birgt Südwestafrika, wo im Wüstensand Diamanten gefunden werden.

Mineral	Farbe, Glanz	Härte	Dichte g/cm³	Spaltbarkeit	Kristallform
Diamant	farblos Diamantglanz	10	3,5	in Oktaedern	meist Oktaeder
Graphit	schwarz Fettglanz	1	2,2	blättrig	6-seit. Blättchen

Der größte bekannte Diamant ist der „Cullinan", der rund 600 g wog. Er wurde am 26. 1. 1905 auf der Pretoria Mine bei Johannesburg in Südafrika gefunden. Die Brillanten, die aus ihm geschliffen wurden, gehören dem englischen Königshaus.

Seine Seltenheit, seine große Härte, sein starker Glanz und sein „Feuer", das durch hohe Brechzahl und starkes Lichtzerstreuungsvermögen bedingt ist, machen den Diamanten zum wertvollsten Edelstein. Er ist aber auch ein wichtiger Werkstoff für die Technik, da er einer der härtesten aller Stoffe

1) polýs = viel, morphé = Gestalt.

ist. Man benutzt ihn zum Glasschneiden. Sein Pulver (Diamant-Bort) dient zum Schleifen und Zersägen anderer Edelsteine. Die Bohrkronen für die Herstellung von Bohrlöchern im Fels werden mit Diamanten besetzt.

Graphit finden wir im Bayrischen Wald bei Passau und in Österreich sowie auf Ceylon. Graphit wird heute auch künstlich hergestellt. Seine älteste Verwendung ist die zur Herstellung von Bleistiften. Da er nur sehr schwer verbrennt und auch bei stärkster Glut nicht schmilzt, wird er zu Schmelztiegeln verarbeitet. Graphitpulver dient als Ofenschwärze, mit Öl gemischt, braucht man es als Schmiermittel. Von großer Bedeutung ist die Verwendung zur Herstellung von Schleifkontakten (sog. Kohlebürsten) für elektrische Maschinen. Seine Leitfähigkeit für den elektrischen Strom nutzt man auch in der Bogenlampe aus. Die elektrochemischen Fabriken verwenden Elektroden aus Graphit.

B. Oxyde des Kohlenstoffs

§ 28. Das Kohlendioxyd

1. *Holzkohle wird in Sauerstoff verbrannt. Das entstandene Kohlendioxyd löst sich beim Schütteln teilweise in Wasser auf. Die Lösung rötet Lackmus und trübt Kalkwasser.*
2. *Auf Marmor läßt man im Gasentwickler Salzsäure einwirken. Das entstehende Gas zeigt die Eigenschaften des Kohlendioxyds.*
3. *Aus einer Kohlensäureflasche entweicht beim Öffnen des Ventils Kohlendioxydgas.*

Beim Verbrennen von Kohlenstoff bildet sich Kohlendioxyd CO_2:

$$C + 2 \rightarrow O \quad CO_2.$$

Es wird durch Kalkwasser nachgewiesen, in dem es eine Trübung hervorruft. Zu seiner Darstellung läßt man Salzsäure auf Marmor einwirken:

$$CaCO_3 + 2\,HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2.$$

Im Handel erhält man das Kohlendioxyd unter dem falschen Namen Kohlensäure in Stahlflaschen, in denen es durch Druck (rund 70 at) verflüssigt ist. Öffnet man das Ventil einer solchen Stahlflasche, so verdampft Kohlendioxyd und entweicht gasförmig.

4. *In einem Becherglas, das auf einer Waage austariert ist, verdrängt man die Luft durch Kohlendioxyd, indem man es auf den Boden des Glases leitet. Die Waagschale mit dem Becherglas sinkt. Eine in das Glas getauchte Kerzenflamme erlischt.*
5. *Aus einem mit Kohlendioxyd gefüllten Standzylinder gießt man das schwere Gas in einen anderen Zylinder um, in dem man es mit einer Kerze nachweist.*
6. *Eine brennende Kerze wird mit Kohlendioxyd ausgegossen.*

7. Kohlendioxyd wird in der Glaswalze (s. Teil 1, § 13) gewogen.
8. Bläst man ausgeatmete Luft durch Kalkwasser, so wird dieses getrübt.
9. Kalkwasser, das in einer Schale längere Zeit offen an der Luft steht, trübt sich.

Kohlendioxyd ist schwerer als Luft. 1 l davon wiegt im Normzustand 1,96 g. Es erstickt die Verbrennung und unterhält auch die Atmung nicht. Kohlendioxyd bildet sich beim Atmen (vgl. auch Teil 1, §§ 13 u. 47). In der Lufthülle der Erde ist es zu 0,03% enthalten. Enthält die eingeatmete Luft zuviel CO_2, so kann Bewußtlosigkeit und der Tod eintreten (Gefahr im Gärkeller, s. auch § 43).



Abb. 19

10. In der etwa 1 m langen Glasröhre der Abb. 19 ist etwas Wasser und darüber Kohlendioxyd. Mit dem Kolben drückt man das Gas allmählich zusammen, wobei man die Röhre öfter schüttelt. Nach dem Schütteln kann man den Kolben immer wieder ein Stück weiter einschieben. Das Kohlendioxyd löst sich in Wasser. Öffnet man jetzt den Hahn, dann sieht man aus dem Wasser Gasblasen entweichen.

Die Löslichkeit des Kohlendioxyds in Wasser nimmt bei Druckerhöhung zu. Bei Druckentlastung scheidet sich das Gas wieder aus. In Mineralwasser, Bier und Schaumwein ist Kohlendioxyd unter Druck gelöst.

§ 29. Die Kohlensäure und ihre Salze

1. Trocknes Kohlendioxyd rötet Lackmuspapier nicht.
2. Die wäßrige Lösung des Kohlendioxyds rötet Lackmus.

Kohlendioxyd ist das Säureanhydrid der Kohlensäure, H_2CO_3:

$$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3.$$

Die Kohlensäure kann man wasserfrei nicht herstellen, weil sie wie die schweflige Säure (s. § 8) leicht zerfällt.

3. Durch starke Natronlauge leitet man Kohlendioxyd. Nach einiger Zeit scheidet sich ein weißes Salz aus.
4. In Kalkwasser erzeugt Kohlendioxyd einen flockigen Niederschlag.

Kohlensäure bildet mit Basen Salze, die **Karbonate** genannt werden. Das Natriumkarbonat, Na_2CO_3, ist löslich in Wasser und scheidet sich bei Vers. 3 erst aus, wenn es in großer Menge entstanden ist. Kalziumkarbonat, $CaCO_3$, ist unlöslich in Wasser.

$$2\,NaOH + H_2CO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + 2\,H_2O$$
$$Ca(OH)_2 + H_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2\,H_2O.$$

Natriumkarbonat nimmt beim Auskristallisieren aus der Lösung Wasser auf und bildet ein kristallwasserhaltiges Salz, $Na_2CO_3 \cdot 10\,H_2O$, das Kristall-

soda heißt. Natriumkarbonat, Na_2CO_3, wird oft als wasserfreie oder kalzinierte Soda bezeichnet. Sowohl das wasserfreie wie das kristallwasserhaltige Salz werden in großem Umfang im Haushalt und in der Industrie als Reinigungs- und Waschmittel verwendet. Die käuflichen Seifenpulver enthalten Soda, und auch in den Putz- und Scheuermitteln macht man oft von ihrer reinigenden Wirkung Gebrauch. Daneben ist die Soda aber auch für viele andere Zwecke in der Industrie unentbehrlich. Zur Glasbereitung wird sie gebraucht, und in einem neuen Verhüttungsverfahren für bisher nicht verwertbare Eisenerze spielt sie eine wichtige Rolle.



Abb. 20. Bildung von Natriumbikarbonat

5. *In eine Flasche, die mit Kohlendioxyd gefüllt ist, bringt man Soda und verbindet sie mit einem Manometer (Abb. 20). Der entstehende Unterdruck zeigt den CO_2-Verbrauch an.*
6. *Durch Kalkwasser leitet man längere Zeit Kohlendioxyd. Der anfangs entstandene Niederschlag löst sich wieder.*

Natriumkarbonat verbindet sich mit weiterer Kohlensäure zu **Natriumbikarbonat**, das im täglichen Leben auch Natron oder doppeltkohlensaures Natron genannt wird. Bei dem Vers. 5 bildet das Kristallwasser der Soda mit dem einzuleitenden Kohlendioxyd zunächst Kohlensäure, die dann weiter auf das Natriumkarbonat einwirkt.

$$\mathbf{Na_2CO_3 + H_2CO_3 \rightarrow 2\,NaHCO_3.}$$

Das Verschwinden der Kalkwassertrübung bei weiterem Einleiten von Kohlendioxyd beruht auch auf Bikarbonatbildung. Das Kalziumbikarbonat ist in Wasser etwas löslich (0,09 g in 100 g Wasser).

$$\mathbf{CaCO_3 + H_2CO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2.}$$

Kohlensäure bildet also wie die Schwefelsäure zwei Reihen Salze, nämlich neutrale Salze und saure Salze (s. § 18).

7. *Auf Natriumbikarbonat gießt man Salzsäure. Kohlendioxyd entweicht.*
8. *Natriumbikarbonat wird mit (fester) Weinsäure gemischt und das Gemisch mit Wasser übergossen. Unter Kohlendioxydentwicklung schäumt es stark auf.*

Säuren machen aus Natriumbikarbonat Kohlendioxyd frei:

$$\mathbf{NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + CO_2.}$$

Ein Gemenge von Weinsäure und Natriumbikarbonat dient als **Brausepulver** und **Backpulver**.

§ 30. Der Kalkstein in Natur und Technik

Kalksteine sind Absatzgesteine, die sich aus Kalziumkarbonat aufbauen. Oft enthalten sie Schalen und Skelettreste von Lebewesen. Sie bilden in manchen Formationen gewaltige Gesteinskörper (z. B. in der Muschelkalk-, Jura- und Kreidezeit). Die verschiedensten Organismen lieferten Material für den Aufbau der Kalksteine. Beispiele: Die Schalen von Urtieren (Foraminiferen) bilden die Schreibkreide. Zweischaler bauen große Massen des Muschelkalks auf, Schneckenkalke trifft man vielfach im Tertiär. Aus den Skeletten von Stachelhäutern entstanden manche Kalke der Jurazeit. Auch in der Gegenwart bildet sich in unseren Ozeanen Kalkschlamm aus den Schalen kleinster Lebewesen.

Marmor nennt die Technik alle Kalksteine, die sich schleifen und polieren lassen. Die Wissenschaft bezeichnet als Marmor Gesteine, die Kristallhaufwerke von Kalkspat sind.

Auch als gut kristallisiertes Mineral findet sich das $CaCO_3$ in der Natur. Es heißt Kalkspat und ist vorzüglich spaltbar. Seine Härte ist gering (= 3).

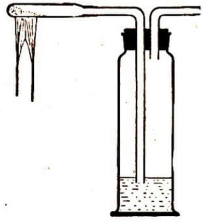


Abb. 21. Brennen von Kalkstein und Nachweis des Kohlendioxyds

1. *Ein Glührörchen enthält Marmorpulver. Das Röhrchen ist mit einer mit Kalkwasser beschickten Waschflasche verbunden (Abb. 21). Wird der Marmor zum Glühen erhitzt, so entweicht Kohlendioxyd.*
2. *Marmorbrocken werden im Glühofen 30 Min. lang stark geglüht. Nach dem Abkühlen gibt man allmählich Wasser auf den Glührückstand, der sich dadurch erhitzt, so daß ein Teil des Wassers verdampft. Außerdem tritt ein Zerfall zu weißem Pulver ein.*
3. *Wird dieses Pulver mit Wasser übergossen und die Flüssigkeit filtriert, so zeigt das Filtrat die Eigenschaften des Kalkwassers.*

Kalziumkarbonat (Marmor) zerfällt beim Glühen in Kalziumoxyd und Kohlendioxyd:

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2.$$

In der Technik spielt sich dieser Vorgang im großen beim Brennen des Kalks ab. Der dabei entstehende Branntkalk ist **CaO**. Beim Löschen des gebrannten Kalks bildet sich Kalziumhydroxyd oder Löschkalk:

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2.$$

Aus Löschkalk wird mit Sand und Wasser **Mörtel** (Speis) bereitet, der zum Verbinden der Mauersteine und zum Verputzen der Wände und Mauern dient. Mit reichlich Wasser erhält man aus Löschkalk Kalkmilch, die

zum Weißen von Außenmauern, Stall- und Kellerwänden und zum Kalken der Obstbäume Verwendung findet. Das „Abbinden" des Mörtels beruht im wesentlichen auf einer Kalziumkarbonatbildung, die durch das CO_2 der Luft (s. § 29, Vers. 4) hervorgerufen wird.

Nach § 29, Vers. 6 bildet sich durch Einwirkung von Kohlensäure auf Kalziumkarbonat das löslichere Kalziumbikarbonat. In der Natur, wo die Bestandteile der Kohlensäure, CO_2 und H_2O, überall anzutreffen sind, unterliegen Kalkgebirge unter ihrem Einfluß einer starken chemischen Verwitterung. Von der Oberfläche her und auf Klüften findet eine allmähliche Auflösung des Kalksteins statt. Im Innern der Gebirgsmassen bilden sich dadurch Höhlen und Röhren, die oft unterirdischen Flußläufen als Bett dienen (Donauversickerung bei Immendingen). In diesen Höhlen kommt es gelegentlich zur Ausscheidung von Kalziumkarbonat in Form sog. Tropfsteine. Aus Kalkgebirgen austretende Quellen scheiden oft Kalktuff und Kalksinter ab, die ebenfalls aus $CaCO_3$ bestehen.

Wegen der Löslichkeit des $CaCO_3$ in CO_2-haltigem Wasser enthalten natürliche Wasser meist Kalziumbikarbonat, wozu häufig noch Kalziumsulfat tritt. Je nach ihrem Gehalt an Kalksalzen nennt man die Wässer hart oder weich. Harte Wässer scheiden beim Erhitzen und Verdampfen ihre Kalksalze als sog. Kesselstein ab. Im Dampfkessel und im Zylinderblock wassergekühlter Motoren sind die so entstehenden Krusten recht unerwünschte Erscheinungen. Man vermeidet sie durch Verwendung von weichem Wasser oder durch vorheriges Enthärten des Wassers.

4. *Zu einer Kalziumbikarbonatlösung gibt man Seifenlösung. Es entsteht ein Niederschlag.*

5. *Gleiche Mengen harten und weichen Wassers werden beide mit so viel Tropfen einer Seifenlösung versetzt, daß beim Schütteln ein bleibender Schaum entsteht. Beim harten Wasser braucht man dazu mehr Seife.*

Mit Seife bilden die im Wasser enthaltenen Kalzium- (und Magnesium-) Salze unlösliche Verbindungen. In hartem Wasser wird also ein Teil der Seife, die zum Waschen dienen soll, dadurch ihrem eigentlichen Zweck entzogen. Werden in 100 l Wasser von 10° Härte, das sind 10 g Kalk in 100 l Wasser, 500 g Seife gelöst, dann werden 150 g dieser Seife zum Ausfällen der Kalziumverbindungen verbraucht und gehen dem Waschprozeß verloren. Mit Soda kann man Wasser für Waschzwecke enthärten, weil sie das Kalzium als unlösliches Kalziumkarbonat ausfällt. Zum Enthärten von Waschwasser eignet sich besonders Bleichsoda. Sie enthält Zusätze, die das Ausfällen auch anderer Bestandteile des Wassers bewirken.

§ 31. Das Kohlenoxyd

1. In einem Glühöfchen, das aus Eisenblech zurechtgebogen und mit Asbest ausgefüttert ist, liegt ein enges Quarz- oder Porzellanrohr. Es ist mit feinkörniger Holzkohle beschickt (Abb. 22). Über die hellglühende Kohle wird Kohlendioxyd geleitet. Das entweichende Gas läßt sich entzünden und brennt mit blauer Flamme.

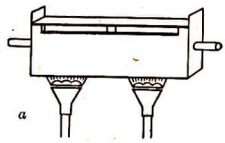




Abb. 22. Glühöfchen zur Reduktion von Kohlendioxyd zu Kohlenoxyd (*a* Ansicht, *b* Längsschnitt)

Kohlendioxyd wird durch glühenden Kohlenstoff zu Kohlenoxyd, CO, reduziert:

$$CO_2 + C \rightarrow 2\,CO.$$

Kohlenoxyd ist ein farbloses, geruchloses, sehr giftiges Gas, das mit blauer Flamme zu Kohlendioxyd verbrennt. Sein Litergewicht ist 1,25 g. In ihm betätigt der Kohlenstoff nur zwei Bindefähigkeiten.

