

# GRUNDLEHREN

DER

# CHEMIE.

ZUM GEBRAUCH BEIM UNTERRICHT IN DEN OBEREN  
GYMNASIALKLASSEN

VON

PROF. DR. H. GERLACH.



PARCHIM.  
DRUCK VON G. GERLACH.  
1900.



912a  
5 (1900)

702b



## Einleitung.

Der Stoff, aus dem ein Körper besteht, ist entweder <sup>1</sup> einfach oder zusammengesetzt. Messing ist zusammengesetzt, es besteht aus Kupfer und Zink. Dagegen haben sich Kupfer und Zink weder in verschiedenartige Bestandteile zerlegen, noch aus solchen zusammensetzen lassen. Sie sind unzerlegte, nach jetzigem Wissen unzerlegbare Stoffe oder Elemente.

Die Chemie ist die Lehre vom Stoff, von den Eigenschaften und der wechselnden Zusammensetzung seiner verschiedenen Arten. Die analytische Chemie sucht zusammengesetzte Stoffe in ihre einfacheren Bestandteile zu zerlegen, die synthetische Chemie wiederum aus einfacheren Bestandteilen zusammengesetzte Körper zu bilden.

Zusammengesetzte Stoffe sind entweder Gemenge (Gemische), oder chemische Verbindungen, oder auch beides zugleich. <sup>2</sup> Eisenfeile und Schwefelpulver geben durcheinandergerieben ein Gemenge, in welchem die beiden Bestandteile dicht neben einander liegen, ohne in ihren Eigenschaften verändert zu sein. Der Schwefel ist nach wie vor in gewissen Flüssigkeiten löslich, das Eisen haftet nach wie vor am Magneten. Erhitzt man aber das Gemenge mässig in einem dünnen Glascylinder (einem Reagensglase), so erfolgt eine Einwirkung (Reaktion) beider Stoffe aufeinander. Die Masse fängt plötzlich an zu glühen, es entsteht ein neuer Körper, Schwefeleisen, eine chemische Verbindung aus Eisen und Schwefel. Die beiden Bestandteile sind jetzt auch mit dem Mikroskop nicht mehr zu erkennen, ihre früheren Eigenschaften machen sich nicht mehr geltend. Ebenso bilden zusammengegossene verschiedenartige Flüssigkeiten, zusammen tretende Gase entweder ein Gemisch, oder eine Verbindung. Zuweilen giebt erst eine genauere Untersuchung hierüber Aufschluss.

- 3 Die Bestandteile einer chemischen Verbindung werden durch eine ihrem Wesen nach unbekannte Kraft zusammengehalten, die man chemische Spannkraft, chemische Verwandtschaft (Affinität) nennt. Die Affinität ist der ihrem Wesen nach ebenfalls unbekanntem Schwerkraft vergleichbar, ihre Wirkungen treten aber nur bei engster Berührung der Stoffe ein.

Zwei Stoffe wirken im allgemeinen nur dann chemisch aufeinander, wenn mindestens einer derselben fest oder gasförmig ist, und wenn zugleich beide Stoffe eine für jeden einzelnen Fall bestimmte Wärme besitzen.

- 4 Durch die chemische Verbindung zweier Stoffe entsteht ein neuer Körper mit neuen Eigenschaften.

Der Eintritt einer chemischen Verbindung ist stets begleitet von Wärmeerscheinungen.

Das Erglühen eines mässig erhitzten Gemenges aus Eisen und Schwefel (vergl. 2), das Heisswerden des mit Wasser übergossenen gebrannten Kalkes deuten sofort auf das Eintreten einer chemischen Vereinigung.

Die einzelnen Bestandteile einer chemischen Verbindung haben stets ein bestimmtes Gewichtsverhältnis.

War von dem einen Bestandteil eine zu grosse Menge vorhanden, so tritt der Ueberschuss nicht in die Verbindung ein.

Kann die chemische Verbindung zweier Stoffe unter verschiedenartigen Umständen eintreten, so können hierbei auch verschiedenartige Körper entstehen mit verschiedenartigem, wiederum aber völlig bestimmtem Gewichtsverhältnis der Bestandteile.

- 5 Die Zerlegung einer chemischen Verbindung wird entweder durch physikalische Kräfte, wie Wärme und Elektrizität, oder durch chemische Kräfte herbeigeführt. Sind zwei Stoffe A und B mit einander verbunden, so kann der Zusatz eines dritten Stoffes C bewirken, dass die verbundenen Stoffe sich wieder trennen, und dass einer derselben, z. B. A, sich mit C verbindet, während der andere, B, ausgeschieden wird. In diesem Falle hat C die stärkere, B die schwächere Verwandtschaft zu A.

Durch einen chemisch stärkeren Stoff kann der schwächere aus seinen Verbindungen ausgeschieden werden.

- 6 Bei schriftlicher Darstellung bezeichnet man die Elemente durch die ersten Buchstaben ihrer lateinischen

(griechischen) Namen. So sind z. B. Au, Ag, Fe, S die Zeichen für Gold, Silber, Eisen, Schwefel. Die Zusammenstellung zweier oder mehrerer Zeichen, z. B. AgS, heisst eine chemische Formel und bedeutet eine Verbindung der angegebenen Elemente.

Die Gewichtsverhältnisse, nach denen sich die Elemente mit einander verbinden, heissen ihre Verbindungsgewichte. Sie sind sämtlich bekannt. Aus einer chemischen Formel erfährt man daher nicht bloss die einfachen Bestandteile eines Körpers, sondern zugleich ihre Gewichtsverhältnisse. Da z. B. 56 das Verbindungsgewicht des Eisens, 32 das des Schwefels ist, so bedeutet das Zeichen FeS eine Verbindung aus 56 Gewichtsteilen Eisen und 32 Gewichtsteilen Schwefel. Können sich zwei Elemente in verschiedenen Gewichtsverhältnissen mit einander verbinden (vergl. 4), so geschieht dies nach Vielfachen der Verbindungsgewichte und wird in den Formeln durch beigefügte Zahlen bezeichnet. So bedeutet z. B. Fe<sub>3</sub>S<sub>2</sub> eine Verbindung aus 3.56 Gewichtsteilen Eisen und 2.32 Gewichtsteilen Schwefel.

Die Zahl der bis jetzt entdeckten Elemente beträgt gegen 80, doch sind etwa 14 wegen ihres seltenen Vorkommens nur ungenügend untersucht, so dass bei einigen selbst die Zugehörigkeit zu den Elementen noch nicht völlig feststeht.

Die nachfolgende Tabelle enthält in drei Gruppen die wichtigeren Elemente nebst ihren Zeichen und Verbindungsgewichten.

### I. Metalloide.

1. Wasserstoff	H	1	9. Antimon	H	120
2. Sauerstoff	O	16	10. Chlor	Cl	35,5
3. Schwefel	S	32	11. Jod	I	127
4. Selen	Se	79	12. Brom	Br	80
5. Tellur	Te	125	13. Fluor	Fl	19
6. Stickstoff	N	14	14. Kohlenstoff	C	12
7. Phosphor	P	31	15. Kiesel	Si	28
8. Arsen	As	75	16. Bor	B	11

Ferner: Germanium, Helium, Argon, Krypton, Neon u. a.

### II. Leichte Metalle.

17. Kalium	K	39	22. Strontium	Sr	87,5
18. Natrium	Na	23	23. Magnesium	Mg	24
19. Lithium	Li	7	24. Aluminium	Al	27,5
20. Calcium	Ca	40	25. Beryllium	Be	9,3
21. Barium	Ba	137	26. Zirkonium	Zr	89,6

Ferner: Cäsium, Rubidium, Thallium, Cer, Lanthan, Didym, Thorium, Erbium, Yttrium, Ytterbium u. a.

### III. Schwere Metalle.

27. Eisen	Fe	56	37. Kupfer	Cu	63
28. Chrom	Cr	52,2	38. Wismut	Bi	208
29. Mangan	Mn	55	39. Cadmium	Cd	112
30. Zink	Zn	65	40. Wolfram	W	184
31. Kobalt	Co	58,6	41. Molybdän	Mo	96
32. Nickel	Ni	58,8	42. Zinn	Sn	118
33. Uran	U	240	43. Gold	Au	196
34. Blei	Pb	207	44. Platin	Pt	194
35. Quecksilber	Hg	200	45. Iridium	Ir	193
36. Silber	Ag	108	46. Palladium	Pd	106

Ferner: Indium, Gallium, Vanadium, Tantal, Titan, Osmium, Rhodium  
Ruthenium u. a.

## Metalloide.

### A. Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff, Schwefel.

9 I. Sauerstoff, *Oxygenium* ( $O = 16$ ). Die edlen Metalle (Gold, Silber, Platina) unterliegen, wenn sie in freier Luft erhitzt werden, keiner bleibenden Veränderung. Bei den unedlen Metallen ist es der Fall. Geschmolzenes Blei überzieht sich mit einer grauen Haut, stark erhitztes Kupfer erhält eine schwarzbraune, Eisen eine schwarze, oder rotbraune Oberfläche, auf lange erhitztem Quecksilber bilden sich rötliche Schuppen. In allen diesen Fällen vergrößert sich zugleich das Gewicht. Für das Eisen lässt sich die Gewichtszunahme leicht durch folgenden Versuch zeigen. Man befestigt einen Magneten, dessen Pole Eisenpulver tragen, an einem Wagebalken und bringt nach Herstellung des Gleichgewichts das Eisenpulver durch eine vorbeigeführte kleine Flamme zum Glimmen. Dann sinkt der den Magneten tragende Arm des Wagebalkens.

Offenbar ist in den erwähnten Fällen ein neuer Stoff hinzugetreten, und dieser kann nur aus der Atmosphäre stammen. Um ihn rein zu erhalten, sucht man die Körper, die sich beim Erhitzen der Metalle unter Luftzutritt gebildet haben, durch stärkeres Erhitzen wieder zu zerlegen. Dies gelingt aber nur bei dem aus Quecksilber entstandenen roten Körper. In einem Reagensgläschen stark erhitzt, zerfällt er in Quecksilber und ein Gas, das einen hineingetauchten glühenden Holzspan sofort mit heller Flamme brennen lässt. Dieses

Gas heisst Sauerstoff, auch wohl Lebensluft, weil der aus der Atmosphäre eingeatmete Sauerstoff zur Erhaltung des Lebens unentbehrlich ist.

In leichterer Art erhält man den Sauerstoff aus Braunstein, oder chlorsaurem Kali, oder Salpeter und anderen sauerstoffhaltigen, käuflichen Körpern, und zwar aus dem Braunstein durch Glühen, aus dem chlorsauren Kali und dem Salpeter durch starkes Erhitzen, aus einem Gemenge von chlorsaurem Kali und Braunstein durch mässiges Erwärmen, wobei jedoch nur das chlorsaure Kali zerlegt wird.

Der Sauerstoff ist bei gewöhnlicher Temperatur ein farb- 10  
loses Gas ohne Geruch und Geschmack, vom spec. Gewicht 1,108; unter einem Druck von 320 Atm. verflüssigt es sich bei  $- 140^{\circ}$ . Brennbare Körper, z. B. Phosphor, Schwefel, Kohle, brennend oder glimmend in Sauerstoff gebracht, verbrennen in ihm weit rascher und mit glänzenderem Lichte, als in atmosphärischer Luft, glühender Stahl schmilzt und versprühet. Ist ein brennender Körper bei erhöhter Temperatur gasförmig, so verbrennt er mit Flamme.

Die atmosphärische Luft ist ein Gemenge aus Sauerstoff 11  
und mehreren anderen Gasen. Entzieht man in einem durch Wasser abgesperrten, mit atmosphärischer Luft gefüllten Raume dieser den Sauerstoff, z. B. durch brennenden Phosphor, so steigt das Wasser, und es bleibt ein Gas zurück, in dem brennende Körper erlöschen. Der Vorgang des Verbrennens und die mit ihm verbundene Wärmeentwicklung erfolgen in atmosphärischer Luft langsamer und weniger heftig, als in reinem Sauerstoff, doch entstehen dabei die nämlichen Verbindungen. In beiden Fällen besteht das Verbrennen in der unter Entwicklung von Licht und Wärme und unter Gewichtszunahme erfolgenden Verbindung des brennenden Körpers mit Sauerstoff.

Aeussere Bedingungen für den Eintritt des Verbrennens sind ausreichendes Zuströmen des Sauerstoffs und eine genügend hohe Anfangstemperatur (z. B. etwa  $60^{\circ}$  für den Phosphor, etwa  $400^{\circ}$  für den Schwefel). Hierdurch erklären sich das notwendige Anzünden des Brennstoffs, der Nutzen einer (nicht zu weit gehenden) Zerkleinerung desselben, die Regelung des Zuges, das Ausblasen, Ersticken, Ausgiessen des Feuers.

Auch bei Ausschluss der atmosphärischen Luft kann 12  
ein Körper verbrennen, wenn ihm Stoffe beigemischt sind, die bei erhöhter Temperatur Sauerstoff abgeben, wie z. B. chlorsaures Kali, dessen Benutzung jedoch grosse Vorsicht verlangt, oder Salpeter. Schmilzt man Salpeter in einem Reagensglase

und wirft Stückchen Schwefel oder Kohle hinein, so verbrennen sie mit glänzendem Licht, und häufig zerschmilzt hierbei das Glas. (Schiesspulver besteht aus Salpeter, Schwefel und Kohle.)

Die Verbindung eines Elementes mit Sauerstoff, die Oxydation, kann in einzelnen Fällen so langsam und mit so langsamer Wärmeentwicklung erfolgen, dass kein wirkliches Verbrennen stattfindet. Eisen rostet, viele Metalle laufen an, der eingeatmete Sauerstoff verbindet sich im Körper mit anderen Elementen. Die bei hoher und bei gewöhnlicher Temperatur entstehenden Verbindungen sind zuweilen von einander verschieden (vergl. 4 und 7).

Die Ausscheidung eines Elementes aus seiner Verbindung mit Sauerstoff heisst Reduktion. Stoffe, die grosse Verwandtschaft zum Sauerstoff haben, wirken reduzierend.

- 13 Die meisten Elemente haben mehr als eine Oxydationsstufe (vergl. 4). Ausserdem zerfallen die oxydierten Körper nach ihrem chemischen Verhalten in verschiedene Gruppen. Einige schmecken sauer und röten Lackmus (eine Pflanzenfarbe), andere schmecken laugenartig bitter und bläuen Lackmus. Erstere heissen Säuren, letztere Basen oder Oxyde. Bildet ein Element neben dem Oxyd noch eine zweite Basis mit geringerem Sauerstoffgehalt, so heisst diese ein Oxydul. Die Metalloide bilden vorzugsweise Säuren, die Metalle vorzugsweise Basen, daneben auch Suboxyde und Superoxyde, die nicht basisch sind. Durch Oxydation auf verschiedenartigem Wege entstehen z. B. Schwefelsäure, schweflige, unterschweflige Säure, Chlorsäure, Ueberchlorsäure, Kupferoxyd, Kupferoxydul, Bleioxyd, Bleisuboxyd, Bleisuperoxyd.

- 14 Säuren und Oxyde können sich mit einander verbinden, z. B. Schwefelsäure und Kupferoxyd zu schwefelsaurem Kupferoxyd. Eine solche Verbindung, die sich jedoch auch auf anderem Wege herstellen lässt, heisst ein Salz.

Aus einem Salze kann durch eine stärkere Säure die schwächere, durch eine stärkere Basis die schwächere ausgeschieden werden.

Es giebt keine Säure oder Basis, die für jeden Fall die stärkste wäre. Zu den starken Säuren gehören Schwefelsäure, Phosphorsäure, Salpetersäure, Salzsäure, zu den schwachen die Kohlensäure, zu den stärksten Basen das Kali (Kaliumoxyd), das Natron (Natriumoxyd), die Kalkerde oder der Kalk (Calciumoxyd).

Säuren und Basen wirken nur dann auf den Geschmack und auf Lackmus, wenn sie flüssig (in Wasser gelöst) sind. Dies ist der Fall bei den oben erwähnten. Bei unlöslichen



Verbindungen zeigt sich die Eigenschaft der Säure (Basis) darin, dass sie mit unzweifelhaften Basen (Säuren) sich zu Salzen verbinden und aus diesen durch stärkere Säuren (Basen) wieder ausgeschieden werden.

**II. Wasserstoff, *Hydrogenium*** ( $H=1$ ). Er ist ein 15 Bestandteil des Wassers, der elektrische Strom zerlegt dieses in einen Raumteil Sauerstoff und zwei Raumteile Wasserstoff. Aus dem Wasser kann man den Wasserstoff durch stärkere Elemente ausscheiden, z. B. durch Kalium oder Natrium, auch durch glühendes Eisen, wenn man Wasserdampf darüber hinwegleitet. Ferner erhält man ihn, wenn man mit Wasser verdünnte Schwefelsäure zu Zink setzt. Es entsteht alsdann schwefelsaures Zinkoxyd unter Ausscheidung des Wasserstoffs.

Der Wasserstoff ist bei gewöhnlicher Temperatur ein farbloses Gas ohne Geruch und Geschmack, vom spec. Gewicht 0,069; er verflüssigt sich ungleich schwerer als der Sauerstoff. Er ist das leichteste aller Gase, dient daher zum Füllen der Luftballons, brennt mit schwach blauer, aber sehr heisser Flamme. Am heissesten ist diese, wenn man den Wasserstoff in reinem Sauerstoff verbrennt. Ein Gemenge aus einem Raumteil Sauerstoff und zwei Raumteilen Wasserstoff heisst Knallgas. Es verpufft mit grosser Heftigkeit, wenn es entzündet oder vom elektrischen Funken durchschlagen wird, zersprengt hierbei zuweilen das Gefäss. Zur Anstellung des Versuches genügt eine mit Knallgas gefüllte Seifenblase. Die Verpuffung ist erheblich schwächer, wenn man statt eines Raumteils Sauerstoff fünf Raumteile atmosphärische Luft nimmt. Eine gefahrlose Knallgasflamme erhält man mit Hilfe des Daniell'schen Hahnes. In dieser Flamme schmelzen z. B. Platina und Glimmer, Stahl versprüht, Kreide wird weissglühend (Drummond'sches Kalklicht). Leitet man einen Wasserstoffstrom auf pulverförmiges Platina (Platina-schwamm), so fängt dies an zu glühen und entzündet dann den Wasserstoff (Platinafeuerzeug).

Wegen seiner starken Verwandtschaft zum Sauerstoff kann der Wasserstoff zu Reduktionen dienen (vergl. 12). Leitet man trocknen Wasserstoff durch eine erhitzte Glasröhre über gepulvertes Kupferoxyd oder Eisenoxyd, so erhält man Kupfer oder Eisen in Pulverform: beim Ausschütten des Eisens verbindet sich dieses unter Erglühen wieder mit dem Sauerstoff der Luft.

Ein Liter Wasserstoff hat bei der Temperatur  $0^{\circ}$  und 16 dem Barometerstand  $76^{\text{cm}}$  das Gewicht 0,0895 g. Diese

Gewichtsgrösse heisst ein Krith. Ein Liter Sauerstoff wiegt unter gleichen Umständen 16 Krith. Die Zahlen 1 und 16 sind daher die specifischen Gewichte der beiden Gase, wenn das Gewicht des Wasserstoffs als Einheit genommen wird. Zugleich sind sie aber auch die Verbindungsgewichte, denn das Wasser enthält auf je 16 Krith Sauerstoff je 2.1 Krith Wasserstoff (vergl. 15). Ein Liter atmosphärische Luft wiegt 14,47 Krith.

- 17 **Wasser** ( $H_2O$ ). Es entsteht beim Verbrennen des Wasserstoffs, setzt sich an den kalten Wänden eines hierbei benutzten Gefässes (einer Glasglocke) in Tröpfchen an, kann auf diese Art in grösserer Menge dargestellt und durch seine Eigenschaften als Wasser erkannt werden. In reinem Zustande ist es farblos, geruchlos, geschmacklos, wirkt nicht auf Lackmus. Es dient als Lösungsmittel für viele Gase und festen Körper; die einzelnen Stoffe sind entweder leicht löslich, oder schwer löslich, oder unlöslich; eine Lösung ist entweder gesättigt, oder konzentriert, oder verdünnt. Ob ein fester Stoff sich nur äusserst wenig, oder gar nicht in Wasser gelöst hat, erkennt man daran, dass in ersterem Falle ein Tropfen der Flüssigkeit, auf blankem Platinblech verdampft, einen Rückstand oder einen matten Fleck hinterlässt. Von löslichen Körpern nimmt heisses Wasser im allgemeinen grössere Mengen auf, als kaltes. Aus der gesättigten heissen Lösung scheidet sich alsdann beim Erkalten ein Teil des Gelösten wieder aus, und zwar in bestimmten geometrischen Gestalten, in Krystallen. Die Krystallisation dient als Mittel, um chemische Verbindungen rein darzustellen, verschiedenartige lösliche Stoffe von einander zu sondern. Eine Krystallbildung kann auch beim Erstarren geschmolzener Stoffe eintreten.

Das in der Natur vorkommende Wasser ist nur ausnahmsweise völlig rein. Von den in ihm schwimmenden ungelösten Stofftheilchen befreit man es durch Filtrieren, von den gelösten durch Destillation, wie z. B. bei der Reinigung des Meerwassers. Die sogenannten Mineralwässer sind reich an aufgelösten Salzen und Gasen. Der Geschmack des Wassers hängt ab von den in ihm gelösten Stoffen, chemisch reines Wasser erregt leicht Widerwillen. Der aus der Atmosphäre vom Wasser aufgenommene Sauerstoff bedingt die Möglichkeit des Tierlebens im Wasser.

- 18 Das Wasser wirkt nicht bloss lösend, es kann sich mit manchen Körpern, besonders mit Säuren und Basen, chemisch verbinden. Die Verbindung erfolgt unter Wärmeentwicklung, wie z. B. beim Löschen des gebrannten Kalks, ferner nach bestimmten Gewichtsverhältnissen. Die chemische Verbindung

eines Stoffes mit Wasser heisst ein Hydrat, wasserfreie Verbindungen heissen Anhydride. Die meisten Säuren und Basen werden bei der Ausscheidung als Hydrate erhalten. So giebt es z. B. ein wasserfreies Kali, wasserfreie Schwefelsäure, aber die käuflichen Stoffe sind Kalihydrat, Schwefelsäurehydrat. Die nicht flüchtigen Hydrate werden durch Erhitzen oder Glühen zersetzt. Das Hydratwasser einer Säure (Basis) kann durch eine Basis (Säure) ausgeschieden werden. Die krystallisierten Körper enthalten häufig neben nur mechanisch eingeschlossener Flüssigkeit auch chemisch gebundenes Wasser in bestimmter Menge (Krystallwasser).

**III. Stickstoff, Nitrogenium** ( $N=14$ ). Er ist ein Hauptbestandteil der atmosphärischen Luft und wird aus dieser erhalten, wenn man den Sauerstoff durch oxydierbare Körper entfernt, z. B. durch Phosphor (vergl. 11), oder durch Kupferspäne, über die man in einer stark erhitzten Glasröhre atmosphärische Luft langsam hinwegstreichen lässt.