Kohlenoxyd entsteht oft in Öfen, wenn Kohlen oder Koks in hoher Schicht verbrannt werden. Über dem Rost *b* (Abb. 23) läßt die bei *a* zuströmende Frischluft Kohlendioxyd entstehen. Kann nicht genügend Luft zutreten, so wird das Kohlendioxyd in höheren Schichten, etwa bei *c*, zu Kohlenoxyd reduziert. Dieses verbrennt bei *d* mit züngelnden blauen Flämmchen, wenn der Ofen von oben Luft hat. Gefährlich wird das Kohlenoxyd, wenn es infolge geringen Kaminzugs (Schieber im Ofenrohr) oder undichter Öfen in Wohn- oder Schlafräume eindringt.

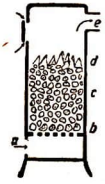


Abb. 23. Durchschnitt durch einen Füllofen

Auch bei unvollkommener Verbrennung entsteht Kohlenoxyd; so sind die Auspuffgase leerlaufender Motoren reich daran. Das Laufenlassen der Motoren in Garagen ist daher grundsätzlich verboten.

Bei der Bekämpfung von Bränden in geschlossenen Räumen besteht immer die Gefahr einer Kohlenoxydvergiftung. Auch ist dort meist nicht genügend Sauerstoff vorhanden. Die Feuerwehr benutzt daher beim Eindringen in solche Räume das Sauerstoffgerät (s. Teil 1, § 13).

Leuchtgas enthält stets Kohlenoxyd und ist deshalb giftig.

2. Leitet man im schwerschmelzbaren Glasrohr Kohlenoxyd über erhitztes rotes Eisenoxyd, so wird das Oxyd zu schwarzem metallischem Eisen reduziert (Nachweis mit dem Magneten). Das abströmende Gas trübt Kalkwasser.

Kohlenoxyd reduziert Eisenoxyd. Diese Reaktion ist die chemische Grundlage für die Gewinnung des Eisens aus seinen Erzen (Abschn. VI):

$$Fe_2O_3 + 3\,CO \rightarrow 2\,Fe + 3\,CO_2.$$

Aufgaben

1. Bereite Knochenkohle durch Erhitzen eines Stückchens Knochen im bedeckten Eisentiegel (Abzug!).
2. Entfärbe verdünnte Farbstofflösungen (Rotwein, Obstsäfte) durch Kochen mit Tierkohle!
3. Erhitze etwas Graphit mit viel Kupferoxyd im Glührörchen und leite das entweichende Gas durch Kalkwasser!
4. Reduziere Eisenoxyd und Kupferoxyd auf Holzkohle vor dem Lötrohr! Zum Luftabschluß gib etwas Natriumkarbonat zu, dessen Schmelze das Metalloxyd bedeckt. Nach dem Versuch wirf die Schmelze in Wasser, worin sich die Soda löst!
5. Laß Kalkwasser an der Luft stehen!
6. Fülle einen Standzylinder halb mit Wasser, füge 1 Tropfen Natronlauge und etwas Phenolphthalein zu, das durch die Lauge rot wird! Verdränge die Luft im Zylinder durch CO_2, laß einige Zeit stehen! Erkläre das Verschwinden der Rotfärbung!
7. Laß ein Stückchen NaOH in einer offenen Schale einige Tage stehen! Erkläre die eintretenden Erscheinungen!
8. Betupfe Kalkstein mit verdünnter Salzsäure!
9. Prüfe einige Zeit gelagerten Kalkbrei mit Salzsäure auf Karbonatgehalt!
10. Betupfe Mörtelbröckchen mit Salzsäure!
11. Übergieße Eierschalen, Muschel- und Schneckenschalen mit Salzsäure, und halte am Glasstab einen Kalkwassertropfen darüber!
12. Verfahre in gleicher Weise mit Kalkstein!
13. Verfahre in gleicher Weise mit Kesselstein!
14. Berechne den Seifenverlust bei einer Haushaltwäsche, wenn das Leitungswasser nicht enthärtet wird! Die Härte des Leitungswassers deines Wohnortes ist beim Wasserwerk zu erfragen!
15. Achte auf Zeitungsmeldungen über Kohlenoxydunfälle!

IV. Die Veredelung der Mineralkohlen als Grundlage wichtiger Industrien

Wir benutzen die Kohle entweder unmittelbar als Brennstoff oder formen sie durch chemische Veränderung so um, daß wertvollere Heiz- oder Treibstoffe daraus entstehen. Sie dient uns in all diesen Fällen als Energiequelle. Daneben aber ist uns die Kohle auch als Rohstoff für die Gewinnung vieler chemischer Produkte wichtig. Einen Überblick darüber gibt Abschnitt IV.

§ 32. Zusammensetzung

Zu den Mineralkohlen gehören: Anthrazit[1]), Steinkohle, Braunkohle und Torf. Ihre Zusammensetzung gibt die folgende Tabelle, in der zum Vergleich auch die des Holzes angegeben ist. Die Zahlen beziehen sich auf aschefreie, trockene Kohle.

Kohle enthält stets nicht brennbare Anteile und Feuchtigkeit. Bei guter Steinkohle beträgt der Aschegehalt 5—10%, der Wassergehalt 1—4%. Rohe Braunkohle hinterläßt meist etwas mehr Asche und enthält 40—60% Wasser. Frisch gestochener Torf weist bis zu 90% Wasser auf. Er wird vor der Verwendung an der Luft getrocknet und hat dann noch 30—50% Feuchtigkeit.

Zusammensetzung wasserfreier Mineralkohlen und trockenen Holzes in %

Art	C	H	O	N
Anthrazit	90—95	2 —3	2— 3	0,1—0,5
Steinkohle	75—80	4,5—5,5	5—15	1 —1,5
Braunkohle.....	60—70	5 —6	20—30	0,5—1,5
Torf	55—60	5,5—6,5	30—40	1 —1,5
Holz	50	6	44	0,3

§ 33. Entstehung und Alter der Kohlen

Torf läßt in seinem Gefüge die pflanzliche Herkunft deutlich erkennen. Braunkohle zeigt oft Holzstruktur. Man nennt solche Kohle Lignit[2]). Aber auch in der erdigen Braunkohle konnten Zellstrukturen nachgewiesen werden. Für Steinkohle ist dieser Nachweis ebenfalls geglückt. Daraus läßt sich der Schluß ziehen, daß die Mineralkohlen organischer Herkunft sind. Zum größten Teil sind sie aus pflanzlichen Massen entstanden. Daneben nehmen aber auch Reste tierischer Kleinlebewesen des Wassers (Plankton) am Aufbau der Kohle teil.

1) ánthrax (griech.) = Kohle. 2) lígnum (lat.) = Holz.

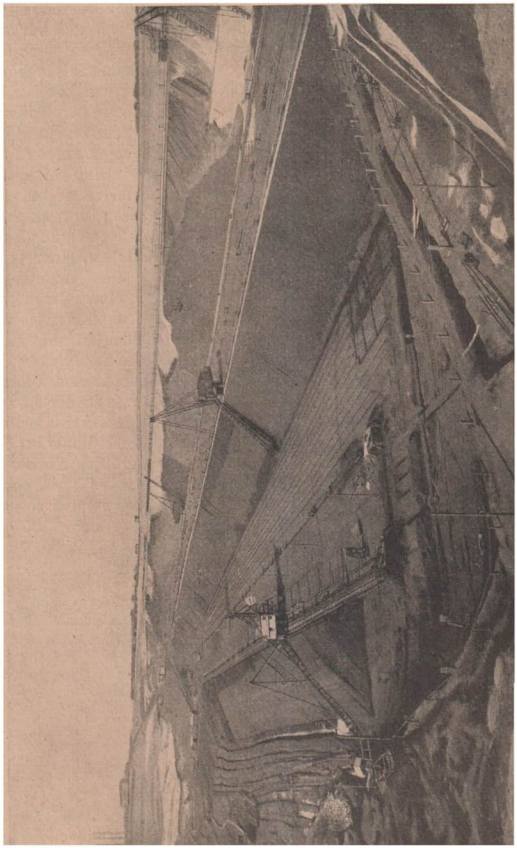


Abb. 24. Braunkohlentagebau mit Brikettfabrik ●
Oben das Deckgebirge (hell). Auf 2 Sohlen wird es mit Abraumbaggern entfernt. Darunter das Kohlenflöz (dunkel), das gleichfalls mittels Bagger abgebaut wird

In der Braunkohle finden wir Reste und Abdrücke von Blütenpflanzen, z. B. Blätter und Früchte von Laubbäumen, Zapfen von Nadelhölzern. In den Schiefern, die die Steinkohlenflöze begleiten, sind oft guterhaltene Abdrücke blütenloser Pflanzen zu finden. Diese Sporenpflanzen erreichten, nach den aufgefundenen Resten zu schließen, viel größere Ausmaße als die heute lebenden Vertreter dieser Pflanzengattung. Baumfarne, baumartige Schachtelhalmgewächse und Verwandte unserer Bärlappe, sog. Schuppen- und Siegelbäume bildeten die Pflanzenwelt der Steinkohlenwälder. Torf entsteht aus pflanzlichem Material, wenn es durch Wasser von der Luft abgeschlossen wird. Aus der Tabelle auf S. 42 erkennen wir, daß bei diesem Vorgang, der Inkohlung heißt, eine Anreicherung an Kohlenstoff und eine Abnahme des Sauerstoffgehalts erfolgt. Die Inkohlung ist also im chemischen Sinne eine Reduktion. Im Gegensatz dazu unterliegen pflanzliche Massen, die unter Luftzutritt der Verwesung anheimfallen, einer Oxydation, wobei CO_2, H_2O und N frei werden.

Wir nehmen an, daß auch Braunkohle und die bedeutend ältere Steinkohle ursprünglich einmal Torf gewesen sind. Ihre stärkere Inkohlung ist vor allem darauf zurückzuführen, daß sie von Gesteinsschichten zugedeckt wurden. Die deutschen Braunkohlenlager entstanden in der Tertiärzeit. Sie sind von mehr oder weniger mächtigen Deckschichten aus Kiesen, Sanden und Tonen überlagert (Abb. 24). Steinkohle wurde in der Altzeit der Erde, in der Steinkohlen- und Karbonzeit, gebildet. Sie ist in zahlreichen Flözen den Absatzgesteinen dieser Zeit eingeschaltet und mit ihnen bei der Gebirgsbildung gefaltet worden. Dabei gelangte sie in größere Erdtiefen, wo sie höherem Druck und höheren Temperaturen ausgesetzt war. Aus diesen andersartigen Bildungsbedingungen erklärt sich ihre von der Braunkohle abweichende Beschaffenheit.

§ 34. Heizwert und Verwendung

Heizwert verschiedener Brennstoffe in kcal/kg

Steinkohle (Westfalen)	7300–8000	Holzkohle	7600–8000
Rohbraunkohle	2000–3200	Benzin	rd. 10 000
Braunkohlenbriketts	4500–5000	Benzol	rd. 10 000
Torf (lufttrocken)	2800–3000	Gasöl	rd. 10 000
Holz	rd. 3000	Spiritus	6 400
Koks (aus Steinkohle)	6800–7200		

Die Verwertung der Kohle ist stark abhängig von ihrem Heizwert. Darunter versteht man die Wärmemenge, die bei der Verbrennung von 1 kg des Brennstoffes frei wird. Rohbraunkohle hat wegen ihres hohen Wassergehaltes meist einen niedrigen Heizwert. Es lohnt sich deshalb nicht, sie zu verfrachten. Man verbraucht sie vielmehr zu Heizzwecken vor allem in grubennahen Elektrizitätswerken oder chemischen Fabriken. Etwa die

Hälfte der geförderten Rohbraunkohle verarbeitet man durch Trocknen und nachfolgendes Pressen zu Briketts, wovon fast drei Viertel für den Hausbrand dienen. In steigendem Maße wird Braunkohle verschwelt (s. § 36). Torf hat als Brennstoff nur örtliche Bedeutung. Ferner wird er in der Landwirtschaft und im Gartenbau als Humuslieferer verwendet.

§ 35. Die Entgasung der Steinkohle und das Leuchtgas

1. In dem einseitig geschlossenen Eisenrohr a wird in einem Ofen aus Diatomitsteinen Steinkohle stark erhitzt (Abb. 25). Die entweichenden Gase verdichten sich z. T. in der Vorlage b zu schwarzem Teer. Die Teertröpfchen, die in b nicht festgehalten werden, bleiben in dem Wattefilter c zurück. In d wird das übriggebliebene Gas mit Wasser gewaschen. Bei e verbrennt es dann mit leuchtender Flamme. Im Gaswasser d läßt sich Ammoniak nachweisen. Der Rückstand im Eisenrohr ist Koks.

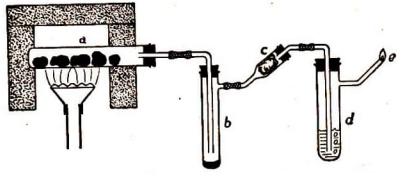


Abb. 25. Leuchtgasdarstellung durch Entgasen von Steinkohle

Wird Steinkohle unter Luftabschluß erhitzt, so zerfällt sie in **Koks** und **Gase**. Koks ist fast reiner elementarer Kohlenstoff. Die Entgasung der Kohle kann demnach mit der Zersetzungsdestillation organischer Stoffe verglichen werden (s. § 26). Die entweichenden Gase lassen sich z. T. durch Abkühlen verdichten, wobei sich **Teer** abscheidet. Sie enthalten weiter kleine Mengen von Ammoniak, die mit Wasser herausgelöst werden (**Gaswasser**). Übrig bleibt ein brennbares Gas, das **Leuchtgas**.

Die Technik reinigt das Leuchtgas noch weiter. Durch Waschen mit Teeröl entzieht man ihm die noch beigemengten Benzol- und Naphthalindämpfe. Diese würden sonst in den Leitungen zu festem Naphthalin sublimieren und die Rohre verstopfen. In sogenannten Trockenreinigern werden durch Eisenhydroxyd, $Fe(OH)_3$, Verbindungen des Schwefels und Zyans (—CN) zurückgehalten. Man holt schließlich aus dem Gas noch die Benzoldämpfe heraus,

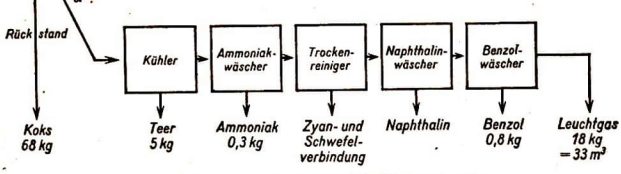


Abb. 26. Übersicht über die Produkte der Steinkohlenentgasung

wozu man neuerdings Aktiv-Kohle (s. § 26, Vers. 5) verwendet. Durch Erhitzen der Kohle (Überleiten von Wasserdampf) wird dann das adsorbierte Benzol dampfförmig wieder ausgetrieben und durch Kühlung verdichtet. Man braucht Benzol in der Farben- und Arzneimittelindustrie und verwendet große Mengen davon als Treibstoff (Abb. 26).

2. Leuchtgas wird verbrannt. Als Verbrennungsprodukte können Kohlendioxyd und Wasser nachgewiesen werden.

Leuchtgas hat in Raumprozenten ungefähr folgende Zusammensetzung:

Wasserstoff	49%	Kohlenoxyd	8%
Methan, CH_4	34%	Kohlendioxyd	1%
Kohlenstoffreiche Kohlenwasserstoffe[1]	4%	Stickstoff	4%

Der Kohlenoxydgehalt bedingt die Giftigkeit des Leuchtgases. Angezündet verbrennt das Leuchtgas mit leuchtender, rußender Flamme. Leitet man Luft in das Innere der Flamme, so wird sie entleuchtet.

Als Lichtquelle ist das Leuchtgas durch das elektrische Licht stark zurückgedrängt worden. Dafür hat es eine noch ständig zunehmende Bedeutung als sauberer, billiger Brennstoff im Haushalt, im Gewerbe und in der Industrie gewonnen. Sein Heizwert beträgt rund 4000 bis 4500 kcal je m^3.