Der Stickstoff ist bei gewöhnlicher Temperatur ein farbloses Gas, ohne Geruch und Geschmack, vom spec. Gewicht 0,969 (oder 14 für  $H=1$ , vergl. 16), ist etwas löslich in Wasser, verflüssigt sich unterhalb  $-140^{\circ}$  beim Druck von 300 Atmosphären. Er ist nicht brennbar, Tiere ersticken, ein brennendes Licht erlischt in ihm, doch hat er keine giftigen Eigenschaften. Die atmosphärische Luft enthält in 100 Raumteilen (oder in 100 Gewichtsteilen) 21 Raumteile (oder 23,17 Gewichtsteile) Sauerstoff. Die übrigen Teile bestehen indessen nicht ausschliesslich aus Stickstoff, sondern enthalten daneben noch kleine Mengen ähnlicher Gase, Argon, Krypton u. a., die aber noch wenig erforscht sind. Ausserdem enthält die Luft Wassergas, Kohlensäure und andere von der Erdoberfläche aufsteigende Gase, ferner erhebliche Mengen von staubförmigen organischen und unorganischen Stoffen. Von der Menge und Natur dieser Beimengungen hängt die gesunde Beschaffenheit der Luft ab, das Mischungsverhältnis des Sauerstoffs und Stickstoffs zeigt nur geringe Schwankungen.

Der Stickstoff lässt sich schwer mit anderen Elementen verbinden, meistens nur durch ein zusammengesetztes Verfahren. Indessen entstehen Stickstoffverbindungen in den Pflanzen, und der tierische Körper ist grösstenteils aus ihnen gebildet. An einzelnen Stellen der Erde findet man Stickstoffverbindungen in reicher Menge. Unter den einfacheren Verbindungen des Stickstoffs sind die mit Sauerstoff und Wasserstoff besonders wichtig.

20 Salpetersäure. Das Anhydrid derselben ( $N_2 O_5$ ) hat nur untergeordnete Bedeutung. Durch seine Verbindung mit Wasser,  $N_2 O_5 + H_2 O = 2 (NO_3 H)$ , entsteht das Salpetersäurehydrat ( $NO_3 H$ ). Man gewinnt es aus dem salpetersauren Kali (Salpeter), oder dem salpetersauren Natron (Chilisalpeter), indem man die Säure durch Schwefelsäure ausscheidet und dann abdestilliert. Geringe Mengen von Salpetersäure entstehen in der Atmosphäre aus Sauerstoff und Stickstoff an solchen Stellen, welche der Blitz durchschlagen hat; sie finden sich im Regenwasser. Im Erdboden bilden sich salpetersaure Salze durch Oxydation tierischer (stickstoffhaltiger) Substanzen bei Gegenwart einer starken Basis.

Das Salpetersäurehydrat ist eine farblose Flüssigkeit, die bei  $89^\circ$  siedet. Mit Wasser etwas verdünnt heisst sie Scheidewasser. Sie giebt leicht Sauerstoff ab, ist stark ätzend, färbt Seide und die Haut gelb, oxydiert die meisten Metalle und bildet dann meistens mit den Oxyden salpetersaure Salze, greift aber Gold und Platina nicht an, scheidet daher aus goldhaltigem Silber das Gold ab. Bei Abgabe des Sauerstoffs entstehen aus ihr niedere Oxydationsstufen, entweder Untersalpetersäure ( $NO_2$ ), oder salpetrige Säure ( $N_2 O_3$ ), oder Stickoxyd ( $NO$ ), oder Stickoxydul ( $N_2 O$ ). Die beiden ersten bilden braunrote erstickende Dämpfe, das eingeatmete Stickoxydul (Lachgas) wirkt berauschend und schmerzstillend. Die salpetersauren Salze oder Nitrate sind mit wenigen Ausnahmen in Wasser löslich.

Ausser der oxydierenden Wirkung kann die Salpetersäure auch eine nitrierende haben, indem sie durch ihren Zutritt zu organischen Stoffen diese mit Stickstoff bereichert und dadurch neue Stickstoffverbindungen bildet. Zu diesen gehören z. B. mehrere der sogenannten Sprengkörper, wie Nitroglycerin (Dynamit) und Nitrocellulose (Schiesbaumwolle.)

21 Ammoniak ( $NH_3$ ) ist ein farbloses Gas von stechendem Geruch, das in reinem Sauerstoff verbrennt, in atmosphärischer Luft eine sofort wieder erlöschende gelbe Flamme giebt. Unter einem Druck von 7 Atm. wird es bei gewöhnlicher Temperatur flüssig, bei  $-75^\circ$  erstarrt es. Bei  $0^\circ$  löst ein Raumteil Wasser 1179 Raumteile Ammoniak. Die Lösung (Aetzammoniak, Salmiakgeist) wirkt ätzend, bläut Lackmus, ist eine starke Basis.

Das Ammoniak ist in beträchtlicher Menge im Gaswasser der Gasanstalten enthalten. Es entsteht aus tierischen Substanzen bei Verwesung oder trockner Destillation. Aus Salmiak, einem käuflichen Salze, wird es bei Zusatz einer starken Basis (Kali, Kalk) gasförmig ausgeschieden.

**IV. Schwefel, Sulfur** ( $S = 32$ ). Der käufliche Schwefel 22 (Stängenschwefel, Schwefelblumen) ist fest, gelb, undurchsichtig, wird durch Reiben elektrisch. Die in der Natur vorkommenden, oder künstlich hergestellten Krystalle sind durchsichtig. Bei  $110^{\circ}$  schmilzt der Schwefel zu einer leicht beweglichen, honiggelben Flüssigkeit; von  $250^{\circ}$  an wird diese braun, dann schwarz, zugleich äusserst dickflüssig, obwohl sie sich andauernd ausdehnt; später wird sie wieder dünnflüssig, siedet bei  $424^{\circ}$  und verflüchtigt sich als rotbraunes Gas. Bei langsamer Abkühlung erstarrt der geschmolzene Schwefel zu einer aus nadelförmigen Krystallen bestehenden festen Masse. Dagegen bleibt der in kaltes Wasser gegossene schwarzbraune Schwefel noch für längere Zeit weich, elastisch, gummiartig und erstarrt nur allmählich. Der gummiartige Schwefel ist ein Gemenge aus gewöhnlichem Schwefel und aus Schwefel in einem veränderten (allotropen) Zustande, einer Modifikation des Schwefels. Ersterer ist löslich in Schwefelkohlenstoff, letzterer nicht.

Schwefel in freiem Zustande wird besonders in vulkanischen Gegenden gefunden, z. B. bei Girgenti in Sicilien. Von gröberer Gesteinsmassen trennt man ihn durch Schmelzen, von erdigen Beimengungen durch Destillation. Ausserdem findet er sich in zahlreichen, zuweilen massenhaft auftretenden Verbindungen. Das Eiweiss der Pflanzen und Tiere ist schwefelhaltig.

Schwefelmetalle, Sulfide. Der Schwefel ver- 23 bindet sich leicht mit den meisten Metallen. Die Verbindungen heissen im allgemeinen Sulfide; eine neben dem Sulfid vorkommende niedrigere Schwefelungsstufe heisst Sulfür. Kupferblech, in heisses Schwefelgas getaucht, verwandelt sich unter Erglühen in Kupfersulfür, Eisen in Eisensulfid (vergl. 2). Viele Metalle finden sich in der Natur als Schwefelmetalle. Zu diesen gehören z. B. der Schwefelkies ( $FeS_2$ ), der Bleiglanz ( $PbS$ ), die Zinkblende ( $ZnS$ ), der Zinnober ( $HgS$ ). Aus einzelnen Schwefelmetallen, z. B. dem Schwefelkies, wird ein Teil des Schwefels durch Rösten gewonnen.

Schweflige Säure ( $SO_2$ ). Der Schwefel verbrennt 24 mit schwachblauer Flamme zu schwefliger Säure, einem farblosen Gase von stechendem, erstickendem Geruch, das sich bei  $-11^{\circ}$  verflüssigt. Die schweflige Säure bleicht die meisten organischen Farbstoffe und tötet schon in verdünntem Zustande Pflanzen und kleinere Tiere, dient daher zur Desinfektion. Sie ist leicht löslich in Wasser.

Schwefelsäure. Das Anhydrid ( $SO_3$ ) hat nur unter- 25 geordnete Bedeutung. Das Hydrat ( $SO_4H_2$ ) entsteht durch

Oxydation der schwefligen Säure, wenn man diese zugleich mit Wasserdampf über Salpetersäure hinwegleitet. Durch starkes Erhitzen des schwefelsauren Eisenoxyduls (des Eisenvitriols) erhält man das Vitriolöl, eine Auflösung des Anhydrids im Hydrat, als ölartige Flüssigkeit. Bei gelinder Erwärmung des Vitriolöles verflüchtigt sich das Anhydrid und bildet nach dem Erkalten eine schneeartige Masse, die sich unter heftiger Wärmeentwicklung in Wasser löst.

Das Schwefelsäurehydrat ist eine der stärksten Säuren. Als solche scheidet sie in den meisten Fällen die anderen Säuren aus ihren Salzen aus. Aus feuchter Luft zieht sie begierig Wasserdampf an, dient daher zum Trocknen der Gase. Organische Stoffe werden von ihr mehr oder weniger verändert, durch heisse, konzentrierte Säure werden sie verkohlt. Die schwefelsauren Salze (Sulfate) sind vorwiegend löslich in Wasser. Die meisten Metalle werden von Schwefelsäurehydrat angegriffen, es entstehen Sulfate, jedoch nicht überall auf dem nämlichen Wege; beim Eisen und Zink (vergl. 14) tritt die Sulfatbildung ein unter Ausscheidung des Wasserstoffs aus dem Schwefelsäurehydrat. Die Metallsulfate bezeichnet man zuweilen als Vitriole.

26 Schwefelwasserstoff ( $\text{SH}_2$ ). Er entsteht bei Einwirkung verdünnter Schwefelsäure auf Schwefeleisen ( $\text{SO}_4\text{H}_2 + \text{S Fe} = \text{SO}_4\text{Fe} + \text{SH}_2$ ). Ausserdem entwickelt er sich bei der Fäulnis schwefelhaltiger organischer Stoffe. Er ist bei gewöhnlicher Temperatur gasförmig, riecht erstickend nach faulen Eiern, ist äusserst giftig (Luft mit 0,1 Prozent Schwefelwasserstoff tötet Vögel), verbrennt mit schwachblauer Flamme zu schwefliger Säure und Wasser. Unter einem Druck von 17 Atm. wird er flüssig. Er ist löslich in Wasser, hat die Eigenschaft einer schwachen Säure, verbindet sich mit Metalloxyden, scheidet aus den Lösungen der Metallsalze die Metalle als Sulfide ab.

27 Dem Schwefel in ihrem chemischen Verhalten ähnlich sind zwei nur selten vorkommende Elemente, Tellur und Selen. Das Tellur ist silberweiss mit metallischem Glanz. Selen, ein schwarzer, glasartiger Körper, hat durch sein elektrisches Verhalten grössere Bedeutung gewonnen.

## B. Phosphor, Antimon, Arsen.

28 I. Phosphor, *Phosphorus* ( $\text{P}=31$ ). Der gewöhnliche Phosphor ist wachsartig, weissgelb, vom spec. Gewicht 1,83, sehr giftig, löslich in Schwefelkohlenstoff; er raucht an der

Luft, leuchtet im Dunkeln, schmilzt bei  $40^{\circ}$ , entzündet sich bei etwa  $60^{\circ}$ , siedet bei  $290^{\circ}$ . An freier Luft verbindet er sich schon bei gewöhnlicher Temperatur mit Sauerstoff, kann sich dabei bis auf  $60^{\circ}$  erwärmen und dann entzünden. Er wird daher unter Wasser aufbewahrt. Giesst man eine Lösung des Phosphors in Schwefelkohlenstoff über Fliesspapier, so bleibt nach dem raschen Verdunsten des Schwefelkohlenstoffs der Phosphor in feinsten Verteilung zurück und entzündet sich dann nach kurzer Zeit.

Nach mehrstündigem Erhitzen in einer Wasserstoffatmosphäre bis zu  $250^{\circ}$  geht der gewöhnliche Phosphor in einen allotropen Zustand über und verwandelt sich in roten, amorphen Phosphor. Dieser ist nicht giftig, nicht löslich in Schwefelkohlenstoff, entzündet sich erst bei  $260^{\circ}$ , wird aber bei noch höherer Temperatur wieder zu gewöhnlichem Phosphor.

Der Phosphor ist ein unentbehrlicher Bestandteil des 29 tierischen und pflanzlichen Körpers, seine Verbindungen finden sich besonders im Samen der Pflanzen und in den Knochen der Tiere. Die weissgebrannten Knochen bestehen hauptsächlich aus phosphorsaurer Kalkerde. Aus dieser wird durch Schwefelsäure die Phosphorsäure, aus dieser durch Kohle bei Weissglut der Phosphor ausgeschieden.

Die Verwendung des gewöhnlichen Phosphors zur Anfertigung der Streichhölzer bedrohet die Gesundheit der dabei beschäftigten Arbeiter wegen der Giftigkeit der Phosphordämpfe in hohem Grade.

Phosphorsäure. Das Anhydrid ( $P_2O_5$ ) erhält man 30 durch Verbrennen des Phosphors als weisses Pulver. Mit Wasser verbindet es sich unter heftiger Wärmeentwicklung zum Hydrate. Die Phosphorsäure gehört zu den starken Säuren, ihre meisten Salze (Phosphate) sind in Wasser unlöslich, sie ist nicht giftig. Bei gewöhnlicher Temperatur und langsamem Zutritt des Sauerstoffs oxydiert sich der Phosphor zu phosphoriger Säure ( $P_2O_3$ ), einem weissen, in Wasser löslichen Pulver. Das Hydrat ist äusserst giftig, wirkt stark reduzierend.

Phosphorwasserstoff ( $PH_3$ ). Beim Erhitzen eines 31 Gemenges von Phosphor und Kalihydrat oder Kalkhydrat bildet sich ein unterphosphorigsaures Salz, und zugleich entweicht Phosphorwasserstoff, ein Gas, das sich an der Luft von selbst entzündet. Leitet man es durch ein Glasrohr unter Wasser, so machen die aufsteigenden und sich entzündenden Blasen den Eindruck einer hin und her hüpfenden Flamme, ähnlich einem Irrlichte.

32 **II. Antimon, Spiessglanz, Stibium** ( $\text{Sb}=120$ ). Man gewinnt es aus dem Grauspiessglanz (Schwefelantimon) durch Erhitzen desselben mit Eisen als silberweissen, spröden, metallischen Körper vom spec. Gewicht 6,7. Sein Gebrauch ist beschränkt (Thermosäule, Zusatz zum Blei der Lettern und anderen Metallen). Es schmilzt bei  $430^{\circ}$ . In der Rotglut verbrennt es zu weisser antimoniger Säure ( $\text{Sb}_2\text{O}_3$ ), durch Salpetersäure wird es zu Antimonsäure ( $\text{H Sb O}_3$ ), oxydiert.

33 **III. Arsen, Arsenicum** ( $\text{As}=75$ ) ist ein weisslich grauer, krystallinischer, metallähnlicher Körper vom spec. Gewicht 5,9. Es findet sich gediegen als Scherbenkobalt, ausserdem in Verbindung mit Metallen. Bei Rotglut verflüchtigt es sich zu einem farblosen, nach Knoblauch riechenden Gase.

Arsenige Säure ( $\text{As}_2\text{O}_3$ ) entsteht beim Verbrennen des Arsen, bildet eine weisse, harte, porzellanartige, in Wasser wenig, in Salzsäure leicht lösliche Masse, ist äusserst giftig (Rattengift), wird zur Herstellung verschiedener (grüner) Farben, bei der Glasfabrikation, in kleinen Gaben auch als Medizin verwendet. Der tierische Körper kann sich an den Genuss der arsenigen Säure gewöhnen, aber nur schwer wieder davon ohne Gefahr entwöhnen (Arsenikesser in Steiermark).

### C. Chlor, Brom, Jod, Fluor.

34 **I. Chlor, Chlorum** ( $\text{Cl}=35,5$ ). Die künftliche Salzsäure wird durch den elektrischen Strom in gleiche Raumteile Wasserstoff und Chlor zerlegt. Erwärmt man Salzsäure ( $\text{Cl H}$ ) mit oxydierenden Körpern, z. B. mit Braunstein ( $\text{Mn O}_2$ ), oder erwärmt man ein Gemenge von salzsaurem Natron (Kochsalz), Schwefelsäure und Braunstein, so wird Chlor ausgeschieden.

Das Chlor ist ein grünlich gelbes Gas ( $\gamma\lambda\omega\rho\acute{o}\zeta$  = gelbgrün) von erstickendem Geruch und dem spec. Gewicht 2,46 (oder 35,5 für  $\text{H}=1$ ), das sich leicht in kaltem, wenig in heissem oder salzigem Wasser löst und sich bei gewöhnlicher Temperatur unter einem Druck von 4 Atm. verflüssigt. Es ist giftig, im verdünnten Zustande ätzend und Husten erregend, bleicht organische Farben und zerstört die in der Luft enthaltenen Ansteckungsstoffe.

35 **Chlormetalle.** Chlor verbindet sich leicht mit Metallen, gewöhnlich in verschiedenen Verhältnissen (Chloride, Chlorüre). Gepulvertes Antimon, in Chlorgas geschüttet,



verwandelt sich unter Feuererscheinung in einen weissen Rauch (Antimonsuperchlorid,  $\text{Sb Cl}_5$ ). Erwärmtes Kupferblech erglühet im Chlorgas, schmilzt und bildet Kupferchlorid ( $\text{Cu Cl}_2$ ). Die meisten Chlormetalle sind löslich in Wasser. Das in Wasser unlösliche, weisse Chlorsilber wird durch das Sonnenlicht zerlegt und geschwärzt (Photographie).

Chlorsäure. Chlor ist nicht brennbar, es kann mit Sauerstoff nur durch ein zusammengesetztes Verfahren verbunden werden. Die hierbei entstehenden Säuren zersetzen sich leicht (vergl. 9), wirken stark oxydierend, können brennbare Körper entzünden.

Chlorwasserstoff ( $\text{Cl H}$ ). Chlor und Wasserstoff, zu 36 gleichen Raunteilen gemengt, verbinden sich unter heftigem Knall, wenn das Gemenge (Chlorknallgas) entzündet, oder vom elektrischen Funken durchschlagen, oder von direktem Sonnenlicht bestrahlt wird. Der hierbei entstehende Chlorwasserstoff ist ein Gas von stechendem Geruch, rötet Lackmus, löst sich bei  $0^\circ$  zu 500 Raunteilen in einem Raunteile Wasser. Verschliesst man eine mit Chlorwasserstoff gefüllte Flasche durch einen Kork mit hindurchgehendem kurzen, offenen Glasrohr und taucht dieses unter Wasser, das durch Lackmus blau gefärbt ist, so stürzt das Wasser springbrunnenartig in die Flasche und färbt sich rot. Die gesättigte Lösung des Chlorwasserstoffs in Wasser heisst Salzsäure. Sie ist eine der stärksten Säuren, gehört zu den keinen Sauerstoff enthaltenden Hydrosäuren.

Die Verbindungen der Salzsäure mit Metalloxyden, die 37 salzsauren Salze, kann man in vielen Fällen auch als Verbindungen eines Chlorides mit Wasser betrachten. So verbindet sich z. B. die Salzsäure mit Kupferoxyd zu salzsaurem Kupferoxyd ( $2 \text{Cl H} + \text{Cu} = \text{Cl}_2 \text{Cu} + \text{H}_2 \text{O}$ ), einem krystallisierenden, in Wasser löslichen Körper von grüner Farbe. Bei vorsichtigem Erwärmen desselben entweicht Wasser, man erhält braunes Kupferchlorid ( $\text{Cl}_2 \text{Cu}$ ); bei Zusatz von Wasser entsteht wieder das grüne salzsaure Kupferoxyd. Zwischen beiden Verbindungen braucht daher im allgemeinen nicht unterschieden zu werden. Bei einzelnen Chloriden trifft dies allerdings nicht zu. Da aber aus den Chloriden durch das Hydrat einer starken Säure freie Salzsäure ausgeschieden wird, ebenso durch das Hydrat einer starken Basis ein Metalloxyd, so sind sie zu den Salzen zu rechnen, obwohl sie nur aus zwei Elementen bestehen. Unter den Salzen bilden sie die Gruppe der Haloidsalze. Wegen seiner Eigenschaft, mit einem Metall sich unmittelbar zu einem Haloidsalze verbinden zu können, bezeichnet man das Chlor als Halogen oder

Salzbilder. Entsteht ein Haloidsalz durch Einwirkung der Salzsäure auf ein Metall, so geschieht es unter Ausscheidung des Wasserstoffs.

Ein Gemisch aus drei Raumteilen Salzsäure und einem Raumteile Salpetersäure heisst Königswasser. Es enthält freies Chlor und dient als Lösungsmittel für Gold und Platina, die nur vom Chlor, nicht aber von Salzsäure oder Salpetersäure angegriffen werden.

38 **II. Jod, *Jodum*** (J=127). Es findet sich mit Natrium verbunden in geringer Menge im Meerwasser, reichlicher in der Asche der Seepflanzen und Strandgewächse, ausserdem als steter Begleiter des Kochsalzes (Chlornatrium). Die Darstellung ist ähnlich, wie die des Chlor (vergl. 34). Man erhält es in grauschwarzen, metallisch glänzenden Krystallen vom spec. Gewicht 4,95. Es hat einen herben, ätzenden Geruch, löst sich nur wenig in Wasser, leicht in Spiritus. Die dunkelbraune Lösung (Jodtinktur) färbt Papier und die tierische Haut braun, Stärke dagegen blau, aber nicht bleibend. Beim Erhitzen schmilzt das Jod und bildet veilchenblaue Dämpfe ( $\iota\omicron\epsilon\iota\delta\acute{\omicron}\gamma\acute{\iota}\varsigma$ =veilchenfarbig), die beim Erkalten wieder zu kleinen grauen Krystallen erstarren.

39 **III. Brom, *Bromum*** (Br=80). Schwarzbraune, in dünnen Schichten blutrote Flüssigkeit von höchst unangenehmem Geruch ( $\beta\rho\rho\mu\acute{\omicron}\varsigma$ ), wenig löslich in Wasser. Erhitzt bildet das Brom rotbraune Dämpfe, in denen sich Phosphor entzündet. Seewasser und Steinsalz enthalten etwas Bromnatrium, das Wasser des toten Meeres ist reich an Brommagnesium. Jod und Brom verbinden sich leicht mit Metallen; Jodsilber und Bromsilber werden durch das Licht zersetzt.

40 **IV. Fluor, *Fluorum*** (Fl=19) ist ein Bestandteil des Flussspates (Fluorcalcium), findet sich auch im Zahnschmelz der Tiere, ist nur unzureichend bekannt, da es sich, wenn es ausgeschieden wird, sogleich mit den Gefässwänden verbindet. Jod, Brom, Fluor sind Halogene.

Fluorwasserstoff, Fluorwasser (FlH) wird aus dem Flussspat unter Anwendung eines Gefässes aus Blei, Eisen oder Platina durch Schwefelsäure ausgeschieden, ist gasförmig, löst sich leicht in Wasser, greift die meisten Metalle an, auch

Glas, wird daher zum Aetzen desselben benutzt. Ein auf die Haut gebrachter Tropfen kann gefährliche Entzündungen hervorrufen.

## D. Kohlenstoff, Kiesel, Bor.

**I. Kohlenstoff, Carbonium** ( $C=12$ ). Er kommt nur in 41 festem Zustande vor, als Diamant, Graphit, organische Kohle.