3. In die Dreihalsflasche der Abb. 27 leitet man Leuchtgas und entzündet es bei a. Nach Abstellen der Leuchtgaszufuhr entfernt man den Stopfen b. Dadurch dringt Luft in die Flasche und mischt sich mit dem Leuchtgas, wodurch die Flamme entleuchtet wird. Hat das Gemisch einen gewissen Luftgehalt erreicht, dann schlägt die Flamme durch, und der Inhalt der Flasche explodiert. Ein bei c eingebrachter Bausch Stahlwolle verhindert die Explosion. (Vorsicht!)

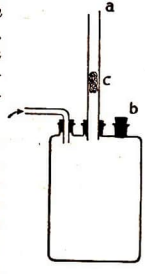


Abb. 27. Dreihalsflasche für Explosion von Luft-Leuchtgas-Gemischen

Leuchtgasluftgemische sind explosibel. Wenn Leuchtgas aus Rohrbrüchen oder offengelassenen Hähnen ausströmt, ist deshalb größte Vorsicht am Platze. Unter keinen Umständen darf in Räumen, deren LuftLeuchtgas enthält, Feuer entzündet oder ein elektrischer Schalter betätigt werden (Gefahr der Funkenbildung). Erst muß man die Leitung absperren und gründlich lüften. Nach Verschwinden des Gasgeruches können die Räume betreten werden.

§ 36. Die wirtschaftliche Bedeutung der Entgasung

Die Entgasung der Steinkohle dient in den Gasfabriken zur Gewinnung von Leuchtgas, in den Kokereien zur Herstellung von Koks, der als Hütten- oder Zechenkoks in den Handel kommt. Das in den Kokereien anfallende Gas versucht man als Ferngas einer wirtschaftlichen Verwendung zuzuführen, soweit es nicht in der Kokerei selbst gebraucht wird.

[1] z. B. Azetylen C_2H_2, Äthylen C_2H_4, Benzol C_6H_6.



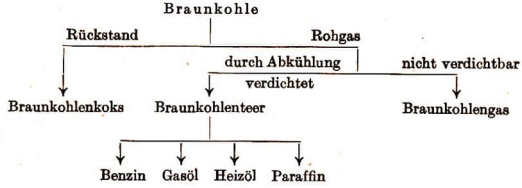
Abb. 28. Ofenbatterie einer Kokerei
Vorn Kokslöschrampe, oben Gassammelrohr. Hinter den vertieften Teilen der Wand die durch abnehmbare Türen verschlossenen Kammern. Dazwischen die Heizkanäle, in denen das Gas verbrennt und so die Kammerwände beheizt

In den Gaswerken geschah die Entgasung ursprünglich in eisernen, später in Schamotteretorten. Heute wird die Kohle in großen, aus feuerfesten Steinen gemauerten Kammern entgast. Die Öfen der Kokereien enthalten zahlreiche Kammern, die rund 3 m hoch, 10 m lang und $\frac{1}{2}$ m breit sind (Abb. 28). Zwischen diesen Kammern wird das Gas verbrannt, wodurch die Kammerwände in helle Glut geraten.

Die Entgasung der Steinkohle hat durch die Verwertung der Nebenprodukte große technische Bedeutung erlangt. So wird aus dem gewonnenen Ammoniak Ammoniumsulfat hergestellt, das als Stickstoffdünger (s. § 25) verwendet wird. Der Steinkohlenteer ist ein Gemisch von vielen Kohlenstoffverbindungen, die als Ausgangsstoffe für die Herstellung von Farbstoffen, Arzneimitteln und anderen Stoffen dienen. Die Industrie der Teerfarben hat sich in der zweiten Hälfte des vorigen Jahrhunderts zu höchster Blüte entwickelt.

Auch Braunkohle wird durch Erhitzen in geschlossenen Behältern entgast. Man erhitzt dabei nur auf etwa 600° C und nennt das Verfahren Verschwelung. Aus dem Braunkohlenteer gewinnt man durch Destillation Benzin, Gasöl, Heizöl und Paraffin.

Der Braunkohlenkoks wird entweder im Haushalt verfeuert (Grudekoks in Mitteldeutschland) oder zur Dampfkesselheizung in Elektrizitätswerken, die den Schwelwerken angegliedert sind, verwendet.



Durch die Entgasung wird eine Veredelung der Kohle und damit eine bedeutende Wertsteigerung erreicht. Diese Veredelung schafft einerseits wertvollere Heizstoffe (Koks, Heizöl, Gas), andererseits liefert sie Treibstoffe für den Motor, und schließlich sind ihre Produkte wichtige Rohstoffe, auf denen sich große Teile der chemischen Industrie aufbauen. Die folgende Tabelle gibt einen Überblick darüber:

Die wirtschaftliche Bedeutung der Kohleentgasung

Kohle								
Koks			Teer			Ammoniak	Gas	
Heizstoff	Reduktionsmittel	Rohstoff	Heizöl	Treibstoffe	Rohstoffe	Ammoniumsulfat	Heizstoff	Treibstoff
Heizungen Metallhütten	Metallgewinnung	Kalkstickstoff Azetylen synthetischer Kautschuk Benzin	Schiffahrt	Benzol (Steinkohle) Benzin und Gasöl (Braunkohle)	Farbstoffe Arzneimittel Sprengstoffe Kunstharz	N-Düngemittel	Haushalt Gewerbe Industrie Stadtfahrzeuge	

§ 37. Zusammensetzung der Treibstoffe (Kraftstoffe). Kohlenwasserstoffe

Über das nichtrußende Flämmchen eines Benzinfeuerzeuges hält man einen trockenen Glastrichter, der sich mit Wassertröpfchen beschlägt. Danach benutzt man einen mit Kalkwasser ausgespülten Trichter, dessen Kalkwassertropfen getrübt werden.

Die Treibstoffe liefern als Verbrennungsprodukte Wasser und Kohlendioxyd. Sie enthalten also Wasserstoff und Kohlenstoff. Eine genaue Untersuchung zeigt, daß dies die einzigen Grundstoffe sind, die an ihrem Aufbau teilhaben.

Die kohlenstoffarmen Kohlenwasserstoffe sind Gase. Der einfachste Kohlenwasserstoff ist das Methan CH_4, das im Leuchtgas enthalten ist (s. § 35). Besonders große technische Bedeutung hat der Kohlenwasserstoff Azetylen, C_2H_2, erlangt. Er wird aus Kalziumkarbid, CaC_2, durch Einwirkung von Wasser gewonnen und dient heute allgemein statt des Wasserstoffs zum autogenen Schweißen und Schneiden (s. Teil 1, § 29). Azetylen ist ferner wichtig geworden als Rohstoff für synthetischen Kautschuk und andere Kunststoffe.

§ 38. Benzin

Benzin wurde bisher hauptsächlich aus Erdöl hergestellt.

Rohes Erdöl ist eine dunkle Flüssigkeit, die im wesentlichen ein Gemisch aus Kohlenwasserstoffen darstellt. Durch Destillation trennt man dieses Gemisch und erhält dabei im allgemeinen folgende Anteile: bis 85° C Leichtbenzin (Fleckwasser), von 85° C–180° C Mittelbenzin (Autobenzin), von 150° C–200° C Schwerbenzin (Lösungsmittel für Ölfarben und Lacke), von 150° C–250° C Leuchtöl (für Lampen), von 200° C–350° C Gasöle (für Dieselmotore), über 350° C Schmieröle, als Rückstand Pech (für Straßenbau). Amerikanische Erdöle liefern daneben noch Vaseline und Paraffin (für Kerzen, Bohnerwachs, Wichse). Das deutsche Erdöl enthält nur geringe Mengen Benzin und ist vor allem für die Gewinnung von Schmierölen wichtig.

Bei der Entgasung der Kohle (s. § 35, 36) fallen als Nebenerzeugnisse Benzol und Benzin an. Es handelt sich um beachtliche Mengen.

Steinkohle enthält rund 5% Wasserstoff (s. § 32), Benzin im Durchschnitt 15%. Durch **Hydrierung** der Kohle, d. h. durch Anlagerung von Wasserstoff, kann man aus Kohle Benzin gewinnen. Dazu gibt es verschiedene Verfahren. Zuerst hat man Braunkohlenteer hydriert. Heute hydriert man auch Braun- und Steinkohle unmittelbar; ja, man stellt sogar Benzin aus reinem Kohlenstoff, aus Koks her. Die Hydrierung der Kohle bedeutet wie die Entgasung eine Veredelung dieses wertvollen Stoffes. In jahrelanger Vorarbeit hat die chemische Wissenschaft die Grundlagen dafür geschaffen.

§ 39. Eigenschaften der Treibstoffe

Unter Treib- oder Kraftstoffen verstehen wir Brennstoffe, die zu dem Betrieb des Ottomotors und des Dieselmotors gebraucht werden. Für den Ottomotor wurden ursprünglich gasförmige Brennstoffe (Leuchtgas, Kraftgas) verwendet. An ihre Stelle traten bald in weitem Umfange flüssige

Kraftstoffe, die sich durch Verdunstung rasch in den gasförmigen Zustand überführen lassen (Benzin, Benzol, Spiritus). Während der Ottomotor flüchtige Kraftstoffe verlangt, deren Entzündungstemperatur, um vorzeitige Zündung (Klopfen des Motors) zu verhüten, nicht zu tief liegen darf, beansprucht der Dieselmotor nichtflüchtige Treibstoffe von niedrigem Zündpunkt.

Für die folgenden Versuche werden, wo nichts anderes vermerkt ist, Benzin, Benzol und Gasöl, wie sie für den Kraftverkehr im Handel sind, verwendet.

1. *Auf Filtrierpapier bringt man nebeneinander je 1 Tropfen der verschiedenen Treibstoffe und bestimmt die Verdunstungszeit.*
2. *Ein kleines Flämmchen nähert man der Oberfläche des Treibstoffes, der sich in einem Porzellanschälchen befindet. Man vermeidet aber eine Berührung der Flüssigkeit. Gasöl wird soweit erhitzt, bis es entflammbare Dämpfe bildet.*
3. *In eine schräggestellte Blechrinne bringt man an das obere Ende einen Wattebausch, der mit Benzin getränkt ist. Die in der Rinne herabfließenden Dämpfe können noch ein Stück weit außerhalb der Rinne entzündet werden.*
4. *In eine Kältemischung aus Eis und Kochsalz werden in Prüfgläsern kleine Mengen der verschiedenen Treibstoffe und von Reinbenzol gebracht. Reinbenzol erstarrt, die anderen Treibstoffe bleiben flüssig.*

Benzin und Benzol verdunsten bereits bei gewöhnlicher Temperatur sehr rasch. Der Kraftfahrer sagt „sie vergasen". Sie sind flüchtige Treibstoffe, die im Verbrennungsmotor Verwendung finden. Im Gegensatz zu ihnen stehen die Gasöle, die als nichtflüssige Treibstoffe im Dieselmotor gebraucht werden. Infolge ihrer leichten Verdampfbarkeit liefern Benzin und Benzol bereits bei tiefen Temperaturen brennbare Dämpfe (Vers. 2). Ihr „Flammpunkt" liegt bei -23° C bzw. -6° C, während Gasöl erst bei etwa $+80^{\circ}$ C so stark verdunstet, daß aus ihm entflammbare Dämpfe entweichen. Benzin- und Benzoldämpfe sind schwer, sie sinken in der Luft zu Boden und können sich dort anhäufen und weiterkriechen. Deshalb darf man Garagen und Lagerräume, in denen solche Flüssigkeiten aufbewahrt werden, nicht mit offenem Licht betreten.

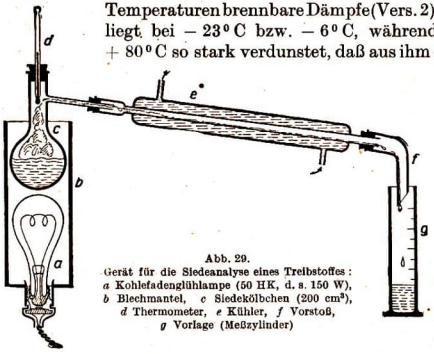


Abb. 29.
Gerät für die Siedeanalyse eines Treibstoffes: *a* Kohlefadenglühlampe (50 HK, d. s. 150 W), *b* Blechmantel, *c* Siedekölbchen (200 cm³), *d* Thermometer, *e* Kühler, *f* Vorstoß, *g* Vorlage (Meßzylinder)

5. *Im Gerät der Abb. 29 werden 100 cm³ Treibstoff destilliert und das Destillat in einem Meßzylinder aufgefangen. Sobald 5 cm³ Benzin überdestilliert sind, liest man die zugehörige Siedetemperatur ab und wiederholt die Ablesungen immer*

nach dem Übergehen weiterer je 10 cm³. Die letzte Temperaturablesung erfolgt, nachdem 95 cm³ Destillat aufgefangen wurden. Aus den ermittelten Werten zeichnet man die Siedekurve. Der Versuch wird außerdem noch mit Reinbenzol ausgeführt. (Vorsicht! Kein Schülerversuch!)

Die Treibstoffe haben keinen einheitlichen Siedepunkt, sie sind keine reinen Stoffe, sondern Gemenge von verschiedenen Kohlenwasserstoffen.

6. *In einem Standzylinder stellt man nacheinander verschiedene Gemische aus flüchtigen Treibstoffen und Luft her. Die Treibstoffmenge bestimmt man durch Abzählen der zugegebenen Tropfen. Zur guten Durchmischung gibt man einige Zinkkörner in den Zylinder und schüttelt nach dem Verschließen gründlich. Das Gemisch wird dann an einer Flamme entzündet. Man ermittelt die kleinste und die größte Treibstoffmenge, die noch ein zündfähiges Gemisch geben, und die Menge, bei der die stärkste Verpuffung erfolgt.*

Enthält ein zündfähiges Treibstoffluftgemisch zuviel Treibstoffdampf, ist es zu „fett", dann brennt es langsam mit rußender Flamme ab. Enthält es zu wenig Treibstoff, dann zündet es nicht. Nur bei einer bestimmten Zusammensetzung findet restlose Verbrennung unter Explosion statt. Die richtige Gemischbildung wird beim Motor durch den „Vergaser" geregelt. Benzol bedarf einer größeren Luftmenge als Benzin.
Treibstoffe müssen wegen ihrer Feuergefährlichkeit vorsichtig gelagert und aufbewahrt werden. Offenes Licht darf in ihrer Nähe nicht benutzt werden. Aber auch Bildung elektrischer Funken muß man verhindern. Im Haushalt sollte die Fleckenreinigung mit Benzin nicht in einem Raum erfolgen, in dem ein Ofen angeheizt ist. Rückstände sind sorgfältig zu entfernen. Noch besser ist die Verwendung nicht brennbarer Lösungsmittel anstelle des Benzins.

§ 40. Schmieröle

Explosionsmotoren sind raschlaufende Maschinen. Die von ihnen angetriebenen Wellen machen bis zu 4000 Umdrehungen in der Minute. Diese Motoren verlangen eine sehr sorgfältige Schmierung, die zwischen Kolben und Zylinder besonders schwierig ist, da diese Teile sehr heiß werden. Schmieröl, das hier verwendet werden soll, muß deshalb einen hohen Siedepunkt besitzen und darf bei den in Frage kommenden Temperaturen von über 300° C seine Schmierfähigkeit nicht verlieren.

1. *Eine etwa $\frac{3}{4}$ m lange, 1,5 cm weite Glasröhre wird mit Schmieröl gefüllt. In dieses Öl läßt man dann eine Stahlkugel fallen, wie sie im Kugellager des Fahrrades verwendet wird. Man mißt mit der Stoppuhr die Fallzeit. Benutzt wird Fahrradöl, Sommer- und Winterautoöl.*
2. *Denselben Versuch führt man mit einem Autoöl in kaltem und warmem (rund 40° C) Zustand durch.*

Vers. 1 zeigt uns, daß die Schmieröle verschiedene Zähigkeit (Viskosität) besitzen, und Vers. 2, daß diese mit steigender Temperatur abnimmt. Die Zähigkeit (Viskosität) eines Schmieröls muß dem Verwendungszweck angepaßt sein. Fahrradöl braucht nur wenig viskos zu sein. Autoöl dagegen muß eine erhebliche Zähigkeit bei gewöhnlicher Temperatur haben, damit es im heißen Zylinder noch genügende Schmierfähigkeit aufweist. Im Winter verwendet der Kraftfahrer ein weniger zähes Öl als im Sommer, weil sein Motor in der Kälte sonst wegen der großen inneren Reibung des Öls schwer anspringt.