Diamant ist fast reiner Kohlenstoff vom spec. Gewicht 3,5; er findet sich in farblosen, auch farbigen Krystallen mit abgerundeten Kanten, bricht das Licht überaus stark, lässt sich spalten, ritzt aber alle anderen Körper, wird daher zum Glasschneiden, Steinbohren, in Pulverform als Schleifmittel benutzt. Bei Ausschluss der Luft geglühet verwandelt er sich in Graphit. Glühend in Sauerstoff gebracht verbrennt er mit glänzendem Lichte zu Kohlensäure.

Graphit, Wasserblei, Reissblei findet sich in glänzenden, grauschwarzen Krystallen vom spec. Gewicht 2,2—3, ist weich, verbrennt noch schwerer als der Diamant, wird in gereinigtem Zustande zur Füllung der Bleistifte, zur Herstellung von feuerfesten Schmelztiiegeln, auch zum Schwärzen des Eisens verwendet.

Organische Kohle ist unkrystallinisch (amorph), entsteht aus tierischen oder pflanzlichen Stoffen, enthält neben dem Kohlenstoff noch anderweitige Bestandteile in verschiedener Menge, besitzt ungleiche Härte, ein spec. Gewicht von 1,4—2,2. Künstlich wird sie hergestellt durch Erhitzen organischer Stoffe (Holz, Harz, Fleischsubstanz u. a.) bei Ausschluss der Luft (trockne Destillation). Die flüchtigen Stoffe entweichen, der zurückbleibende Kohlenstoff ist aber mehr oder weniger unrein. Zucker liefert eine sehr reine, Holz (im Meiler) eine Kohle von geringerer Reinheit. Aus der Flamme brennender Oele und Fette scheidet sich bei ungenügendem Luftzutritt schwarzer Russ ab, ein durch kleine Oelteilchen verunreinigter Kohlenstoff, der erst bei nochmaligem Glühen unter Ausschluss der Luft völlig rein erhalten wird und dann zur Anfertigung der schwarzen Tusche dient. Durch trocken Destillation der tierischen Knochen bereitet man die Knochenkohle, die neben 90 Teilen Kalksalzen nur etwa 10 Teile Kohlenstoff, aber in sehr fein verteiltem Zustande enthält. Eine ziemlich reine, sehr harte, glänzende Kohle bildet sich als Absatz in den zur Gewinnung des Leuchtgases dienenden Retorten (Retortenkohle).

Holzkohle und Knochenkohle nehmen leicht grössere Mengen von Gasen auf, Holzkohle z. B. neun Raumteile Sauerstoff, entziehen ausserdem den Flüssigkeiten die in ihnen gelösten Farbstoffe und Salze. (Reinigung des Trinkwassers, des Zuckersaftes, des Spiritus durch Kohle.)

Die in der Natur vorkommenden Kohlen sind aus Pflanzenstoffen entstanden, die eine langsame Zersetzung bei Ausschluss der Luft (unter Wasser) erfahren haben. In 100 Gewichtsteilen enthält der Anthrazit gegen 94, manche Steinkohle bis 85, Braunkohle bis 75, Torf bis 60, Holzfaser etwa 52 Gewichtsteile Kohlenstoff.

Die Kohle lässt sich weder schmelzen, noch verflüchtigen. In verschiedenen geschmolzenen Metallen, besonders in Eisen, ist sie etwas löslich; beim Erkalten der flüssigen Massen scheidet sich ein Teil der gelösten Kohle als Graphit aus. Bei hoher Temperatur hat sie eine grosse Verwandtschaft zum Sauerstoff, dient daher als Reduktionsmittel zur Gewinnung der Metalle aus ihren Oxyden.

42 Kohlensäure ( $\text{CO}_2$ ). Sie entsteht beim Verbrennen der Kohle. Aus kohlensauren Salzen, z. B. aus kohlensaurem Kalk (Marmor, Kreide, Kalkstein) wird sie durch stärkere Säuren (Schwefelsäure, Salzsäure u. a.) unter Aufbrausen ausgeschieden. Bei gewöhnlicher Temperatur ist sie ein farbloses Gas von prickelndem Geruch und Geschmack, das sich unter starkem Druck (38,5 Atm. bei  $0^\circ$ ) verflüssigt. Die flüssige Kohlensäure siedet bei  $-76^\circ$  und erstarrt hierbei in Folge des Wärmeverbrauchs zu einer schneeartigen Masse. Die gasförmige Kohlensäure ist fast zweimal so schwer als atmosphärische Luft, lässt sich daher aus einem Gefässe in das andere giessen. Ein brennendes Licht erlischt, Tiere ersticken in ihr. Sie löst sich, unter beliebigem Druck stehend, bei gewöhnlicher Temperatur in ungefähr gleichen Raumteilen Wasser. (Kohlensäuregehalt der Quellen, der Sauerbrunnen, der natürlichen und künstlichen Mineralwässer.)

Kohlensäure, in eine klare Lösung von Kalkhydrat geleitet, trübt dieselbe. Der entstandene kohlensaure Kalk wird bei weiterem Hindurchleiten der Kohlensäure von dieser wieder gelöst; bei längerem Stehen der Lösung an der Luft, oder beim Erhitzen derselben scheidet er sich wieder aus.

Ausser beim Verbrennen der Kohle entsteht Kohlensäure auch bei der Gährung, beim Zerfall organischer Verbindungen. Ferner verbindet sich die Kohle auch bei gewöhnlicher Temperatur langsam mit Sauerstoff. Leitet man Sauerstoff in einer Glasröhre über lockere Kohle, so wird klares Kalkwasser von

dem austretenden Gase getrübt. Der von den Tieren eingeatmete Sauerstoff wird schliesslich als Kohlensäure wieder ausgeatmet.

Die in der Atmosphäre enthaltene Kohlensäure wird durch das sie lösende Regenwasser zur Erde zurückgeführt, und der vom Regen ausserdem aufgelöste Sauerstoff bildet mit der im Erdboden enthaltenen Kohle wiederum Kohlensäure. Die Kohlensäure der oberen Erdschichten sammelt sich zuweilen an tieferen Stellen, z. B. am Boden der Brunnen. Das aus der Erde quellende Wasser ist fast immer kohlenensäurehaltig, enthält daher auch gewöhnlich gelösten kohlen-säuren Kalk, der sich beim Entweichen der Kohlensäure wieder ausscheidet. (Kesselstein, Tropfstein, versteinemde Wirkung mancher Quellen, z. B. des Karlsbader Sprudels.) Besonders reich an Kohlensäure sind die vulkanischen Gegenden. Hier finden sich die meisten Sauerbrunnen, und an einzelnen Stellen entströmen grosse, wohl aus der Tiefe stammende Mengen des Gases der Erde. (Hundsgrotte bei Neapel, Thal des Todes auf Java.) Die kohlen-säuren Salze (Carbonate) gehören zu den Hauptbestandteilen der Erdrinde.

Aus der Kohlensäure lässt sich die Kohle nur sehr schwer (durch Kalium oder Natrium) ausscheiden. Dagegen wird die Kohlensäure durch grüne Pflanzen bei gleichzeitiger Einwirkung des Sonnenlichts leicht zerlegt. (Kreislauf des Sauerstoffs.)

Kohlenoxyd, Ofengas ( $\text{CO}$ ) ist ein farbloses, äusserst giftiges Gas ohne merkbaren Geruch und Geschmack, das mit blauer Flamme zu Kohlensäure verbrennt. Es bildet sich durch Reduktion aus der Kohlensäure, wenn diese über glühende Kohlen hinwegstreicht, wie z. B. in geheizten Oefen, deren Abzugsröhren geschlossen wurden, ehe die glühenden Kohlen ausreichend verbrannt waren. Kohlenoxyd wirkt in der Glühhitze reduzierend. (Hochofenbetrieb beim Eisen.)

Oxalsäure, Kleesäure ( $\text{C}_2\text{O}_3$ ) ist im Kleesalz, dem aus dem Sauerklee (*oxalis*) gewonnenen sauren, oxal-säuren Kali enthalten. Ausserdem entsteht sie aus Zucker bei Oxydation desselben mit Salpetersäure. Das Hydrat erhält man in farblosen, leicht löslichen Krystallen. Die Oxal-säure gehört zu den starken Säuren; in grösserer Menge genossen wirkt sie giftig.

Schwefelkohlenstoff ( $\text{CS}_2$ ). Er entsteht, wenn Schwefeldämpfe über glühende Kohlen geleitet werden, ist bei gewöhnlicher Temperatur eine wasserhelle, zuweilen durch Schwefel gelb gefärbte Flüssigkeit von starkem Rettiggeruch,

verflüchtigt sich leicht, brennt mit schwachblauer Flamme, löst Schwefel, Phosphor, Oele und Fette, bricht das Licht sehr stark.

45 **Cyan (CN).** Stickstoff und Kohle verbinden sich nicht direkt. Erhitzt man jedoch stickstoffhaltige tierische Substanzen mit Kalium, so bildet sich Cyankalium, ein Haloid-salz. Das Cyan ist ein farbloses, giftiges, mit roter, blaugesäumter Flamme brennendes Gas, hat die Eigenschaften eines Halogens, verbindet sich mit Metallen zu Cyaniden, die meistens unlöslich in Wasser, in einzelnen Fällen löslich in Cyankalium sind. Aus dem Cyankalium wird durch stärkere Säuren Cyanwasserstoff, Blausäure (CNH), eins der stärksten Gifte, ausgeschieden.

46 **Metallcarbide.** Bei Glühhitze, besonders im elektrischen Lichtbogen, verbindet sich die Kohle mit verschiedenen Metallen. Stahl ist ein Eisencarbid. Aus dem Calcium-carbid entwickelt sich bei Zusatz von Wasser das mit weissem Licht brennende Acetylgas ( $C_2H_2$ ). Silicium-carbid, Carborund ist fast diamanthart, dient zum Schleifen.

47 **Kohlehydrate.** Der Pflanzenkörper enthält mehrere eigentümliche Stoffe, deren chemische Formeln, äusserlich betrachtet, eine Verbindung wechselnder Gewichtsmengen Kohle mit wechselnden Gewichtsmengen Wasser darzustellen scheinen. Diese Stoffe, unter denen Holzfaser, Stärke und Zucker die wichtigsten sind, heissen deshalb Kohlehydrate.

Holzfaser oder Zellstoff, *Cellulose* ( $C_6H_{10}O_5$ ) bildet die Wandungen der Pflanzenzellen. Die Baumwolle ist fast reiner, die Flachsfaser ein etwas weniger reiner Zellstoff. Das Holz enthält neben dem Zellstoff noch andere, feste oder flüssige Stoffe, z. B. Salze, Oele, Harze. Der Zellstoff ist in Wasser, Alkohol und verdünnten Säuren unlöslich. Schiessbaumwolle ist nitrierte Cellulose (vergl. 20).

Stärke, *Amylum* ( $C_6H_{10}O_5$ ), ein weisses Pulver ohne Geruch und Geschmack, wird hauptsächlich aus den Kartoffeln, auch aus den Getreidekörnern, aus Mais, Reis u. a. gewonnen. Die Stärkekügelchen bestehen aus übereinandergelagerten Schichten, sind unlöslich in Wasser, quellen aber in heissem Wasser auf, zerreißen und bilden eine durchscheinende Masse, Kleister. Jod färbt die Stärke blau. Die Stärke ist ein wichtiges Nahrungsmittel, findet aber auch zahlreiche gewerbliche Anwendungen. Stärke, auf  $160^{\circ}$ — $200^{\circ}$  erhitzt, oder mit verdünnten Säuren bei  $110^{\circ}$  gekocht, verwandelt sich in Dextrin, einen in Wasser löslichen Körper, der als Klebstoff dient, aber auch in manchen Nahrungsmitteln enthalten ist.