Schmieröle können aus Erdöl (s. § 38), aus Braunkohlenteer (s. § 36) und bei der Kohlehydrierung gewonnen werden. Man nennt sie im Gegensatz zu den aus dem Pflanzenreich stammenden fetten Ölen Mineralöle. Ihrer Zusammensetzung nach sind sie Kohlenwasserstoffe und somit dem Benzin verwandt. Schmieröle dürfen nicht verharzen und sollen keine freien Säuren enthalten. Diese Bedingungen können nur von Mineralölen erfüllt werden.

Aufgaben

1. Verkoke im bedeckten Porzellantiegel ein Stückchen Braunkohlenbrikett!
2. Achte auf das Verhalten verschiedener Kohlensorten beim Verbrennen! Größe und Art der Flamme. Zusammenbacken? Art der Asche. Ermittle im Haushaltsversuch den Aschengehalt eines Brennstoffs!
3. Achte auf die Vorschriften an Tankanlagen, Garagen usw. und begründe sie!

V. Chemie wichtiger Lebensvorgänge (Nahrungsstoffe, Faserstoffe)

§ 41. Die Assimilation

Das Becherglas in Abb. 30 wird mit ausgekochtem Wasser, ein zweites mit Kohlendioxydlösung beschickt. In die Gefäße bringt man dann je ein Bündel Wasserpestzweige und stellt sie in die Sonne. Nach einigen Stunden hat sich im Prüfglas der zweiten Versuchsanordnung Sauerstoff angesammelt.

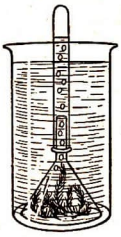


Abb. 30. Sauerstoffentwicklung bei der Assimilation

Grüne Pflanzenteile nehmen im Licht Kohlendioxyd durch ihre Spaltöffnungen auf und scheiden Sauerstoff aus. Aus CO_2 und Wasser formen sie in ihren Zellen **Kohlenhydrate**:

$$CO_2 + H_2O \rightarrow CH_2O + 2O.$$

Das einfachste Kohlenhydrat, der Formaldehyd, CH_2O, ist aber in der Zelle nicht beständig. Durch Zusammenlagerung mehrerer Moleküle bilden sich daraus andere Kohlenhydrate: z. B. Traubenzucker $C_6H_{12}O_6$, Rohrzucker (Rübenzucker) $C_{12}H_{22}O_{11}$, Stärke $(C_6H_{10}O_5)_n$,

Zellulose $(C_6H_{10}O_5)_n$. Die Größe der Stärke- und Zellulosemoleküle kennt man noch nicht genau, was in der unbestimmten Zahl n der Formeln zum Ausdruck kommt. Sie ist eine verhältnismäßig große Zahl ($\approx$ 2000). Die Kohlenhydratbildung aus Kohlendioxyd und Wasser heißt **Assimilation**[1]). Chemisch ist die Assimilation ein Reduktionsvorgang, bei dem die Energie der Lichtstrahlen wirksam ist.

§ 42. Kohlenhydrate

a) Traubenzucker $C_6H_{12}O_6$ findet sich im Saft der Trauben und anderer süßer Früchte. Der Zuckergehalt dieser Früchte wird oft zur Herstellung alkoholischer Getränke durch Vergärung mit Hefe benutzt (s. § 43). **Rohrzucker**, $C_{12}H_{22}O_{11}$, findet sich in größerer Menge im Zuckerrohr und in der Zuckerrübe (16–20%). Aus der Zuckerrübe wird er durch Auslaugen der Rübenschnitzel und Eindampfen der gereinigten Lösung gewonnen. Andere Zucker sind Fruchtzucker, Milchzucker, Malzzucker.

b) Stärke $(C_6H_{10}O_5)_n$

1. *Eine rohe Kartoffel wird zerrieben, der Brei mit Wasser versetzt und durch ein grobes Tuch filtriert. Die durchlaufende milchige Flüssigkeit klärt sich nach einigem Stehen, da sich die Kartoffelstärke absetzt. Die Stärkekörner werden unter dem Mikroskop betrachtet.*
2. *Dünne Stärkemilch erhitzt man vorsichtig. Es entsteht Stärkekleister.*
3. *Stärkekleister versetzt man mit Jodlösung, wobei Blaufärbung eintritt.*

Stärke ist ein Speicherstoff der Pflanze; sie lagert ihn in ihren Zellen ab. Besonders reichlich findet sich Stärke in den Samen der Getreidearten, der Hülsenfrüchtler und in den Kartoffeln (Abb. 31). Die Stärkekörner verschiedener Pflanzen haben verschiedene Form (Abb. 32). Stärke ist unlöslich in kaltem Wasser. In heißem Wasser quellen die Stärkekörner auf und bilden Kleister. Davon macht man in der Küche Anwendung zum Dicken von Soßen, zur Herstellung von Puddings und beim Backen. Stärke läßt sich mit Jod nachweisen.

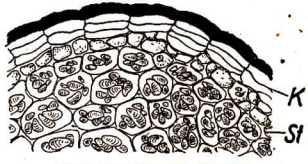


Abb. 31. Schnitt durch eine Kartoffel. (*K* Korkzellen der Schale, *St* Zellen mit Stärkekörnern)



Abb. 32. Stärke. 1 Kartoffel, 2 Hafer, zusammengesetztes Korn und einfache Körner, 3 Bohne (vergr. etwa 250fach)

1) assimilare (lat.) = angleichen, d. h. hier: aus unorganischen Stoffen organische machen.

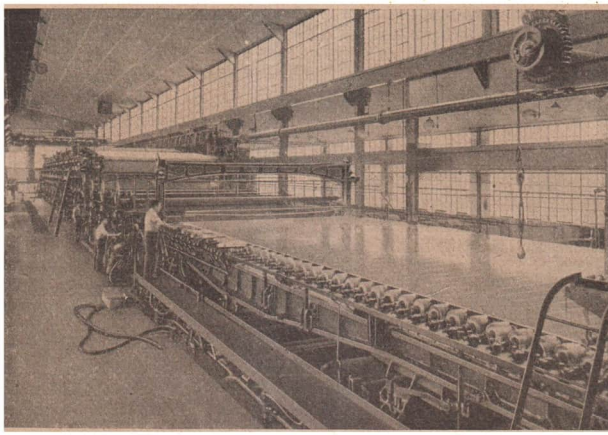


Abb. 33. Papiermaschine

c) Zellulose, $(C_6H_{10}O_5)_n$, Die Zellwände der Pflanzen bestehen aus Zellulose. Besonders reich daran sind verholzte Pflanzenteile. Baumwolle, Leinen und andere Gespinstfasern sind fast reine Zellulose. Holz enthält etwa 50% davon. Zellulose ist heute ein wichtiger Rohstoff der chemischen Industrie geworden. Man gewinnt sie vor allem aus Holz, indem man die beigemengten Stoffe, in der Hauptsache Holzstoff oder Lignin, durch Kochen mit geeigneten Chemikalien (z. B. einer wäßrigen Lösung von Kalziumbisulfit $Ca(HSO_3)_2$) herauslöst. Die Zellulose des Holzes (Zellstoff) besteht aus kurzen 2–4 mm langen Fasern. Sie wird verwendet zur Herstellung des Papiers, der Kunstseide und der Zellwolle.

In den **Papierfabriken** (Abb. 33) wird ein gleichmäßiger, dünner Brei von Holzzellstoff auf einem endlosen Band von feinstem Bronzedrahtgewebe entwässert, und die erhaltene Faserschicht wird zwischen Walzen getrocknet und gepreßt. Soll das Papier zum Schreiben dienen, dann mischt man dem Papierbrei Harzseife (aus Fichtenharz und Natronlauge) und Alaun zu. Beim Erwärmen zwischen den Walzen verklebt diese Masse die Fasern (Leimen des Papieres) und verschließt die Poren. Billige Druck- und Packpapiere werden mit einem Zusatz von geriebenem Holz (Holzschliff) hergestellt. Sie vergilben am Licht (Zeitungspapier) und sind brüchig, weil der Holzschliff bröckelig und nicht faserig ist.

Zur Herstellung von **Kunstseide** wird Zellstoff in geeigneten Lösungsmitteln

gelöst. Durch Ausspritzen dieser Lösungen aus feinsten Düsen in Fällbäder, die das Lösungsmittel unwirksam machen, erhält man Fäden, die nach dem Auswaschen und Trocknen zu Garnen verzwirnt werden. Bündel dieser Fäden zerreißt oder zerschneidet man in Längen von 30–40 mm und verspinnt die erhaltene Fasermasse wie Baumwolle: **Zellwolle**. Man kann auch dieser Faser durch entsprechende Behandlung Eigenschaften der Wollfaser verleihen und sie der Naturwolle beimischen.

Ausspritzen der Spinnlösung aus engen Schlitzen führt nicht zu Fäden, sondern zu durchsichtigen Blättern (Zellglas), die zu Verpackungszwecken vielfache Verwendung gefunden haben.

Durch Behandlung des Zellstoffes mit Essigsäure gewinnt man Zellstoffazetat, das zur Herstellung der Azetatseide dient. Wird Zellstoffazetat mit Kampfer gemischt, so erhält man eine zelluloidähnliche Masse (Zellon), aus der man schwer entflammbare Filme und Lacke (Autolacke z. B.) herstellt. Dicke Lösungen von Zelluloseabkömmlingen dienen heute vielfach als wasserbeständige Kitte und Klebemittel.

§ 43. Die Gärung

1. *In einem Kolben, der mit Stopfen und Ableitungsrohr versehen ist (Abb. 34), läßt man Hefe in einer Traubenzuckerlösung wachsen. Durch das vorgelegte Kalkwasser perlen Gasblasen, die es trüben.*
2. *Den Inhalt des Kolbens, der verdünnten Alkohol enthält, erhitzt man zum Sieden, nachdem das Ableitungsrohr durch ein Steigrohr ersetzt wurde. Das Gemisch aus Alkohol- und Wasserdampf kühlt sich im Steigrohr ab, wobei sich vorwiegend Wasserdampf verdichtet. Der aus dem Steigrohr entweichende Dampf ist dann so alkoholreich, daß er entzündet werden kann (Alkoholprobe, Abb. 35).*
3. *Man macht die gleichen Versuche mit Lösungen, die man nach dem Zusatz der Hefe zum Sieden gebracht hat. Diesmal tritt keine Gärung ein.*
4. *Als Verbrennungsprodukte des Alkohols kann man Kohlendioxyd und Wasser nachweisen.*

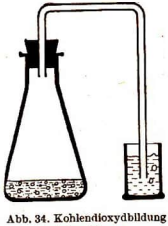


Abb. 34. Kohlendioxydbildung bei der Gärung



Abb. 35. Alkoholnachweis

Bei der durch Hefepilze (Abb. 36) bewirkten Gärung von Zuckerlösungen entsteht Kohlendioxyd neben **Alkohol**. Alkohol heißt auch Spiritus, Sprit oder Weingeist. Neben den in Vers. 4 nachgewiesenen Grundstoffen Kohlenstoff und Wasserstoff enthält er noch Sauerstoff. Seine Formel lautet C_2H_5OH.

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2\,C_2H_5OH + 2\,CO_2.$$

Die alkoholische Gärung findet Anwendung bei der Bereitung alkoholischer Getränke wie Wein und Bier.

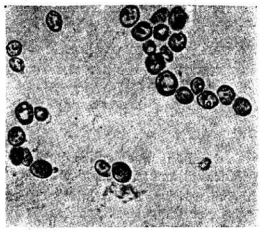


Abb. 36. Hefezellen
(Mikr. Bild. Vergr. rd. 600fach)

Bei der Allgegenwart von Hefesporen tritt die alkoholische Gärung in verdünnten Zuckerlösungen (Obstsäften u. dgl.) auch ohne absichtliche Hefezugabe ein. Nur in sehr starken Zuckerlösungen (Gelee, Marmelade) kann Hefe nicht leben. Durch Entkeimen (Sterilisieren) und keimfreies Aufbewahren gelingt es heute, unvergorene Obstsäfte (Süßmost) haltbar aufzubewahren. Das Entkeimen geschieht durch Erhitzen auf 70° C oder Filtrieren durch sehr engporige Filter, die die Hefezellen und Hefesporen zurückhalten.

Die volkswirtschaftliche Bedeutung der Entkeimungsverfahren beruht darin, daß sie es gestatten, im Herbst überflüssiges Obst und Trauben in haltbare Säfte überzuführen und sie für die obstarme Zeit des Frühjahrs und Vorsommers aufzubewahren.

In der Bäckerei benutzt man das Gärungskohlendioxyd zum Lockern des Teigs, indem man ihn vor dem Backen „gehen" läßt (vgl. auch Backpulver in § 29).

Alkoholische Flüssigkeiten (Wein, Bier) werden beim Stehen an der Luft sauer. Es bildet sich in ihnen durch Oxydation, die unter Mithilfe von Bakterien erfolgt, **Essigsäure, $C_2H_4O_2$**. Die Essigsäure dient zur Herstellung von Speiseessig, der 3–6 % Essigsäure enthält. Große Holzfässer enthalten zwischen Siebböden (Abb. 37) Buchenholzspäne, die mit einer Aufschwemmung von Essigbakterien geimpft werden. Von unten her streicht Luft durch das Faß, von oben her rieselt eine schwache Alkohollösung hindurch. Wesentlich größere Mengen Essigsäure werden heute bei der Holzverkohlung (s. § 26) und aus Azetylen (s. § 37) gewonnen. Ein Teil davon dient als Essigessenz (80%) zur Bereitung von Speiseessig (Essigessenz darf nicht unverdünnt genossen werden, da sie stark ätzt! Vorsicht bei der Verwendung!).

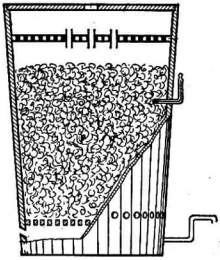


Abb. 37. Schnellessigfabrikation

Bei einer weiteren Art von Gärung wird aus Zucker durch Bakterien Milchsäure gebildet. Auf der Entstehung von Milchsäure beruht das Sauerwerden der Milch. Sie tritt ferner auf bei der Bereitung des Sauerkrautes, dem Einlegen von Gurken und der Aufbewahrung von Grünfutter in Silos.

§ 44. Fette

1. *In einem Tropfen Milch erkennt man unter dem Mikroskop zahllose Fetttröpfchen (Abb. 38). Beim Stehen der Milch sammelt sich das Fett in der Rahmschicht über der Milch an.*
2. *Zerstoßene Raps-, Sonnenblumen-, Hanf-, Leinsamenkörner übergießt man mit Äther, schüttelt und filtriert. Beim Eindunsten bleibt ein Öl zurück.*

Fette werden im tierischen und pflanzlichen Körper gebildet. In der Pflanze dienen sie vorwiegend als Speicherstoff (Samen). Fettliefernde Pflanzen sind: Kokospalme, Ölpalme, Olive, Baumwollstaude, Raps, Lein. Flüssige Fette heißen Öle. Im Tierkörper lagert sich bei reichlicher Nahrung Fett in größeren Mengen ab. Wir finden es in der Muskulatur und zwischen den Eingeweiden (Nahrungsreserve). Die Milch enthält Fetttröpfchen in einer wäßrigen Flüssigkeit (Kuhmilch über 3 % Butterfett).

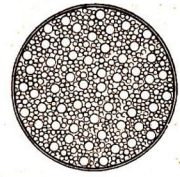


Abb. 38.
Fetttröpfchen in Vollmilch.
(Vergr. rd. 100fach)

3. *Fett löst sich nicht in Wasser und nur wenig in Alkohol; gut löslich ist Fett in Benzin, Benzol, Schwefelkohlenstoff, Tetrachlorkohlenstoff.*

Tierische Fette gewinnt man durch Ausschmelzen (Schweineschmalz) und durch Ausziehen (Extrahieren) mit Lösungsmitteln wie Benzin oder Schwefelkohlenstoff (Knochenfett, Verwertung der Knochen). Pflanzliche Fette werden ausgepreßt (Öle) oder mit Lösungsmitteln ausgezogen (Kokosfett).

4. *An einem Öllämpchen stellen wir als Verbrennungsprodukte Wasser und Kohlendioxyd fest.*
5. *Einige Tropfen Olivenöl werden im Prüfglas mit Natronlauge erwärmt. Die Flüssigkeit schäumt nach dem Verdünnen mit Wasser und riecht nach Seife.*
6. *Ranziges und frisches Fett löst man in Alkohol, fügt zu beiden Lösungen Phenolphthalein und setzt tropfenweise Natronlauge bis zur Rotfärbung hinzu. Ranziges Fett enthält freie Säure.*

Fette setzen sich aus C, H und O zusammen. Beim Aufspalten mit Wasserdampf höherer Temperatur zerfallen sie in Fettsäuren und Glyzerin. Kochen mit Natron- oder Kalilauge liefert fettsaures Natrium (Kernseife) oder fettsaures Kalium (Schmierseife). Fette werden durch Oxydation an der Luft ranzig, wobei sich freie Säuren bilden. „Fette Öle", wie man die flüssigen Fette im Gegensatz zu den Mineralölen (s. § 40) nennt, sind als Schmieröle nicht geeignet.

§ 45. Eiweißstoffe

Nach § 19 sind die Eiweißstoffe Stickstoffverbindungen. Zu ihrem Nachweis kann die Ammoniakbildung beim Erhitzen mit Kalk und die Gelbfärbung durch Salpetersäure (s. § 20) dienen.

1. *Eiereiweiß gerinnt beim Erhitzen.*
2. *Setzt man zu Magermilch etwas Essigsäure zu, so tritt Gerinnung ein. Den geronnenen Käsestoff filtriert man ab und macht die Eiweißprobe damit.*
3. *Erhitzt man das Filtrat von Vers. 2 (Molke), so trübt es sich durch Gerinnung eines darin gelösten Eiweißstoffes (Hautbildung beim Kochen der Milch im Haushalt!).*
4. *Kartoffelwasser, Obstsaft zeigen beim Erhitzen Flockenbildung durch Eiweißgerinnung.*
5. *Bei der Fäulnis von Eiweiß entsteht Schwefelwasserstoff (s. § 15).*

Eiweißstoffe, die ihren Namen nach dem Eiereiweiß erhalten haben, sind verwickelt zusammengesetzte Verbindungen aus C, O, H, N. Manche enthalten außerdem Schwefel und Phosphor. Im pflanzlichen und tierischen Körper treten sie entweder fest (Horn, Haare, Haut, Muskelfaser, Kleber des Weizenkorns) oder gelöst (Milch, Blut, Zellsaft) auf. Diese Lösungen gerinnen entweder beim Erhitzen oder bei Zugabe einer Säure. Die einen verhalten sich also wie das Eiereiweiß oder Albumin, die anderen wie Käsestoff oder Kasein.

§ 46. Nahrungsmittel

Unsere Nahrungsmittel enthalten Kohlenhydrate, Fette und Eiweißstoffe, daneben Mineralsalze (s. § 24) und Ergänzungsstoffe (Vitamine u. a.). Meist besitzen sie außerdem einen erheblichen Wassergehalt.

1. *Verschiedene Nahrungsmittel werden auf ihren Gehalt an Stärke (Jodprobe), Eiweiß (NH_3-Probe) und Fett (Ausziehen mit Äther) geprüft.*
2. *Durch Trocknen im Trockenschrank stellt man den Wassergehalt fest.*
3. *Veraschen im gewogenen Porzellantiegel liefert den Gehalt an mineralischen Bestandteilen.*

Kohlenhydrate, Fette und Eiweißstoffe nennt man zusammenfassend Nährstoffe. Aus den Spaltprodukten des Nahrungseiweißes wird das Körpereiweiß aufgebaut. Im Harn scheiden wir Abbaustoffe, die sich aus Körper- und Nahrungseiweiß bilden, vorwiegend in Form von Harnstoff, $CO(NH_2)_2$, aus (etwa 30 g täglich). Soweit die Nährstoffe nicht zum Aufbau und zur Speicherung dienen, werden sie oxydiert (s. § 47). Dabei wird ihre chemische Energie in Muskelarbeit und Wärme umgesetzt. Beim Verbrennen liefert:

1 g Kohlenhydrat 4,2 kcal
1 g Fett . . . . . 9,3 kcal
1 g Eiweiß . . . . . 4,3 kcal.

Daraus folgt, daß Fett der beste Wärmespender ist (höherer Fettverzehr im Winter und in kälteren Klimaten). Fett kann zwar in gewissem Umfange durch Kohlenhydrate ersetzt werden, doch ist eine genügende Zufuhr natür-

licher Fette wegen der darin enthaltenen Wirkstoffe (Vitamine u. a.) nicht zu umgehen. Dies ist wichtig, weil unsere Landwirtschaft genügend Kohlenhydrate erzeugt, während wir einen großen Teil unseres Fettbedarfs einführen müssen. Eiweiß kann, soweit es nur Energielieferer ist, ebenfalls ersetzt werden. Für den Erwachsenen galt früher allgemein ein Bedarf von 120 g je Tag. Vielfach neigt man heute dazu, diesen Betrag für zu hoch zu halten.

Mineralsalze sind sowohl zum Aufbau (Knochen) als auch zum Betrieb des Organismus nötig. Weiterhin muß die Nahrung gewisse Ergänzungsstoffe oder Vitamine enthalten, bei deren Fehlen Krankheiten auftreten. Eine solche Mangelkrankheit ist die Rachitis. Vitamine sind nur in sehr kleiner Menge in der Nahrung enthalten. Zum Teil werden sie heute schon synthetisch hergestellt. Manche von ihnen werden durch längeres Kochen, andere durch Oxydation beim Trocknen oder Räuchern, wieder andere durch alkalisch wirkende Stoffe (Natron!) zerstört. Abwechslung in der Nahrung und Verwendung ungekochter Speisen (Salate, Obst, Milch, Butter) schützt vor Vitaminmangel.

Zusammensetzung einiger Nahrungsmittel (in %)

	Kohlenhydrate	Fette	Eiweißstoffe	Rohfaser	Mineralstoffe	Wasser
1. Eiweißreiche N.						
Rindfleisch (mager)	0,5	3,5	21	—	1	74
Schweinefleisch (fett)	—	32,5	14,5	—	1	49
Schellfisch	—	—	16	—	2	82
Hühnerei (ohne Schale)	0,7	11,7	12,5	—	0,3	75
Käse (halbfett)	2	23	27	—	4	44
2. Kohlenhydratreiche N.						
Roggenbrot	48	0,5	4,5	1	1	40
Weizenbrot	58	0,5	7	0,5	1	33
Weizenmehl	74	1	11	1	1	12
Kartoffeln	21	—	2	1	1	75
Erbsen	53	0,5	16,5	6	3	13
Zucker	100	—	—	—	—	—
3. Fette						
Butter	0,5	82	0,5	—	0,1	13
Margarine	0,5	80,5	0,5	—	2	12
4. Milch						
Kuhmilch	5	3,5	3,5	—	1	87
5. Gemüse, Obst						
Kohl	8,5	0,5	3,5	2	1	80
Apfel	12	—	0,5	2	0,5	85

§ 47. Die Atmung

1. *Atemluft trübt Kalkwasser. Bei der Atmung wird Sauerstoff verbraucht.*
2. *Gerste läßt man in einer Flasche keimen und saugt die darüber befindliche Luft durch Kalkwasser. Die entstehende Trübung zeigt Kohlendioxyd an.*
3. *Eine Topfpflanze wird in einem bedeckten Glaszylinder einige Zeit ins Dunkle gestellt. Kalkwasser, das in einer Schale danebensteht, zeigt das gebildete CO_2 an. Auch eine brennende Kerze erlischt im Zylinder.*

Bei der Atmung tierischer und pflanzlicher Lebewesen bildet sich Kohlendioxyd. Dabei wird Sauerstoff verbraucht. Atmung bedeutet also Oxydation. In der Lunge belädt sich das Blut mit Sauerstoff. Dieses hellrote, arterielle Blut gelangt in die Körperzellen, wo aus der Nahrung stammende Stoffe (vor allem Fette und Kohlenhydrate) oxydiert werden (s. § 46). Unsere Körperwärme ist Oxydations-(Verbrennungs-)Wärme. Das Oxydationsprodukt CO_2 wird im dunkelroten venösen Blut zur Lunge zurückgeführt, wo das Kohlendioxyd sich ausscheidet. Als weiteres Oxydationsprodukt der Nahrungsstoffe entsteht Wasser. Es wird zugleich mit dem in der Nahrung bereits enthaltenen Wasser aus dem Körper ausgeschieden und kann deshalb für sich allein nicht nachgewiesen werden.
Die folgende chemische Gleichung veranschaulicht den bei der Atmung stattfindenden Oxydationsvorgang für den Traubenzucker:

$$C_6H_{12}O_6 + 12\,O \rightarrow 6\,CO_2 + 6\,H_2O\,.$$

Aufgaben

1. Gib in zwei gleiche Standzylinder Wasser und lege eine Hand voll grüne Algen (Spirogyra) hinein! Stelle den einen Zylinder ins Dunkle, den anderen in die Sonne! Nur im Licht findet Assimilation statt.
2. Zu einer Traubenzuckerlösung füge Fehlingsche Lösung und erwärme! Das Reagens wird bei Bedarf aus gleichen Teilen zweier Lösungen zusammengesetzt, die man getrennt aufbewahrt:
   a) 35 g kristallisiertes Kupfersulfat in 500 cm³ Wasser.
   b) 173 g Seignettesalz (Natrium-Kalium-Tartrat) und 50 g Natriumhydroxyd in 500 cm³ Wasser. Für einen Versuch genügen 10 cm³ Mischung.
3. Weise den Traubenzucker in einem Apfelschnitz, in Rosinen, Johannisbeeren nach; prüfe Honig auf Zucker! Lauge einige dünne Querschnitte von Rote Rübe mit Wasser aus und prüfe die Flüssigkeit mit Fehlingscher Lösung; darauf koche den Auszug mit verdünnter Salzsäure, neutralisiere und stelle nochmals die Zuckerprobe an!
4. Füge einige Tropfen Kuhmilch zu Fehlingscher Lösung und erwärme!
5. Betrachte verschiedene Stärkesorten unter dem Mikroskop und suche die Größe von einigen mit dem Mikrometer zu bestimmen! Führe die Jodprobe unter dem Mikroskop aus und unter Benutzung einer sehr dünnen Jodlösung!
6. Betrachte einen sehr dünnen Schnitt durch eine rohe Kartoffel unter dem Mikroskop!
7. Prüfe die Empfindlichkeit der Stärkereaktion durch fortwährendes Verdünnen der Lösungen!

8. Im Prüfglas löse einige Körnchen Phloroglucin (ein aus Steinkohlenteer bereitetes Präparat) in starker Salzsäure und betupfe Zeitungspapier damit! Prüfe auch andere Papiere, ebenso die leicht brüchige Kartonmasse! Die Rotfärbung tritt nur bei Gegenwart von Holzschliff ein.
9. Schüttle 20 cm³ Weingeist mit entwässertem Kupfersulfat und beobachte die Blaufärbung!
10. 10 g frisch gebrannter Kalk zerfallen, wenn man sie einige Stunden in 10 cm³ käuflichem Spiritus liegen läßt.
11. Prüfe den Weingeist als Lösungsmittel für Harz (Schellack); ebenso für Jod (Tinktur); verreibe einige Kümmelkörner mit 20 cm³ Weingeist und filtriere (Essenz!).
12. Destilliere aus 50 cm³ Wein den Weingeist ab, ergänze das Destillat auf genau 50 cm³ und bestimme die Dichte! Mit Hilfe von Tabellen ermittle den Alkoholgehalt des Destillates, also auch des ursprünglichen Weines!
13. Verdünne 20 cm³ starke Essigsäure mit ebensoviel Wasser, neutralisiere mit Natriumkarbonatlösung und dampfe zum Kristallisieren ein!
14. Koche eine Messerspitze voll Kupferoxyd mit einem Gemisch aus 6 cm³ konzentrierter Essigsäure und 4 cm³ Wasser, filtriere noch heiß und laß erkalten! Dabei entsteht kristallisiertes Kupferazetat.
15. Ein Streifen Kupferblech wird mit Filtrierpapier leicht umwickelt und mit verdünnter Essigsäure benetzt. Nach einigen Tagen ist das Papier grünblau von Grünspan.
16. Erkläre die Mitwirkung der Luft! Welche Bedeutung hat der Versuch für die Verwendung kupferner Gefäße im Haushalt?
17. Extrahiere zerquetschte ölhaltige Samen (Raps, Lein, Sonnenblume) oder geriebene Nüsse mit Benzin und lasse die Lösung auf einem Uhrglas eindunsten!
18. Füge zu 5 cm³ Gelatinelösung Weingeist, ebenso zu Eiweißlösung! Eine Nutzanwendung von dem Gerinnen des Eiweißes macht man beim Konservieren mit Spiritus.
19. Entsprechend vergleiche 5 cm³ Gelatinelösung und Eiweißlösung in ihrem Verhalten gegen Formalin! Nutzanwendung wie vorhin!
20. Ebenso mit 5%iger Gerbsäurelösung. Auf der Ausfällung des Eiweißes durch Gerbsäure beruht das Gerben.
21. Erwärme 100 cm³ ungekochte Milch auf 40° C und fälle mit 5 Tropfen Salzsäure das Kasein aus! Erwärme das Filtrat zum Sieden! Albumin fällt aus. Auf dem Vorhandensein des Albumins beruht das Überschäumen der kochenden Milch und die Hautbildung beim Abkühlen.

VI. Werkstoff Eisen

§ 48. Die Eisenerze

Für die Gewinnung des Eisens kommen vor allem oxydische Erze in Frage. Es sind dies: Magneteisenstein, Fe_3O_4; Roteisenstein, Fe_2O_3; Brauneisenstein, $Fe(OH)_3$. Dazu kommt Spateisenstein, $FeCO_3$, der beim Erhitzen leicht in Eisenoxyd und Kohlendioxyd zerfällt, sowie Eisenkies, FeS_2, der erst abgeröstet werden muß. Außer diesen reinen Eisenerzen werden Eisenmanganerze, das sind Gemenge von Brauneisenstein und Braunstein, MnO_2, verwendet, deren Mangangehalt für die Stahlerzeugung notwendig ist; auch Braunstein selbst wird herangezogen. Die Untersuchung liefert die folgenden Werte:

Name	Farbe und Glanz	Strich	Härte	Dichte g/cm³
Magneteisenstein	schwarz metallisch	schwarz	$5\frac{1}{2}$	4,9–5,2
Roteisenstein (Eisenglanz)	schwarz bis rot oft metallisch	rot	6	5,1–5,2
Brauneisenstein	hell- bis dunkelbraun	braun	5	4,0–4,3
Spateisenstein	gelblichweiß grau	weiß	4	3,5–4,0
Eisenkies (Pyrit)	gelb metallisch	schwarz grünlich	6	5,0–5,2

Die technisch verwerteten Erze haben folgende Eisengehalte:

Magneteisenstein 55–68%
Roteisenstein ... 40–50%
Brauneisenstein . 28–30%
Spateisenstein .. 35–39%, dazu 5– 7% Mn
Eisenmanganerz 17–37%, dazu 10–31% Mn

§ 49. Die Roheisengewinnung

Die Verhüttung der Eisenerze erfolgt im **Hochofen** (Abb. 39). Dieser ist ein Schachtofen von 20–30 m Höhe, der innen mit feuerfesten Steinen ausgekleidet ist. Wir unterscheiden an ihm (Abb. 40) das Gestell, die Rast, den Schacht und die Gicht. Von der Gicht her wird der Hochofen abwechselnd mit Koks und Eisenerz, dem der Zuschlag beigemengt ist, beschickt. Durch Düsen, sog. Formen, die am Umfang des Ofens an der Grenze zwischen Gestell und Rast angeordnet sind, wird heiße Luft (Wind) eingeblasen. Der Koks verbrennt in der Nähe der Formen zu Kohlendioxyd, das in höheren Schichten zu Kohlenoxyd reduziert wird (s. § 31). Das aufsteigende Kohlenoxyd, das mit dem Luftstickstoff gemischt ist, beginnt

bei etwa 400° C das Eisenerz zu reduzieren. Diese Reduktion ist bei 900° C beendet. Das entstandene Eisen nimmt bei etwa 1000° C Kohlenstoff auf, schmilzt bei etwa 1200–1300° C und tropft dann in das Gestell. Gleichzeitig schmilzt der Gesteinsanteil des Erzes, die sog. Gangart mit dem Zuschlag, der meist aus Kalkstein besteht, zur Schlacke zusammen. Die Schlacke sammelt sich über dem flüssigen Eisen und schützt es vor Oxydation durch den Gebläsewind. Das Eisen wird alle 4–6 Stunden durch Aufstoßen des Stichlochs aus dem Ofen entnommen, es wird abgestochen, wie der Hüttenmann sagt. Die anfallende Schlacke fließt ständig ab. Vielfach kühlt man sie durch Luft und Wasser, wobei Schlackensand entsteht. Dieser kann bei geeigneter chemischer Beschaffenheit zur Herstellung von Zement dienen, oder er findet als Bausand Verwendung. Das flüssige Roheisen wird entweder zu Stahl weiterverarbeitet, oder aber man läßt es auf dem Boden der Gießhalle in Sandformen zu sog. Masseln erstarren.