Rohrzucker ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) findet sich in den meisten Pflanzen, wird aber hauptsächlich aus dem Zuckerrohr und der Zuckerrübe dargestellt, entweder in grösseren, durchsichtigen Krystallen (Kandis), oder als derbe, krystallinische Masse (Hutzucker). Mit Wasser, oder mit verdünnten Säuren längere Zeit gekocht verliert er die Fähigkeit wieder zu krystallisieren, er bleibt flüssig (Syrup).

Traubenzucker, Fruchtzucker ( $C_6H_{12}O_6$ ) findet sich in allen süssen Früchten, im Honig, bildet im festen Zustande nur krystallinische Massen. Künstlich wird er aus Stärke dargestellt, indem man diese mit verdünnter Schwefelsäure längere Zeit kocht, oder sie mit geschrotenem Malz (gekempter, dann rasch getrockneter Gerste) und kaltem Wasser längere Zeit stehen lässt, zuletzt kocht. Versetzt man eine Lösung des Traubenzuckers mit Hefe, einer einzelligen Pflanze, so zerfällt er in Alkohol und Kohlensäure, es entsteht geistige Gährung. Sie tritt schon ein, wenn die Zuckerlösung, z. B. der Weinsaft, in unbedeckten Gefässen steht, weil zahllose Hefekeime in der Atmosphäre schweben.

Alkohol ( $C_2H_6O$ ) ist eine klare, angenehm riechende Flüssigkeit vom spec. Gewicht 0,794, siedet bei  $78,4^\circ$ , erstarrt noch nicht bei  $-100^\circ$ , ist mit Wasser in jedem Verhältnis mischbar, wird durch vorsichtige Destillation aus der Mischung wieder gewonnen. Absoluter Alkohol ist wasserfrei. Alle geistigen Getränke enthalten Alkohol. Ursprünglich wurde er aus dem Wein durch Destillation gewonnen (Weingeist).

**Kohlenwasserstoffe.** Sie bilden eine umfangreiche 48 Gruppe. Zu ihr gehören die Erd- und Steinöle (Naphta) und die sie begleitenden Gase, ausserdem im weiteren Sinne auch die flüchtigen oder ätherischen Oele des Pflanzenreichs (Rosenöl, Rosmarinöl, Hopfenöl, Terpentinöl u. a.), ferner die fetten Oele oder Fette (Olivenöl, Rüböl, Mandelöl, Thran, Talg, Schmalz, Butter, Wachs u. a.) und die Harze (Fichtenharz, Kopal, Bernstein, Asphalt u. a.). Die Erdöle sind Gemische aus verschiedenartigen Kohlenwasserstoffen von ungleichem Siedepunkt, die Fette und Harze sind zusammengesetztere Verbindungen aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff. Oele und Harze sind unlöslich in Wasser, löslich in heissem, seltner in kaltem Alkohol, ferner in Schwefelkohlenstoff. Die Fette zerfallen bei Einwirkung starker Basen in Fettsäuren (Stearinsäure, Buttersäure, Oleinsäure u. a.) und in Glycerin, einen süssschmeckenden, dickflüssigen, in Wasser leicht löslichen Stoff. Durch Verbindung einer Fettsäure mit einer Basis entsteht entweder eine lösliche Seife, oder ein unlösliches Pflaster.

49 Die einfacheren Kohlenwasserstoffe entstehen aus zusammengesetzteren organischen Verbindungen entweder bei deren langsamer Zersetzung (Verwesung) unter Ausschluss der atmosphärischen Luft, oder bei ihrer trocknen Destillation. Aus der grossen Zahl der so erhaltenen Arten sind die nachstehenden hervorzuheben.

Sumpfgas, Grubengas, *Methan* ( $\text{C H}_4$ ). Aus Sümpfen, deren Boden mit verwesenden Pflanzenstoffen bedeckt ist, steigt es beim Umrühren des Schlammes in Blasen auf. In Kohlenlagern entströmt es mehr oder weniger reichlich (schlagende Wetter) den Sprüngen und Spalten. Bei der trocknen Destillation von Holz, Braunkohle, Steinkohle bildet es einen beträchtlichen Teil der entweichenden Gase. Es ist brennbar. Mit zwei Raumteilen Sauerstoff oder zehn Raumteilen atmosphärischer Luft gemengt, dann entzündet, verpufft es mit grosser Heftigkeit. Es ist leichter als atmosphärische Luft, kann daher zum Füllen der Luftballons verwendet werden.

Öelbildendes Gas, *Aethylen* ( $\text{C}_2 \text{H}_4$ ). Es entsteht zugleich mit Methan, aber in geringerer Menge, bei der trocknen Destillation der Steinkohle und der verwandten Stoffe. In reinem Zustande wird es aus Alkohol ( $\text{C}_2 \text{H}_6 \text{O}$ ) durch Abspaltung von  $\text{H}_2 \text{O}$  erhalten, indem man ihn mit drei Raumteilen Schwefelsäure mischt und vorsichtig erwärmt. Das Aethylen brennt mit leuchtender Flamme. Mit drei Raumteilen Sauerstoff gemengt, dann entzündet, verpufft es mit grösserer Heftigkeit als Knallgas. Ein Gemenge aus zwei Raumteilen Chlor und einem Raumteil Aethylen verbrennt langsam unter Ausscheidung eines dicken, schwarzen Rauches.

Benzol ( $\text{C}_6 \text{H}_6$ ) wird aus dem Steinkohlenteer als wasserhelle, aromatisch riechende, leicht bewegliche Flüssigkeit vom spec. Gewicht 0,899 (bei  $0^\circ$ ) gewonnen, die bei  $81^\circ$  siedet, bei  $0^\circ$  krystallinisch erstarrt. Es brennt mit russender, aber stark leuchtender Flamme, ist unlöslich in Wasser, löslich in Alkohol, löst Schwefel, Phosphor, Jod, Fette, Harze und ähnliche Körper, wird besonders zur Herstellung des Nitrobenzols und des Anilins verwendet.

Leuchtgas ist im allgemeinen jedes Gas oder Gasgemenge, das mit leuchtender Flamme brennt. Dies gilt besonders für den gasförmig bleibenden Teil der Dämpfe, die sich bei trockner Destillation des Holzes, Torfes, der Braun- und Steinkohlen entwickeln, aber ebenso für den mit Benzoldämpfen gemengten Wasserstoff und ähnliche Gemenge. Leuchtgas im engeren Sinne des Wortes ist das Steinkohlengas. Durch Destillation bei etwa  $900^\circ$  werden die asphaltartigen Bestandteile der Steinkohle zerlegt. Der nicht flüchtige



Rückstand bildet die Koks; von den sich entwickelnden dicken Dämpfen wird ein Teil wieder flüssig und liefert eine ölige Masse, den Steinkohlenteer, ferner eine wässerige, viel Ammoniak enthaltende Flüssigkeit, das Gaswasser; der gasförmig bleibende Teil besteht hauptsächlich aus Methan, Wasserstoff und Aethylen, enthält aber auch Schwefelwasserstoff, Schwefelkohlenstoff, Kohlensäure und andere Gase, die in den Reinigungsapparaten entfernt werden müssen. Der Grad der Leuchtkraft hängt von der Menge des im Gase enthaltenen Aethylens ab. Eine unzureichende Leuchtkraft kann durch Beimengung von Benzoldämpfen zum Gase erhöht werden, ferner auch in der Art, dass man durch die hohe Wärme des verbrennenden Methans und Wasserstoffs die in den sogenannten Glühstrümpfen enthaltenen Oxyde einiger der seltenen leichten Metalle (Cer, Thor, Zirkon u. a.) zur Weissglut erhitzt. Enge Drahtgewebe wirken abkühlend auf brennende Gase, lassen daher die Flamme nicht hindurchschlagen. (Davy's Sicherheitslampe.)

Beim Verbrennen von Oelen und Fetten zum Zweck der Beleuchtung wird das im Docht aufsteigende Oel durch die Hitze der Flamme in Aethylen, Methan und andere Gase zerlegt. Die Flamme besteht daher aus einem dunkeln Kerne, der die noch nicht brennenden Gase enthält, aus einer leuchtenden, mit glühenden Kohlentheilchen erfüllten Hülle und einem sehr heissen, aber schwach leuchtenden, Kohlensäure und Wasserdampf enthaltenden Saume. Bei ungenügendem Zutritt von Sauerstoff verbrennt die Kohle nur unvollständig, schwimmt rotglühend in der Flamme und scheidet sich als Russ aus. Verstärkt man dann den Luftzutritt durch einen Lampencylinder, so wird die Flamme heisser, leuchtender und rauchfrei.

**II. Kiesel, *Silicium*** (Si=28) ist aus seinen Verbindungen 50 nur schwer auszuscheiden (durch Kalium), wird als braunrotes Pulver, oder in Krystallen erhalten. Spec. Gewicht 2,49.

Kieselsäure ( $\text{SiO}_2$ ) kommt vor als Bergkrystall, Amethyst, Rauchtropas, Achat, Onyx, Quarz, Opal, Feuerstein, zertrümmert als Kieselstein und Sand, ist durchsichtig, oder durchscheinend, farblos, oder weiss, oder durch Metalloxyde gefärbt. Sie schmilzt nur im Sauerstoffgebläse. Mit Basen verbindet sie sich bei Glühhitze zu glasartigen Massen. Stärkere Säuren scheiden aus den kiesel-sauren Salzen (Silikaten) die Kieselsäure als gallertartige Masse ab, aus löslichen Verbindungen bei starker Verdünnung erst nach längerer Zeit. An der Luft erhärtet die gallertartige Kieselsäure allmählich zu einem durchsichtigen, harten Körper. Sie ist etwas löslich in Wasser. Manche Pflanzen,

z. B. Bandgras, spanisches Rohr, Schafthalm, sind reich an Kieselsäure. Pflanzenteile, selbst Baumstämme, auch kleinere Weichtiere werden ziemlich häufig verkieselt gefunden. Die in grossen Lagern vorkommende sogenannte Infusorienerde besteht meist aus den Kieselpanzern der Diatomeen.

- 51 **III. Bor**, *Borum* ( $B=11$ ), schwer darstellbar, wird als braunes Pulver, oder in gelben, diamantharten Krystallen erhalten. Spec. Gewicht 2.68.

Borsäurehydrat ( $H_3 B O_3$ ) ist den Wasserdämpfen beigemengt, die als sogenannte Suffionen in den Maremmen Toskana's dem Boden entströmen, bildet farblose, in Wasser lösliche Krystalle. Bei starkem Erhitzen derselben entsteht die wasserfreie, glasige Borsäure ( $B_2 O_3$ ) als farbloses, nur in starker Rotglut flüchtiges Glas. Die Borsäure dient zur Darstellung von Glasflüssen, Email, Glasuren, wird auch bei der Darstellung künstlicher Edelsteine, beim Färben des Goldes, selten als Arzneimittel benutzt.

## Leichte Metalle.

- 52 Sie sind in den Gesteinen und den aus ihnen entstehenden erdigen Bodenbestandteilen enthalten, haben daher eine grosse Verbreitung. Ihre Entdeckung fällt in die neuere Zeit (Humphry Davy, 1808). In Dehnbarkeit, Schmelzbarkeit, Glanz gleichen sie den schon früher bekannten Metallen, dagegen haben sie ein geringes spezifisches Gewicht.