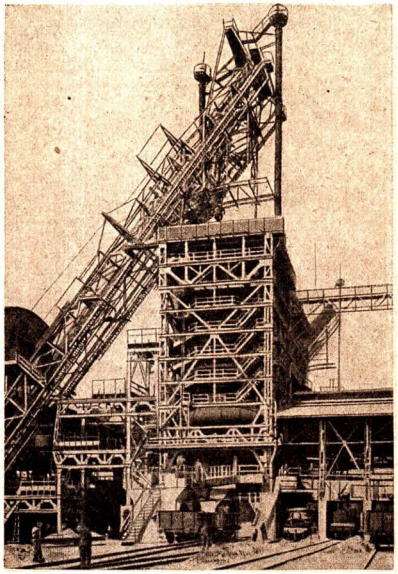


Abb. 39. Hochofen mit Schrägaufzug

Aus der Gicht entweicht das Gichtgas, ein Gemenge aus Kohlenoxyd, Kohlendioxyd und Stickstoff, das brennbar ist und einen Heizwert von rd. 900 kcal je m^3 hat. Es wird zum Beheizen der Winderhitzer und zum Antrieb von Motoren benutzt. Die Winderhitzer sind Türme, die innen ein Kanalsystem von feuerfesten Steinen enthalten. Durch die Gichtgasflamme wird es zu heller Glut erhitzt. Ist der Winderhitzer heiß, so leitet man die Gebläseluft hindurch, die sich darin erhitzt und heiß in den Ofen gelangt. Das Roheisen, das der Hochofen liefert, kann unmittelbar nur zur Herstellung von Gußwaren dienen (Gußeisen).

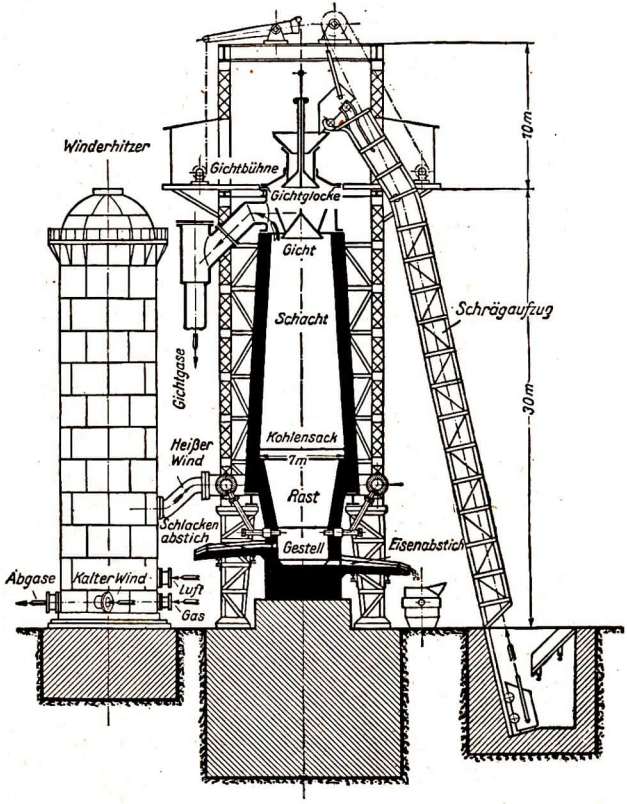


Abb. 40. Schnitt durch einen Hochofen

§ 50. Die Eisensorten

Die Technik unterscheidet heute Gußeisen und Stahl. Das Gußeisen zeichnet sich durch hohen Kohlenstoffgehalt (3–5%) aus. Es hat wesentlich geringere Festigkeit als Stahl und ist ziemlich spröde. Schmieden läßt es sich nicht, da es beim Erhitzen spröde bleibt, bis sein Schmelzpunkt (rd. 1200° C) erreicht ist. Seine Schmelze ist dünnflüssig. Gegossen wird es in Sandformen oder auch in eisernen Kokillen (z. B. Rohre).

Eisen mit weniger als 1,7% Kohlenstoff hat die bemerkenswerte Eigenschaft, daß es in der Glühhitze vor dem Schmelzen erweicht und deshalb in diesem Zustand durch Schmieden verformt werden kann. Sein Schmelzpunkt liegt um so höher, je geringer sein Kohlenstoffgehalt ist. Den höchsten Schmelzpunkt (1535° C) besitzt das chemisch reine Eisen, das aber in der Technik nur in sehr beschränktem Umfang verwendet wird. Alles „schmiedbare Eisen" nennt man heute „Stahl". Es gibt eine große Zahl von Stahlsorten; sie unterscheiden sich chemisch durch ihren Kohlenstoffgehalt und ihren Gehalt an Legierungsmetallen. Die mechanischen Eigenschaften werden in hohem Maße von diesen Beimengungen beeinflußt. Sehr kohlenstoffarmes Eisen ohne andere Legierungszusätze ist weich, sehr zäh und geschmeidig (Beispiel: Blumendraht).

Man glüht ein Stahlband (Uhrfeder) aus und läßt es langsam abkühlen. Es kann dann gefeilt werden, läßt sich biegen, ohne zu brechen, und hat seine Elastizität verloren. Das Band wird wieder glühend gemacht und in Wasser abgeschreckt. Jetzt hat es den ursprünglichen Zustand wieder angenommen, ist hart, spröde und elastisch.

Reiner Kohlenstoffstahl mit etwa 0,5 bis 1,5% C ist hart und härtbar. Höchste Härte erlangt er, wenn man ihn aus Glühhitze rasch in Wasser oder Öl abkühlt (Abschrecken). Seine geringste Härte (Naturhärte) nimmt er an, wenn er langsam abgekühlt wird. Aber auch kohlenstoffarmes Eisen erlangt Härte und Härtbarkeit, wenn man ihm kleine Mengen von Wolfram, Chrom und anderen Metallen zufügt (legierte Stähle, Edelstähle). Durch solche Zusätze lassen sich die Eigenschaften des Stahls innerhalb weiter Grenzen ändern und dem jeweiligen Verwendungszweck anpassen. Harte Stähle besitzen größere Festigkeit und Elastizität (Verwendung zu Federn!) als weiche. Die Formgebung erfolgt durch Walzen, Schmieden und in geringerem Umfang auch durch Gießen (Stahlformguß für Eisenbahnwagenräder). Die Bearbeitung harter Stähle durch spanabhebende Werkzeuge (Feilen, Bohren, Drehen, Fräsen) geschieht vor dem Härten. Stähle mit großer Naturhärte (Wolframstähle) und gehärtete Stähle lassen sich entweder mit Hartmetall- (z. B. Widia-)Werkzeugen oder durch Schleifen mittels Schmirgel und Karborund bearbeiten.

§ 51. Die Gewinnung des schmiedbaren Eisens

Aus dem Roheisen erhält man das schmiedbare Eisen, indem man ihm Kohlenstoff entzieht. Für diese Entkohlung dienen heute zwei Verfahren:

1. Beim Bessemerverfahren wird in der sog. Bessemerbirne (Abb. 41 bis 43) Luft durch flüssiges Roheisen, wie es der Hochofen liefert, hindurchgeblasen. Der Kohlenstoff wird dabei zu Kohlendioxyd oxydiert, das entweicht.

2. Beim Siemens-Martin-Verfahren wird Roheisen mit Abfällen von schmiedbarem Eisen (Schrott) und Eisenerz in einem mit Generatorgas beheizten Ofen zusammengeschmolzen. Der Sauerstoff des Erzes und des rostigen Schrotts oxydiert hierbei den Kohlenstoff des Roheisens.

Bei beiden Verfahren erhält man das schmiedbare Eisen in flüssiger Form: Flußeisen, Flußstahl. Es wird in Formen (Kokillen) zu Blöcken gegossen. Aus den Blöcken werden Bleche, Schienen, Doppel-T-Träger, Stäbe von rundem, quadratischem und rechteckigem Querschnitt, Winkeleisen, U-Eisen u. a. m. durch Walzen hergestellt. Auch formt man aus den Blöcken unter der hydraulischen Schmiedepresse oder dem Dampfhammer Kurbelwellen und andere große Schmiedestücke.

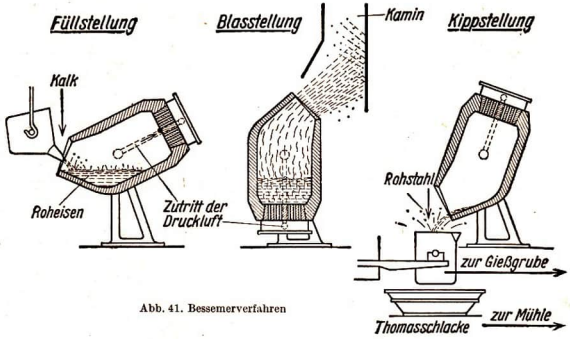


Abb. 41. Bessemerverfahren

Eisenerze enthalten oft gewisse Mengen von Phosphor, der in das Roheisen übergeht. Er macht das Eisen dünnflüssig, ist also im Gießereieisen erwünscht. Er bewirkt aber auch, daß das Material spröde wird und beim Bearbeiten in der Kälte leicht bricht, weshalb man ihn im schmiedbaren Eisen nicht brauchen kann. Bei der Entkohlung des Eisens in der Bessemerbirne wird der Phosphor nur recht unvollständig verbrannt. In der Glühhitze wirkt das Eisen in Gegenwart von Kieselsäure (aus dem feuerfesten,



Abb. 42. Bessemerbirne beim Aufrichten

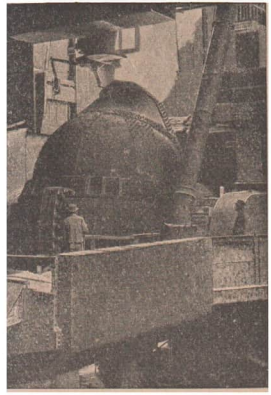


Abb. 43. Bessemerbirne in Blasstellung

mittels Quarzsand hergestellten Futter der Birne) auf etwa gebildetes Phosphorpentoxyd reduzierend, so daß der Phosphor praktisch sich nicht entfernen läßt, wenn nicht das Phosphorpentoxyd immer sofort gebunden wird. Dies geschieht bei dem sog. Thomasverfahren dadurch, daß das Futter der Birne aus basischen Stoffen (Magnesia und Kalk, Dolomit) besteht, und daß man dem flüssigen Roheisen noch Zuschläge von gebranntem Kalk gibt. Mit diesem bildet das Phosphorpentoxyd eine Schlacke, die gemahlen unter dem Namen Thomasmehl als wertvolles Phosphordüngemittel in den Handel kommt (s. § 25).

§ 52. Rosten und Rostschutz

1. *In ein feuchtes Prüfglas streut man Eisenpulver, so daß es an den Wänden haftet. Das Glas taucht man dann mit der Mündung in Wasser und läßt es stehen. Nach einigen Stunden ist das Sperrwasser gestiegen. Sauerstoff wurde verbraucht.*
2. *Rost wird geglüht, wobei Wasserdampf entweicht.*
3. *Entwässerten Rost erhitzt man in einer Röhre und leitet Wasserstoff darüber. Es entstehen metallisches Eisen und Wasser.*

Eisen rostet bei Gegenwart von Luft und Feuchtigkeit. Beim Rosten wird Sauerstoff verbraucht. Der Rost ist Eisenhydroxyd, $Fe(OH)_3$, das beim Glühen in Eisenoxyd und Wasser zerfällt.

Um das Eisen vor dem Rosten zu schützen, überzieht man es entweder mit Öl- oder Lackfarbe oder mit dünnen Metallschichten. Als Überzugsmetalle

dienen Zinn, Zink, Nickel, Chrom, Kupfer, Messing und Blei. Durch Zusatz von Chrom und Nickel zum Eisen kann man rostfreien Stahl herstellen (s. § 50).

Rosten und Korrosion zerstören jährlich große Metallmengen. Der Metallverlust durch Rostschäden wird im Jahr auf 1–2% aller in Benutzung befindlichen Gegenstände geschätzt. Ständige Verbesserung des Rostschutzes und des Schutzes vor Korrosion ist deshalb eine volkswirtschaftliche Notwendigkeit.

Aufgaben

1. Weise den Wassergehalt von Brauneisenstein durch Erhitzen im Glührörchen nach!
2. Glühe Spateisenstein im Röhrchen und weise das entweichende CO_2 mit Kalkwasser nach!
3. Prüfe die Eisenerze auf ihr Verhalten gegen den Magneten!
4. Löse Gußeisenspäne in heißer Salzsäure! Es bleibt Graphit zurück.
5. Glühe Stahl (Stricknadel, Stahlfeder) und Schmiedeeisen (Nagel) aus und vergleiche die Härte durch Anfeilen! Bringe sie wieder zum Glühen und schrecke sie in Wasser ab! Prüfe wiederum die Härte! Beobachte die Anlauffarben beim Anlassen, d. h. beim langsamen Erwärmen von Stahl!
6. Vergleiche die Festigkeit von Zinkblech und verzinktem Blech (Unterscheidung mit dem Magneten) durch wiederholtes Biegen!
7. Betupfe „Schwarzblech" (Ofenblech) mit verdünnter Schwefelsäure und wasche die Säure nach einiger Zeit ab! Wie ist das Blankwerden zu erklären?
8. Vergleiche die Farbe und Oberflächenstruktur von verzinntem (Weißblech) und verzinktem Blech!
9. Tauche einen mit Sodalösung entfetteten Nagel halb in Wasser und laß ihn einige Tage stehen! Wo setzt die Rostbildung ein? Nimm statt Wasser eine schwache Salzlösung oder Mineralwasser zu dem Versuch!
10. Achte auf die Rostbildung im täglichen Leben! Unter welchen Bedingungen tritt sie ein? Wie ist sie zu verhindern? Wie weit schützen Überzüge (Anstrich, Metallüberzüge)?

VII. Werkstoff Glas

§ 53. Geschichtliches

Glas ist der älteste Werkstoff, den der Mensch durch chemischen Aufbau aus naturgegebenen Rohstoffen herstellte. Die Erfindung des Glasschmelzens ist in Ägypten vor rd. 5000 Jahren gemacht worden, wie Funde von Glasperlen in Gräbern aus dieser Zeit beweisen. Aber etwa erst seit Beginn unserer Zeitrechnung lernte man das flüssige Glas durch Blasen statt durch Gießen zu formen. Auf hoher Stufe stand um diese Zeit bereits die Kunstfertigkeit der Glasbläser in Rom und Alexandria, der damaligen Hauptstadt Ägyptens. Ihre Erzeugnisse waren Luxusgegenstände.

Noch im Mittelalter war es selten, daß Wohnungen mit Glasfenstern versehen wurden. Erst als es um die Wende des 18. Jahrhunderts gelang, Soda künstlich aus Kochsalz herzustellen, trat ein Umschwung ein. Von den drei zur Glasbereitung notwendigen Rohstoffen Sand, Kalkstein und Soda findet sich die Soda nur spärlich in der Natur. Die Natronseen Ägyptens enthalten diesen Stoff. Aus der Asche von Seepflanzen stellte man ihn

früher an der spanischen und südfranzösischen Küste her. Auch das anstelle der Soda verwendbare Kaliumkarbonat (Pottasche) konnte aus Holzasche nur in beschränktem Maße gewonnen werden.

Im Laufe des 19. Jahrhunderts steigert sich dann die Glaserzeugung immer mehr, namentlich nachdem der von Friedrich Siemens erfundene gasbeheizte Wannenofen die alten holzgefeuerten Hafenöfen allmählich verdrängte. Die Einführung von Maschinen zur Verformung der flüssigen Glasmasse machte dann das Glas zum allgemein verwendeten Werkstoff. In der Bautechnik findet es in immer stärkerem Umfange Verwendung. Gefäße aus Glas benutzen wir täglich. Dem Chemiker ist das Glas unentbehrlich durch seine Widerstandsfähigkeit gegen die meisten Chemikalien und seine Durchsichtigkeit. Als Linse, Spiegel und Prisma dient es in den mannigfaltigsten optischen Geräten. Zu feinsten Fäden versponnen, als sog. Glaswatte, wird es zum Wärmeschutz in der Technik viel verwendet. Man isoliert damit z. B. Dampfkessel und Dampfrohre gegen unerwünschte Wärmeverluste oder schützt Kühlschränke und Kühlzellen gegen Wärmeaufnahme.