### A. Metalle der Alkalien.

- 53 **I. Kalium** ( $K=39$ ) und **Natrium** ( $Na=23$ ) sind weiche, auf frischem Schnitt silberweisse, leicht schmelzbare, bei stärkerem Erhitzen flüchtige Metalle vom spec. Gewicht 0,86 (K) und 0,97 (Na). Sie haben grosse Verwandtschaft zum Sauerstoff, verbinden sich mit ihm schon bei gewöhnlicher Temperatur, müssen daher unter Steinöl aufbewahrt werden. Beide zersetzen das Wasser, indem sie unter Ausscheidung des Wasserstoffs sich mit Sauerstoff und Wasser zu Hydraten verbinden und als solche sich im Wasser lösen. Auf Wasser geworfen schwimmen beide als geschmolzene Kugeln hin und

her, entzünden den ausgeschiedenen Wasserstoff (Natrium nur dann, wenn es auf heissenes Wasser oder nasses Fließpapier geworfen wird), und dieser umgibt dann das Kalium mit einer violetten, das Natrium mit einer gelben Flamme. Durch beide können die meisten Metalle aus ihren Verbindungen mit Metalloiden ausgeschieden werden. Aus ihren Hydraten erhält man Kalium und Natrium durch den elektrischen Strom, aus ihren kohlensauren Salzen durch Glühen mit Kohle.

Kalihydrat ( $\text{KHO}$ ) und Natronhydrat ( $\text{NHO}$ )<sup>54</sup> werden aus den verdünnten Lösungen der kohlensauren Salze durch Kochen mit Kalkhydrat abgeschieden und durch Eindampfen der abgeklärten Flüssigkeit in festen, weissen Stücken erhalten. Beide Hydrate gehören zu den stärksten Basen, bilden lösliche Salze, wirken ätzend und zersetzend auf organische Stoffe, lösen Fette auf, indem sie sich mit den Fettsäuren unter Ausscheidung des Glycerin (vergl. 48) zu Seifen verbinden. Sie führen von älterer Zeit her den gemeinschaftlichen Namen der Alkalien.

Kohlensaures Kali, Pottasche ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ) wird aus<sup>55</sup> der Asche der Landpflanzen, kohlensaures Natron, Soda ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) aus der Asche der Tange und Strandpflanzen durch Auslaugen und Abdampfen gewonnen, Pottasche als weisse, derbe, in feuchter Luft zerfliessende Masse, Soda in grossen farblosen Krystallen. Soda findet sich ferner in beträchtlicher Menge im Wasser sogenannter Natronseen (Ungarn, Armenien), auch werden beide Salze aus den Chloriden hergestellt. Beide Salze sind ätzend, bläuen Lackmus, dienen zur Herstellung anderer Kalium- und Natriumverbindungen.

Chlornatrium ( $\text{ClNa}$ ) oder salzsaures Natron<sup>56</sup> ( $2\text{ClNa} + \text{H}_2\text{O}$ ) wird als Steinsalz, Seesalz und Salsalz gewonnen. Das Steinsalz bildet mächtige, zuweilen mehr als 1000<sup>m</sup> starke Lager (Wieliczka, Stassfurt, Hallein, Segeberg, Sperenberg u. a.), ist entweder völlig klar und rein, oder durchsetzt mit Gips und Thon. Die Steinsalzlager sind durch allmähliche Verdampfung abgetrennter Meeresteile entstanden, sie enthalten daher neben dem Chlornatrium auch die sonstigen im Meerwasser gelösten Salze, den schwerlöslichen Gips vorzugsweise in den tieferen, die leicht löslichen Salze vorzugsweise in den oberen Schichten. Durch den nämlichen Verdampfungsprozess entstehen Salzablagerungen aus den Salzseen der Wüsten und Steppen, und in gleicher Weise gewinnt man das Seesalz, indem man in wärmeren Gegenden das Meerwasser in schliessbare Bassins hineinleitet und hier durch die Sonne verdunsten lässt. Aus den Salzquellen wird das Salz meistens durch Abdampfen erhalten. Das Salz krystallisiert

aus ruhig stehender Lösung in schönen grossen Krystallen, bei fortwährendem Umrühren einer abdampfenden Lösung scheidet es sich in kleinen Krystallen ab (Kochsalz). Das Salz ist als Zusatz zur Nahrung unentbehrlich. In der Industrie dient es zur Darstellung der Soda.

Chlorkalium (Cl K) findet sich in den oberen Schichten verschiedener Salzlager im Abraum Salz. Es dient zur Darstellung anderer Kaliumverbindungen, auch künstlicher Düngstoffe, welche dem Boden die mangelnden Kalisalze zuführen.

Salpetersaures Kali, indischer oder Kalisalpeter ( $\text{KNO}_3$ ) entsteht in verschiedenen Gegenden der Erde durch Oxydation tierischer Substanzen (vergl. 20) und wird durch Umkrystallisieren gereinigt. Vorzugsweise wird er in Indien gewonnen, doch entsteht er überall, wo die erforderlichen Bedingungen (vergl. 20) erfüllt sind oder werden (Salpeterplantagen). Er dient zur Herstellung des Schiesspulvers (durchschnittlich 75 Salpeter, 10 Schwefel, 15 Kohle), ferner auch als Gewürz.

Salpetersaures Natron, Chilisalpeter wird als stickstoffhaltiges Düngemittel, ferner zur Gewinnung der Salpetersäure benutzt.

57 Kieselsaures Kali ( $\text{K}_2\text{SiO}_4$ ) und kieselsaures Natron, lösliches Wasserglas, entstehen beim Zusammenschmelzen der Carbonate mit Kieselsäure (Sand). Nach dem Erkalten erhält man eine glasartige Masse, die in Wasser löslich ist. Die Lösung dient als schützender Ueberzug für freiliegende Wandgemälde, für Holz und Stein, ferner als mineralischer Leim zur Herstellung von Cement und Steinen.

Glas. Ein Gemenge aus Kieselsäure mit kohlen-saurem Kali (Natron) und mindestens noch einem Oxyde oder kohlen-sauren Salze verschmilzt bei Glühhitze zu einer zähflüssigen, aus Silikaten bestehenden Masse, die sich in noch weichem Zustande zu vielfachen Formen verarbeiten lässt, beim Erkalten zu einem amorphen, harten, spröden, durchsichtigen Körper erstarrt. Böhmisches Glas (Kieselsäure, Kali, Kalk) ist hart und schwer schmelzbar, sehr widerstandsfähig gegen Säuren; französisches Glas (Kieselsäure, Natron, Kalk) schmilzt leichter als das böhmische; englisches Glas (Kieselsäure, Kali oder Natron, Bleioxyd) ist weich, schmilzt leicht, bricht das Licht stark, dient daher zur Herstellung optischer Instrumente; gemeines Glas (Kieselsäure, Kali, Natron, Magnesia, Thon) wird aus möglichst billigem, daher nicht immer reinem Material hergestellt. Zu den glasartigen Körpern gehören auch die beim Ausschmelzen der Metalle aus den Beimengungen ent-

stehenden Schlacken. Metalloxyde, den Glasflüssen zugesetzt, verschmelzen gleichfalls zu Silikaten und geben dem Glase eine bestimmte Färbung. (Bunte Gläser, künstliche Edelsteine.)

II. Die Gruppe der Alkalien umfasst neben dem Kali<sup>58</sup> und Natron noch die Oxyde verschiedener Metalle, die zwar weitverbreitet sind, aber überall nur in geringer Menge auftreten, nämlich die Oxyde des Lithium, Cäsium, Rubidium, Thallium. Ausserdem wird auch das Ammoniak (vergl. 21) wegen seiner basischen, denen des Kali und Natron ähnlichen Eigenschaften den Alkalien zugezählt.

Aetzammoniak, Salmiakgeist, die gesättigte Lösung<sup>59</sup> des Ammoniak ( $\text{NH}_3$ ) in Wasser, hat die Eigenschaften einer Basis und verbindet sich mit Säuren zu Salzen, löst Fette und Oele (vergl. 54). Es findet sich im Gaswasser (vergl. 49).

Salzsaures Ammoniak, Salmiak ( $\text{ClH} + \text{NH}_3$ ) entsteht bei Zusatz von Salzsäure zu Ammoniak. Der Salmiak bildet eine faserige, weisse Masse, schmeckt salzig bitter, ist löslich, verflüchtigt sich beim Erhitzen ohne zu schmelzen, war schon im Altertum bekannt als *sal ammoniacum*, Salz aus der Oase Ammonium.

Kohlensaures Ammoniak, Hirschhornsalz ( $2\text{H N}_3 + \text{C O}_2$ ) entsteht bei der trocknen Destillation tierischer Substanzen, ist ein weisses, in Folge eintretender Zersetzung nach Ammoniak riechendes Pulver.

Bei der Zersetzung (Fäulnis) tierischer Substanzen, z. B.<sup>60</sup> der Dungstoffe, entstehen Ammoniakverbindungen, die wiederum durch Oxydation in Nitate übergehen. Diesen verdanken die Pflanzen ihren Stickstoffgehalt, der zur Bildung der im Pflanzkörper enthaltenen, sich besonders im Samen ansammelnden Eiweisskörper verwendet wird. Aus den als Nahrung benutzten Pflanzen gelangen die Eiweissstoffe in den tierischen Körper und bilden in verschiedenen Formen (Eiweiss, Faserstoff, Casein) zugleich mit den Fetten die fleischigen Teile.

## B. Metalle der Erden.

I. Calcium (Ca=40), ein messinggelbes Metall vom<sup>61</sup> spec. Gewicht 1,58, wird aus seinem Chloride durch Natrium ausgeschieden.

Calciumoxyd, Kalk (Ca O) entsteht durch Glühen des kohlensauren Kalks, wobei die Kohlensäure entweicht. Der gebrannte Kalk ist grauweiss, unschmelzbar, verbindet sich mit

Wasserunterstarker Erhitzung zu Kalkhydrat, gelöschtem Kalk (vergl. 18). Der Luft ausgesetzt, verbindet sich das Hydrat unter Ausscheidung des Wassers wieder mit Kohlensäure. (Trocknen des nassen Kalkbewurfs der Zimmer durch verglühende, Kohlensäure bildende Kohlen.)

Kalkhydrat gehört zu den stärksten Basen. Mit Kieselsäure (Sand) verbindet es sich bei gewöhnlicher Temperatur langsam zu kieselsaurem Kalk. (Allmähliches Erhärten des Kalkmörtels durch Bildung von kohlensaurem und kieselsaurem Kalk.)

62 Kohlensaurer Kalk ( $\text{CaCO}_3$ ) kommt in mächtigen Massen vor, als weisser und bunter Marmor, Kalkstein, Kreide, ferner in den Gehäusen der Schalthiere. Er löst sich in geringer Menge in reinem, leichter in kohlensäurehaltigem Wasser (vergl. 42). Weisser und bunter Marmor sind politurfähig, dienen zu Bildhauerarbeiten.

63 Schwefelsaurer Kalk ( $\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ ) ist ein häufig vorkommendes, weiches Mineral, entweder durchsichtig und glasähnlich (Gips, Marienglas), oder weiss und undurchsichtig (Alabaster). Er ist etwas löslich in Wasser. Bei  $120^0$ — $130^0$  entweicht das im Gips enthaltene Wasser, er wird weiss und lässt sich leicht pulvern. Das mit Wasser zu einem dünnen Brei angerührte Pulver nimmt wieder Wasser auf und bildet rasch eine steife, steinartig erhärtende, doch wenig feste Masse. (Gipsguss, künstlicher Marmor.)

64 **II. Magnesium** ( $\text{Mg} = 24$ ) ist ein weisses, in der Wärme leicht dehnbares Metall vom spec. Gewicht 1,7. Es verflüchtigt sich bei Weissglut, verbrennt an der Luft mit blendendem Licht zum pulverigen Oxyd, der Magnesia ( $\text{MgO}$ ), wird aus dem Magnesiumchlorid durch Natrium ausgeschieden. Das Magnesium findet sich in verschiedenen, häufig vorkommenden Mineralien und Gebirgsarten, z. B. im Asbest, Magnesit, Serpentin, Dolomit. Die löslichen Salze haben einen bitteren Geschmack (Bitterwasser, Bittersalz.)