Ein Nachteil des Glases ist seine große Sprödigkeit, die es gegen Stoß und Schlag empfindlich macht. Immer wieder wurde daher versucht, sog. unzerbrechliches Glas herzustellen. In gewissem Umfange ist das in den letzten Jahrzehnten geglückt. Einen Ersatz für das Glas fand man in verschiedenen Kunststoffen. Das älteste Erzeugnis dieser Art ist das Zelluloid, das in der photographischen Technik als „Film" die „Platte" weitgehend verdrängt hat. Dazu sind in den letzten Jahren eine ganze Reihe anderer Stoffe getreten. Alle sind Verbindungen des Kohlenstoffs. Sie haben chemisch mit dem Glas nichts gemein. Sie sind durchsichtig und ziemlich wetterbeständig, es fehlt ihnen aber die Härte, so daß sie leicht im Gebrauch durch Kratzer blind werden, auch lassen sie die Beständigkeit bei höheren Temperaturen vermissen. Diese „Gläser" sind aber wesentlich weniger spröde. Von besonderer Bedeutung ist ihre Verwendung im Kraftfahrzeugbau, weil sie beim Zerbrechen keine scharfkantigen Splitter geben. Oft verkittet man zwei Glasplatten durch eine Zwischenschicht aus solchen Kunststoffen. Dieses Dreischichtenglas zeigt äußerlich die wertvollen Eigenschaften des Glases. Beim Zertrümmern etwa infolge eines Autounfalles gibt es keine umherfliegenden scharfen Splitter wie das gewöhnliche Glas.

§ 54. Der Quarz

Die äußere Untersuchung von Quarzkristallen und Bruchstücken davon liefert folgendes Ergebnis:

Name	Farbe und Glanz	Härte	Dichte g/cm³	Spaltbarkeit
Quarz	farblos, weiß oder durch Beimengungen verschieden gefärbt, fettglänzend	7	2,5—2,8	nicht vorhanden. Muschlige Bruchflächen.

Das Mineral Quarz ist das Oxyd des Siliziums und hat die Formel SiO_2 (Siliziumdioxyd). Quarz ist das häufigste Mineral. Schön gefärbte oder kristallisierte Abarten davon haben besondere Namen: Bergkristall (farblos), Amethyst (violett), Rosenquarz (rosa), Zitrin (gelb), Rauchtopas (rauchfarben), Milchquarz (milchweiß). Soweit diese Arten schöne gleichmäßige Färbung haben und klar sind, werden sie als Halbedelsteine verwertet. Achat besteht aus zahlreichen Lagen feinkristalliner Quarzsubstanz. Ebenfalls aus SiO_2 besteht der wasserhaltige Opal, der Feuerstein und die Kieselgur (Diatomeenerde), die aus den Panzern von Kieselalgen (Diatomeen) gebildet wird.

Den Quarz treffen wir als Bestandteil mancher vulkanischer Gesteine (Granit). Er ist dann aus dem Schmelzfluß auskristallisiert. Weiter finden wir ihn als Ausfüllung von Spalten, auf denen er sich aus Lösungen ausgeschieden hat (Gangquarz). Da er chemisch sehr schwer angreifbar ist und große Härte besitzt, bleibt er bei der Verwitterung und Abtragung quarzhaltiger Gesteine unverändert. Nach der Ablagerung des Verwitterungsschuttes bildet er dann Sandmassen. Sand besteht oft fast ausschließlich aus Quarzkörnern. Durch nachträgliche Verkittung der Sandkörner werden aus Sanden Sandsteine.

§ 55. Die Kieselsäure und die Herstellung des Glases

1. *Im schwer schmelzbaren Prüfglas wird ein Stückchen Kalium- oder Natriumhydroxyd mit wenigen Tropfen Wasser geschmolzen. In die Schmelze gibt man nach und nach Quarzmehl oder Kieselgur, die sich darin auflösen.*
2. *Nach dem Erkalten löst man die Schmelze in Wasser und gibt Salzsäure zu, wobei sich eine Gallerte ausscheidet: Kieselsäure.*

Bei der Einwirkung der Kieselgur (SiO_2) auf die Basen NaOH oder KOH bildet sich Natrium- oder Kaliumsilikat. Die Reaktion beweist, daß das Siliziumdioxyd ein Säureanhydrid ist. Der Vorgang kann durch folgende Gleichung veranschaulicht werden:

$$2\,NaOH + SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 + H_2O\,.$$

Die entstandenen Salze sind in wässriger Lösung unter dem Namen Wasserglas käuflich.

Das Wasserglas braucht man zum Einlegen von Eiern, zum Strecken der Seife, zu Porzellankitt (Wasserglas und Schlämmkreide), zu lackartigen Überzügen. Säure zersetzt das Wasserglas, wobei sich nicht die Kieselsäure selbst ausscheidet, sondern stark wasserhaltiges, gallertartiges Kieselsäureanhydrid (SiO_2). Aus den Formeln der Salze hat man erkannt, daß es mehrere Kieselsäuren gibt: z. B. H_4SiO_4, H_2SiO_3.

3. *In einem Porzellantiegel schmilzt man vor dem Gebläse ein Gemenge von Kieselgur und Bleioxyd (PbO) zusammen. Es entsteht ein Bleisilikat, aus dem man glasartige Fäden ziehen kann (Bleiglas).*

Künstlich erschmolzene Silikate sind meist glasig. Die Hochofenschlacke ist ein Kalzium-Aluminium-Eisensilikat. Das eigentliche Glas ist gewöhnlich ein Natrium-Kalziumsilikat. Es wird aus Natriumkarbonat (Na_2CO_3)

oder Natriumsulfat (Na_2SO_4), Kalkstein ($CaCO_3$) und reinstem Quarzsand (SiO_2) in gasbeheizten Öfen zusammengeschmolzen. Dabei entweicht Kohlendioxyd (CO_2) bzw. gleichzeitig Schwefeldioxyd (SO_2) und das Kieselsäureanhydrid (SiO_2) tritt an deren Stelle, so daß aus den Karbonaten und dem Sulfat Silikate werden. Aus der Schmelze (Abb. 44) formt man durch Blasen mit der „Pfeife" Gefäße (Hohlglas). Vielfach werden heute dickwandige Glasgefäße auch durch Pressen der Glasschmelze in eisernen Formen hergestellt (Preßglas). Aus großen durch Blasen hergestellten Hohlzylindern stellt man durch Aufschneiden und Ausbügeln im erhitzten Zustand Glasscheiben her (Tafelglas). Tafelglas erhält man heute auch nach dem „Ziehverfahren". Dabei wird ständig flüssige Glasmasse aus einem Schlitz aus dem Ofen hochgezogen, zwischen Walzen geglättet und gekühlt und schließlich in Tafeln abgeschnitten. Spiegelglas (für Spiegel, Schaufenster u. a.) wird aus gegossenen Glastafeln durch Schleifen und Polieren gewonnen.

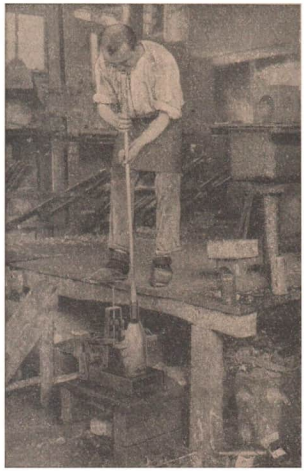


Abb. 44. Glasbläser bei der Arbeit

Ersetzt man im Glas das Natrium durch Kalium, so erhält man schwer schmelzbares Glas. Wird ein Teil des Kalziums durch Blei ersetzt, so entsteht ein Glas von guter Polierfähigkeit und hohem Brechungsvermögen (Kristallglas). Borsäure kann einen Teil der Kieselsäure ersetzen. Solche Gläser sind unempfindlich gegen Temperaturschwankungen und widerstandsfähiger gegen Chemikalien (Jenaer Geräteglas).

VIII. Zusammenfassung und Ausblick

§ 56. Das periodische System der Elemente

Die Stoffe und die chemischen Vorgänge sind so vielgestaltig und andererseits auch wieder einander ähnlich, daß man frühzeitig darauf verfiel, diese Erscheinungen zu ordnen. Alle möglichen Eigenschaften der Grundstoffe wurden benutzt, um sie in ein bestimmtes Schema zu bringen. Es erwies sich als zweckmäßig, die Grundstoffe nach ihrem Atomgewicht zu ordnen.

Fügen wir die in dem Buch bisher noch nicht genannten Elemente jetzt gleichfalls ein, so erhalten wir folgende Tabelle:

Atom-gewicht	Symbol	Name des Elements	Atom-gewicht	Symbol	Name des Elements
1,0081	H	Wasserstoff	102,91	Rh	Rhodium
4,003	He	Helium	106,7	Pd	Palladium
6,940	Li	Lithium	107,880	Ag	Silber
9,013	Be	Beryllium	112,41	Cd	Kadmium
10,82	B	Bor	114,76	In	Indium
12,010	C	Kohlenstoff	118,70	Sn	Zinn
14,008	N	Stickstoff	121,76	Sb	Antimon
16,0000	O	Sauerstoff	126,92	J	Jod
19,00	F	Fluor	127,61	Te	Tellur
20,183	Ne	Neon	131,3	X	Xenon
22,997	Na	Natrium	132,91	Cs	Zäsium
24,32	Mg	Magnesium	137,36	Ba	Barium
26,97	Al	Aluminium	138,92	La	Lanthan
28,06	Si	Silizium	140,13	Ce	Cerium
30,974	P	Phosphor	140,92	Pr	Praseodym
32,06	S	Schwefel	144,27	Nd	Neodym
35,457	Cl	Chlor	150,43	Sm	Samarium
39,096	K	Kalium	152,0	Eu	Europium
39,944	A	Argon	156,9	Gd	Gadolinium
40,08	Ca	Kalzium	159,2	Tb	Terbium
45,10	Sc	Skandium	162,46	Dy	Dysprosium
47,90	Ti	Titan	164,935	Ho	Holmium
50,95	V	Vanadium	167,2	Er	Erbium
52,01	Cr	Chrom	169,4	Tu	Thulium
54,93	Mn	Mangan	173,04	Yb	Ytterbium
55,850	Fe	Eisen	174,99	Cp	Cassiopeium
58,94	Co	Kobalt	178,6	Hf	Hafnium
58,69	Ni	Nickel	180,88	Ta	Tantal
63,57	Cu	Kupfer	183,92	W	Wolfram
65,38	Zn	Zink	186,31	Re	Rhenium
69,72	Ga	Gallium	190,2	Os	Osmium
72,60	Ge	Germanium	193,1	Ir	Iridium
74,91	As	Arsen	195,23	Pt	Platin
78,96	Se	Selen	197,2	Au	Gold
79,916	Br	Brom	200,61	Hg	Quecksilber
83,7	Kr	Krypton	204,39	Tl	Thallium
85,48	Rb	Rubidium	207,21	Pb	Blei
87,63	Sr	Strontium	209,00	Bi	Wismut
88,92	Y	Yttrium	222	Rn	Radon
91,22	Zr	Zirkonium	226,05	Ra	Radium
92,91	Nb	Niob	231	Pa	Protaktinium
95,95	Mo	Molybdän	232,12	Th	Thorium
101,7	Ru	Ruthenium	238,07	U	Uran

Sehen wir uns in dieser Tabelle besonders die Atomgewichte an, so bemerken wir, daß sie von Element zu Element ziemlich gleichmäßig ansteigen. Ferner ist zu erkennen, daß Elemente, deren chemisches Verhalten einander ähnlich ist, wie z. B. Natrium und Kalium (Laugen-, Salzbildung usw.) oder Magnesium und Kalzium (Oxyd-, Hydroxyd-, Salzbildung) oder Stickstoff und Phosphor (Säurebildung) oder Sauerstoff und Schwefel (Oxyd- bzw. Sulfidbildung) eine Differenz der Atomgewichte aufweisen, die etwa 16 Einheiten beträgt.

Diese hier aufgezählten und noch viel mehr andere, hier nicht genannte Ähnlichkeiten führten den deutschen Forscher L. Meyer und den Russen D. J. Mendelejew im Jahre 1869 unabhängig voneinander dazu, die Einreihung der Elemente in ein periodisches System vorzunehmen.

In diesem Schema (S. 74) stehen ähnliche Elemente untereinander, während sich die Eigenschaften der Elemente in den Horizontalreihen deutlich schrittweise ändern. Bei genauer Durchsicht zeigt sich, daß an einigen wenigen Stellen die Rangordnung nach dem Atomgewicht zugunsten des Prinzips der Ähnlichkeit der untereinander stehenden Elemente durchbrochen worden ist. Diese scheinbare Regelwidrigkeit fand ihre Aufklärung, als man den Aufbau der Atome selbst genauer untersuchte.

Das periodische System der Elemente ist ein wichtiges Hilfsmittel für die Forschung geworden, denn es bestanden zur Zeit seiner Aufstellung noch mehr Lücken darin als heute, die später aufgefüllt wurden. Man hatte planmäßig nach diesen Elementen gesucht, deren Eigenschaften man ungefähr nach ihrer Stellung im System voraussagen konnte; ihre Auffindung wurde dadurch sehr erleichtert. Auch die letzten Lücken scheinen jetzt ausgefüllt zu sein, d. h. man glaubt, die fehlenden Elemente, wenn auch nur in ganz geringen Mengen, entdeckt zu haben.

Eine ganz besondere Bedeutung hat das periodische System der Elemente bei den Forschungen über den Zerfall und über den Aufbau der Atome gehabt. Das Ordnungsprinzip nach dem Atomgewicht ließ man danach schließlich ganz und gar fallen und ordnete die Elemente nach der Anzahl der elektrischen Ladungen ihrer Atomkerne. Dabei gab es dann keine Unregelmäßigkeiten mehr.

In der neuesten Zeit sehen wir die praktischen Folgen dieser Forschertätigkeit. Atomzerfall und die Gewinnung von Energie aus derartigen Zerfallsprozessen kennzeichnen die nächsten Ziele der auf diesem Gebiet arbeitenden Wissenschaftler.

§ 57. Aus der Geschichte der chemischen Wissenschaft

Die Grundlagen der heutigen chemischen Wissenschaft wurden im ausgehenden 18. Jahrhundert gelegt. Der Deutsche Scheele hatte in den Jahren 1771/1772 den Sauerstoff entdeckt. Wenig später (1774) erhielt der Engländer Priestley, dem die noch nicht veröffentlichte Ent-

Das periodische System der Elemente

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			O
1	H[1] 1,008										He 4,00
2	Li 6,94	Be 9,02	B 10,82	C 12,01	N 14,01	O 16,000	F 19,00				Ne 20,18
3	Na 23,00	Mg 24,32	Al 26,97	Si 28,06	P 30,97	S 32,06	Cl 35,46				Ar 39,94
4	K 39,10	Ca 40,8	Sc 45,10	Ti 47,90	V 50,95	Cr 52,01	Mn 54,93	Fe 55,85	Co 58,94	Ni 58,69	
	Cu 63,57	Zn 65,38	Ga 69,72	Ge 72,60	As 74,91	Se 78,96	Br 79,92				Kr 83,7
5	Rb 85,48	Sr 87,63	Y 88,92	Zr 91,22	Nb 92,9	Mo 95,95		Ru 101,7	Rh 102,9	Pd 106,7	
	Ag 107,88	Cd 112,4	In 114,8	Sn 118,7	Sb 121,8	Te 127,6	J 126,9				X 131,3
6	Cs 132,9	Ba 134,4	Seltene Erden *)	Hf 178,6	Ta 180,9	W 183,9	Re 186,3	Os 190,2	Ir 193,1	Pt 195,2	
	Au 197,2	Hg 200,61	Tl 204,4	Pb 207,2	Bi 209,0	Po 210,0					Em, Ra 222,0
7		Ra 226,0	Ac 227.?	Th 232,1	Pa 231,0	U 238,1					

*) Seltene Erden

La	Ce	Pr	Nd	—	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tu	Yb	Cp
138,9	140,1	140,9	144,3		150,4	152,0	156,9	159,2	162,5	164,9	167,2	169,4	173,0	175,0

1) Unter den Atomzeichen stehen die abgerundeten Atomgewichte.

deckung Scheeles unbekannt war, den gleichen Grundstoff durch Zerlegung von Quecksilberoxyd. In dieselbe Zeit fällt die genaue Untersuchung des Stickstoffes, an der neben den beiden eben genannten Forschern der Engländer Cavendish und der Franzose Lavoisier beteiligt waren. Daß die Luft einen unatembaren Anteil (Stickstoff) enthält, hatte bereits der Engländer Mayow (1669) gefunden. Der Wasserstoff wurde von Cavendish (1731–1810) als ein Gas mit bestimmten Eigenschaften erkannt und die Wasserbildung aus Wasserstoff und Sauerstoff von ihm durchgeführt. Dem hervorragenden Experimentator Scheele verdanken wir auch noch die Entdeckung des Chlors, des Bariums, des Mangans und des Wolframs.



Lomonossow (1711–1765)

Lomonossow (1711–1765) und Lavoisier (1743–1794) sprachen das Gesetz von der Erhaltung des Gewichtes aus und gaben die richtige Erklärung des Verbrennungsvorgangs; sie erkannten die Notwendigkeit, bei chemischen Vorgängen die Gewichtsbeziehungen zu beobachten.

In der Folgezeit führten die Untersuchungen des Deutschen Richter und des Franzosen Proust (1754–1826) zur Auffindung des Gesetzes von den konstanten Gewichtsverhältnissen. Das Gesetz erhielt seine Deutung durch die Atomlehre des Engländers Dalton. In zehnjähriger sorgfältiger Arbeit bestimmte dann der Schwede Berzelius die Atomgewichte von 50 Grundstoffen durch Untersuchung von fast 2000 Verbindungen. Von ihm stammen auch unsere heutigen Atomzeichen. Der Deutsche Lothar Meyer (1830–1895) und der Russe Mendelejew (1834–1907) stellten unabhängig voneinander im Jahre 1869 das periodische System der Elemente auf. Mit Hilfe dieses Systems machte Mendelejew Voraussagen über bisher noch nicht entdeckte Grundstoffe, die sich später bei ihrer Entdeckung glänzend bestätigten. So war die neue Lehre zum gesicherten Bestand der chemischen Wissenschaft geworden. Auf ihr aufbauend entwickelte sich die Chemie im 19. Jahrhundert zu ungeahnter Blüte.

Diese Entwicklung spiegelt sich in den praktischen Erfolgen der angewandten chemischen Wissenschaft. Der Aufschwung der Industrie, der durch die Erfindung der Dampfmaschine angebahnt war, führte auch auf dem Gebiet der Veredelung der naturgegebenen Rohstoffe schließlich zur Herausbildung einer chemischen Großindustrie. Die Anfänge der chemischen Industrie sind in England und Frankreich zu suchen, wo schon zu Beginn des 19. Jahrhunderts Sodafabriken in Gang kamen, die zur Herstellung dieses wichtigen Stoffs etwa 200000 kg Kochsalz und eine entsprechende Menge Schwefelsäure jährlich benötigten. Soda, Schwefelsäure, Natriumsulfat und Salzsäure waren die ersten Massenerzeugnisse der chemischen Industrie. Wenig später nahm man auch in England die Herstellung der Soda nach dem

französischen Verfahren in Angriff, und England überflügelte Frankreich binnen kurzem.

Mittlerweile hatten Wöhler (1800–1882) und Liebig (1803–1873) bahnbrechende Arbeit auf dem Gebiet der organischen Chemie geleistet und eine Generation von Chemikern herangebildet, deren Forschungen entscheidend für die Entwicklung chemischer Industrien wurden.

Farbstoffe aus Steinkohlenteer (s. § 36) waren jahrzehntelang die wertvollsten Produkte der chemischen Industrie, nachdem den beiden Chemikern Graebe und Liebermann 1869 die Synthese des roten Farbstoffes der Krappwurzel, des Alizarins, geglückt und 1897 die fabrikmäßige Darstellung des „Königs der natürlichen Farbstoffe", des Indigos, in Gang gekommen war. Von besonderer Bedeutung wurde die Synthese der Arzneimittel, die in den 80er Jahren mit der Gewinnung von Fiebermitteln anhebt.

Das Problem der Gewinnung von Ammoniak und Salpetersäure aus Luftstickstoff fand um 1913 durch Haber und Bosch seine Lösung.

In den Jahren seit 1900 bis in die heutige Zeit hinein wurden weitere Erfolge auf dem Gebiete des chemischen Schaffens erzielt: Es gelangen die Synthese des Kautschuks, die Gewinnung von flüssigen Treibstoffen aus Kohle, die Herstellung von Kunstseide und Zellwolle.

Sachverzeichnis

Abraumsalze 32
Absatzgesteine 38
Achat 70
Addition 13
Adsorption 33
A-Kohle 33. 34. 46
Aktiv-Kohle 33. 34. 46
Albumin 58
Alizarin 76
Alkohol 55
Aluminium 11
Amethyst 70
Ammoniak 24. 26. 31
Ammonium 25
Ammoniumchlorid 25
Ammoniumhydroxyd 25
Ammoniumsulfat 25. 30. 48
Amorph 20
Anhydrid 6. 14. 36
Anhydrit 19
Anthrazit 42
Antimon 10
Aräometer 10
Arzneimittel 48
Assimilation 53
Atmung 60
Atom 16
Atomgewicht 72
Ätzkali 6
Ätznatron 6
Aufgaben 23. 32. 41. 52. 60. [68
Auspuffgase 40
Autogenes Schweißen 49
Azetylen 46. 49. 56

Backpulver 37
Bariumchlorid 18
Bariumsulfat 18
Basen 6. 17. 21. 22. 25
Baumwolle 54
Benzin 44. 48. 49. 50. 57
Benzingewinnung 49
Benzol 34. 44. 45. 46. 49. 50. [57
Bergkristall 70
Berzelius 75
Bessemerverfahren 66. 67
Bier 55
Bindekraft 10
Bittersalz 18
Blei 68
Bleichen 10. 13
Bleiglas 70
Bleioxyd 15. 16
Bleipapier 21
Bleistift 35
Blutkohle 33
Bosch 25. 76
Branntkalk 38
Branntwein 55
Brikett 44. 45
Brauneisenstein 62
Braunkohle 42. 43. 44. 48
Braunstein 62
Brausepulver 37
Brom 10. 34

Cavendish 75
Chilesalpeter 27. 30
Chlor 9. 10. 34
Chloride 10. 11. 12
Chlorkalk 10
Chlorwasserstoff 9. 10. 12. 24
Chrom 68
Chromnickelstahl 65. 68

Dalton 75
Davy 34
Desinfektion 10
Destillation 49
Diamant 34
Diatomeenerde 70
Dieselmotor 49
Düngemittel 29. 30. 31. 32

Edelstähle 65
Eisen 11. 17. 62
Eisenchlorid 22
Eisenerze 62
Eisenhydroxyd 22. 46. 67
Eisenkies 14. 62
Eisenmanganerz 62
Eisenoxyd 14
Eisenspat 62
Eisensulfid 21. 28
Eisenvitriol 18
Eiweißstoffe 25. 27. 29. 57. 58. 59
Elemente 72
Entgasung der Steinkohle 45. 46. 47. 48
— der Braunkohle 48
Enthärten des Wassers 39
Entkeimen 13. 56
Erdöl 49. 52
Ergänzungsstoffe 58. 59
Ernährung der Pflanze 29. 30. 31. 32
Ernten, Steigerung der 30
Essig 56
Essigsäure 33. 56
Explosion 46
Explosionsmotor 40. 49

Faserstoffe 52
Ferngas 46
Fette 57
Fette Öle 57
Fettsäure 57
Feuerstein 70
Film 55
Flammpunkt 50
Flußeisen, Flußstahl 66
Formaldehyd 52
Friedrich 20
Fruchtzucker 53
Fuchsin 13

Gangart 63
Gärung 55
Gasfabrik 46
Gasfeuerung 66. 71
Gasmaske 21. 34
Gasöl 44. 48. 49
Gaswasser 25. 45
Gemischbildung im Motor 51
Geschichte der Chemie 73. 75. 76
Gesetz der konstanten Gewichtsverhältnisse 15
— der vielfachen Gewichtsverhältnisse 13. 15. 16
Gichtgas 63
Gips 19. 26
Glas 68. 70
Glaubersalz 18
Glyzerin 37
Gold 27

Gradierwerk 7
Graebe 76
Graphit 34. 35. 70
Grundstoffe (Elemente) 72
Gußeisen 63. 65

Haber 25. 76
Harnstoff 58
Härte des Wassers 39
Hefe 55. 56
Heizöl 48
Heizwert 44. 46. 58
Hochofen 62
Holz 17. 33. 42. 44. 54
Holzessig 33
Holzgas 33
Holzgeist 33
Holzkohle 33. 44
Holzschliff 54
Holzzellstoff 54
Hydrierung 49
Hydroxyde 6
Hydroxylgruppe 6. 12

Indigo 76
Inkohlung 44

Jauche 30
Jod 10. 20. 53

Kainit 19. 32
Kalidünger 31
Kalilauge 6
Kalisalpeter 27
Kalisalze 6
Kalium 5. 30
Kaliumchlorat 28
Kaliumchlorid 12. 32
Kaliumhydroxyd 6. 12
Kaliumnitrat 27
Kaliumpermanganat 9
Kaliumsilikat 70
Kalk, gebrannter 38
– gelöschter 38
Kalkmilch 38
Kalksinter 39
Kalkspat 20. 38
Kalkstein 38
Kalkstickstoff 31
Kalktuff 39
Kalkwasser 6. 35. 36. 37. 38.
Kalzium 5 [60
Kalziumbikarbonat 37. 39
Kalziumchlorid 12
Kalziumhydroxyd 6. 12
Kalziumkarbid 31. 49
Kalziumkarbonat 36. 38
Kalziumoxyd 38
Kalziumphosphat 28. 29
Kalziumsulfat 39
Karbonate 36
Kartoffelstärke 53
Käsestoff 58
Kasein 58
Katalysator 14. 26
Kautschuk, künstlicher 48. 49
Kernseife 57
Kerze 35
Kesselstein 39
Kieselalgen 70
Kieselgur 70
Kieselsäure 70
Kieserit 19
Kleister 53
Knipping 20
Knochen 29
Knochenkohle 33
Knochenleim 29
Knöllchenbakterien 29
Kobaltpapier 17
Kochsalz 6. 10. 12
Kohle 26
Kohlendioxyd 35. 36. 37. 38. 39. 46. 52. 55. 60. 62
Kohlenhydrate 52. 53
Kohlenlager 44
Kohlenoxyd 40. 41. 46. 62
Kohlensäure 35. 36. 37. 38. 39
Kohlenstoff 33. 34
Kohlenwasserstoffe 46. 49
Kokerei 46. 47
Koks 44
Königswasser 27
Kontaktstoffe 14
Kontaktverfahren 15
Kraftstoffe 49. 50
Krapp 76
Kreide 38
Kristalle 20
Kristallsoda 36. 37
Kristallwasser 18
Kunstseide 54
Kunststoffe 48. 69
Kupfer 10. 11. 17. 68
Kupferchlorid 11. 22
Kupferhydroxyd 22
Kupferoxyd 11. 15. 16
Kupfersulfat 18
Kupfervitriol 18

Lackmus 12. 21. 24. 36
v. Laue 20
Lavoisier 34. 75
Leim 29
Leinen 54
Leuchtgas 34. 45. 46. 49
Leuchtöl 49
Liebermann 76
Liebig 30. 76
Lignit 42. 54
Lithopone 19
Lomonossow 75
Löschkalk 38
Lösen 11
Luft 26

Magnesium 11. 13. 17
Magneteisenstein 62
Malzzucker 53
Marmor 35. 38
Masseln 63
Mayow 75
Meersalz 7
Mendelejew 73. 75
Metalle 11. 17
Metallchloride 11. 12
Metalloxyde 11. 17
Methan 46. 49
Meyer 73. 75
Milch 56. 57. 58. 59
Milchsäure 56
Milchzucker 53
Mineralbedarf der Pflanze 30
Mineralkohlen 42
Mineralöle 52
Mineralsalze 59
Mischdünger 32
Mörtel 38
Motor 40. 49

Nährstoffe 52. 58
Nahrungsmittel 58. 59
Naphthalin 45
Natrium 5. 9
Natriumbikarbonat 37
Natriumbisulfit 23
Natriumchlorid 10. 12
Natriumhydroxyd 6. 12
Natriumkarbonat 36
Natriumnitrat 27
Natriumsilikat 70

Natriumsulfit 13
Natronlauge 6. 12. 13
Natronsalpeter 27
Neutralisation 12. 13. 22
Nichtmetalle 16
Nitrate 27
Nitrose Gase 27

Ofen 40
Olivenöl 57
Opal 70
Ottomotor 49

Papier 17. 54
Paraffin 48. 49
Pech 49
Periodisches System 71. 74
Permanentweiß 19
Pflanzen, Mineralbedarf der 30
Phosphate 28. 31
Phosphor 28. 30. 66
Phosphorit 28. 31
Phosphorpentoxyd 28
Phosphorsäure 28. 31
Platin 14. 26
Polymorphie 34
Priestley 73
Proust 75

Quarz 69

Raumgitter 20
Reduktion 5. 63
Richter 75
Roheisen 62. 63. 64
Rohrzucker 52. 53
Röntgenstrahlen 20
Rösten der Sulfide 14
Rosten 67. 68
Rostschutz 67. 68
Rübenzucker 52
Ruß 38

Salmiak 24
Salmiakgeist 24
Salpeter 26
Salpetersäure 26
Salze 21. 22
Salzlager 7. 19
Salzsäure 8. 10. 11. 12
Salzsäuregas 8
Sand 70
Sandstein 70
Sauerstoff 27
Säure 14. 21
Säureanhydrid 14. 36
Säurerest 21
Saure Salze 23. 37
Scheele 73
Schlacke 63
Schmetterlingsblütler 29
Schmiedbares Eisen 65. 66
Schmiedeeisen 65. 66
Schmieröl 49. 51
Schmierseife 57
Schrott 66
Schwefel 13. 15. 20
Schwefeldioxyd 13. 14. 15. 16
Schwefeln 13
Schwefelsäure 8. 10. 14. 16. 17. 18
Schwefeltrioxyd 14. 15. 16
Schwefelwasserstoff 21. 58
Schweflige Säure 13
Schwerspat 19
Seife 6. 39. 57
Seifenpulver 37
Seifenverbrauch in hartem Wasser 39
Senkspindel 10
Siedesalz 7
Siemens-Martin-Verfahren 66
Silber 11. 17
Silikate 70. 71
Silizium 70
Siliziumdioxyd 70
Soda 37. 39
Solquellen 7
Spaltbarkeit 20
Spateisenstein 62
Spiritus 33. 44. 50. 55
Stahl 65. 66. 67
Stahlflasche 35
Stärke 52. 53
Stärkekleister 53
Steinkohle 42. 44. 45. 46
Steinsalz 6
Steppensalz 7
Sterilisieren 56
Stickstoff 24. 29. 30
Stickstoffdünger 25. 29. 30. 48
Stickstoffoxyde 26. 27
Sublimation 20
Substitution 12. 13
Sulfate 17. 18. 19
Sulfide 15
Sulfite 13
Superphosphat 31
Süßmost 56
Sylvin 32

Teer 33. 45. 48. 52
Teerfarben 46. 48
Thomasmehl 31. 67
Thomasverfahren 67
Tierkohle 33
Torf 42. 44
Traubenzucker 52. 53
Treibstoffe 48. 49. 50
Trinkwasser 10
Tropfsteine 39

Umsetzungen 12

Vaseline 49
Verbrennungsmotor 40. 49
Verschwelung 48
Verwesung 44
Verwitterung, chemische 39
Vitamin 58. 59

Wasser 26. 39
Wasserenthärtung 39
Wasserglas 70
Wasserstoff 5. 8. 9. 46
Wechselzersetzung 13
Wein 55. 56
Weinsäure 21. 37
Weingeist 55
Wertigkeit 11. 16
Winderhitzer 63
Wöhler 76
Wolframstahl 65

Zellglas 55
Zellon 55
Zellstoff 54
Zellulose 53. 54
Zellwolle 54. 55
Zersetzungsdestillation 33
Zink 8. 11. 17. 68
Zinkvitriol 18
Zinn 10. 68
Zucker 17. 53
Zündhölzer 28
Zuschlag 63
Zyan 46