65 **III. Aluminium** ( $\text{Al} = 27,5$ ) ist ein weisses, leicht dehnbares, leicht schmelzendes Metall vom spec. Gewicht 2,5. In reinem Zustande verändert es sich nicht an der Luft. Von Säuren wird es leicht angegriffen, von Kalihydrat gelöst. Durch Natrium wird es aus seinen Haloidsalzen ausgeschieden. Seine Legierungen mit Kupfer, die sich durch ihre Goldfarbe und grosse Politurfähigkeit auszeichnen, gewinnen vielleicht noch eine grosse Bedeutung.

Aluminiumoxyd, Thonerde ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) findet sich krystallisiert und fast diamanthart als Corund, Saphir, Rubin, unrein als Smirgel. Aus den Thonerdesalzen wird es als Hydrat ausgeschieden und ist dann in Kalihydrat löslich. 66

Kieselsaure Thonerde ( $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{SiO}_2$ ) ist der Hauptbestandteil der durch Zersetzung des Feldspats, Porphyr und ähnlicher Gesteine sich bildenden Porzellanerden, des Töpferthons und Lehms. Thonschichten sind undurchlässig für Wasser (Quellenbildung, Drainierung). Die verschiedenen Abarten der kieselsauren Thonerde sind sämtlich plastisch, erhalten durch Brennen eine grosse Härte (Porzellan, Fayence, Thonwaaren, Mauer- und Ziegelsteine), schmelzen aber nicht, wenn sie frei sind von Kali, Natron, Kalk, sondern sintern nur zusammen und saugen in diesem Zustande Wasser auf; bei Gegenwart einer der genannten Basen werden sie mehr oder weniger schmelzbar, können hierdurch einen glasartigen Ueberzug (Glasur) erhalten. 67

Zu den Metallen der Erden gehören ausser den genannten noch das Barium und Strontium, ferner eine Reihe von nur selten vorkommenden Elementen, das Beryllium, Zirkonium, Thorium, Cerium, Lanthanium, Didymium, Yttrium, Erbium u. a.

## Schwere Metalle.

Sie werden vorwiegend als Oxyde, Carbonate, Schwefel- und Arsenikverbindungen gefunden, seltener im gediegenen Zustande. Ausserdem enthalten die Erze zwar irgend ein Metall als Hauptbestandteil, daneben aber stets noch andere Metalle als Beimengungen. Die ursprünglichen Lagerstätten der Metalle sind die älteren Gesteine der Erde, in denen sie als derbere Massen, oder als Adern, oder als eingesprengte Bestandteile auftreten. Wo diese Gesteine durch Verwitterung zerfielen, wurden auch die metallischen Einschlüsse vom strömenden Wasser fortgeführt und an neuer Stelle wieder abgelagert. Hier werden sie dann durch die sogenannte Wäsche gewonnen.

**I. Eisen, Ferrum** ( $\text{Fe} = 56$ ) kommt gediegen als Meteor-eisen vor. Durch Reduktion der Oxyde oder des Carbonates im Hochofen vermittelt Kohle und Kohlenoxyd erhält man das bei  $1400^\circ$  schmelzbare, 2—5,8 Prozent Kohle, ausserdem Schwefel, Phosphor, Silicium enthaltende Roheisen. Bei

langsamer Abkühlung der geschmolzenen Masse scheidet sich ein Teil der aufgenommenen Kohle als Graphit aus, es entsteht graues Roheisen; bei schneller Abkühlung bleibt die Kohle chemisch gebunden, es entsteht weisses Roheisen. Das Roheisen ist hart, spröde, nicht schweisssbar, nicht streckbar, hingegen sehr geeignet zum Guss (Gusseisen), da es die Formen gut ausfüllt. (Spec. Gewicht 7,1.)

Durch nochmaliges Schmelzen unter Zutritt von Sauerstoff, der die Beimengungen oxydiert, erhält man entweder das weiche, zähe, schweisssbare, nur bei stärkster Weissglut schmelzbare, bis 0,8 Prozent Kohle enthaltende Schmiedeeisen, Schweisseisen, Stabeisen (spec. Gewicht 7,8), oder den schweisssbaren, etwas leichter schmelzenden, 0,6 bis 1,2 Prozent Kohle enthaltenden Stahl (Frischstahl, Bessemerstahl). In anderer Art wird der Cementstahl hergestellt, indem man Schmiedeeisen mit Kohle umhüllt und in fest verschlossenen Kästen lange Zeit glüht. Glühender Stahl, langsam abgekühlt, ist weich; bei nochmaligem, schwächerem Erhitzen und nachfolgender langsamen Abkühlung wird der spröde Stahl elastisch, behält aber seine Härte.

Eisen und Stahl nehmen gute Politur an, rosten aber leicht in feuchter Luft, werden daher häufig mit einem schützenden Ueberzug versehen (Oelfarbe, Zinn, Nickel). Beide Körper sind magnetisch. Das Eisen ist ein unentbehrlicher Bestandteil des roten Blutes.

Kohlensaures Eisenoxydul ( $\text{FeCO}_3$ ) löst sich in kohlensaurem Wasser (Stahlbrunnen), geht aber durch Aufnahme von Sauerstoff in das braunrote, unlösliche Eisenoxydhydrat über und bildet dann schlammige, erdige, steinartige Ablagerungen (Eisenerocker, Raseneisenerz).

Schwefelsaures Eisenoxydul, Eisenvitriol ( $\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ ) ist ein lösliches Salz von grüner Farbe; es nimmt leicht Sauerstoff auf, das käufliche Salz enthält daher Eisenoxyd in wechselnden Mengen. Mit Gerbstoff (Tannin) giebt dieses einen schwarzen Niederschlag (Tinte), mit Cyankalium einen blauen (Berlinerblau).

Ein dem Eisen ähnliches, seltenes Metall ist das Uran. Im metallischen Zustande hat es keine Verwendung. Das Oxyd dient als Porzellanfarbe (schwarz) und zur Herstellung des gelbgrünen Uranglases. Die Uranpräparate sind merkwürdig durch ihr optisches Verhalten.

70 **II. Mangan, *Manganum*** ( $\text{Mn} = 55$ , spec. Gewicht 7,1) und **Chrom, *Chromium*** ( $\text{Cr} = 52,2$ , spec. Gewicht 6,8) sind eisenähnliche, spröde, sehr schwer schmelzbare, daher auch schwer darstellbare, in der Natur nicht gediegen vorkommende Metalle.



Glasflüsse erhalten durch Manganoxyd eine violette, durch Chromoxyd eine grüne Farbe. Mangansuperoxyd oder Braunstein ( $MnO_2$ ), Uebermangansäure ( $Mn_2O_7$ ) und Chromsäure ( $CrO_3$ ) geben leicht Sauerstoff ab. Die Chromverbindungen sind lebhaft gefärbt, einige dienen als Farbstoffe.

**III. Nickel, *Nicolum*** ( $Ni = 58,8$ , spec. Gewicht 8,8) 71 kommt gediegen nur im Meteoreisen vor, sonst meistens als Arseniknickel. Das reine Metall ist silberweiss, glänzend, sehr hart, dehnbar, magnetisch; es oxydiert sich nur wenig in der Luft, dient daher als schützender Ueberzug für andere Metalle. Als Metall wird es fast nur in Legierungen verwendet, mit Kupfer für die Scheidemünzen, mit Kupfer und Zink für Neusilber, Chinasilber u. a.

**IV. Zink, *Zincum*** ( $Zn = 65$ , spec. Gewicht 6,8—7,2) 72 wird besonders aus dem Carbonat (Galmei) und dem Sulfid (Zinkblende) als bläulich weisses Metall gewonnen. Bei Rotglut verdampft es, die Dämpfe verbrennen mit grünlich weisser Flamme zu Zinkoxyd; auch bei gewöhnlicher Temperatur oxydiert es sich leicht an der Luft; unter  $100^{\circ}$  ist es spröde, zwischen  $100^{\circ}$  und  $200^{\circ}$  dehnbar, bei  $400^{\circ}$  schmilzt es, von Säuren wird es leicht angegriffen. Messing und Tombak sind Legierungen des Zinks mit Kupfer. Dem Zink ähnlich ist das seltene Cadmium.

**V. Blei, *Plumbum*** ( $Pb = 207$ , spec. Gewicht 11,37) findet sich selten gediegen, häufig als Bleiglanz (Schwefelblei) in Verbindung mit anderen Metallen, auch als Carbonat. Es ist grauweiss, auf frischem Schnitt glänzend, aber rasch anlaufend, sehr weich und dehnbar, lässt sich zu Bleifolie auswalzen, ist wenig fest, schmilzt bei  $332^{\circ}$  und verflüchtigt sich bei hoher Temperatur. Durch Legierung mit Zinn entsteht das leicht schmelzbare Bleilot. Blei zersetzt bei Kochhitze das Wasser. Bei Zutritt der Luft entsteht das Carbonat, das vom Wasser in nicht unerheblicher Menge gelöst wird. (Unzulässigkeit der Bleiröhren für Wasserleitungen.)

Mit Sauerstoff verbindet sich geschmolzenes Blei zuerst zu einem rotgelben Oxyd ( $PbO$ ); bei weiterer Einwirkung des Sauerstoffs entsteht die rot gefärbte Mennige ( $PbO + PbO_2$ ), und aus dieser scheidet Salpetersäure das schwarzbraune Superoxyd ( $PbO_2$ ) ab. Unter den Salzen, die sämtlich giftig sind, haben das kohlen saure Bleioxyd (Bleiweiss), das chromsaure (Chromgelb und Chromrot), und das lösliche essigsäure Salz (Bleizucker) eine vielfache Verwendung.

**VI. Kupfer, *Cuprum*** ( $Cu = 63$ , spec. Gewicht 8,94) 74 findet sich gediegen, ferner als Oxyd und Oxydul (Rotkupfererz), als Carbonat (Malachit und Kupferlasur),

als Schwefelkupfer (Kupferkies), hierbei in den meisten Fällen in Vermischung mit anderen Metallen. Reines Kupfer ist rot, weich, sehr zähe, sehr politurfähig, schmilzt bei  $1090^{\circ}$ , läuft bei gewöhnlicher Temperatur an der Luft leicht an und überzieht sich allmählich mit einer dünnen Schicht von grünem Carbonat (Patina, fälschlich auch als Grünspan benannt). Aus seinen Salzen wird es durch Eisen pulverförmig ausgeschieden. Das Kupfer wird zur Herstellung von Gefässen, Platten, Draht u. s. w. verwendet, ausserdem zu Legierungen mit Zink, Zinn, Nickel, Aluminium.

Die Kupfersalze haben meist grüne oder blaue Farbe, sind giftig. Schwefelsaures Kupferoxyd (blauer Vitriol), war schon in ältester Zeit bekannt (Kupfergruben in Cypern, daher auch der Name Kupfer), wird in der Färberei und Galvanoplastik verwendet. Essigsäures Kupferoxyd (blauer und grüner Grünspan) entsteht durch Einwirkung der Essigsäure auf Kupfer bei Luftzutritt. Saure Speisen dürfen daher in kupfernen Gefässen gekocht, nicht aber in ihnen aufbewahrt werden.

75 **VII. Quecksilber**, *Hydrargyrum* ( $Hg = 200$ , spec. Gewicht 13,6) kommt gediegen vor, sonst meistens als Sulfid (Zinnober). Grauweisses, flüssiges Metall, siedet bei  $360^{\circ}$ , verdampft aber schon bei  $40^{\circ}$ , bildet farblose giftige Dämpfe, erstarrt bei  $-39,5^{\circ}$ . Es verbindet sich mit Gold, Silber, Zinn, Kalium, Natrium u. a. (nicht mit Eisen) zu Amalgamen, kann aus diesen durch Destillation wieder entfernt werden. Aus der Luft nimmt es leicht Sauerstoff auf, auch Schwefelgas, verliert dann den Glanz und wird zähflüssig. Von Salpetersäure, Schwefelsäure, Chlor, Königswasser wird es angegriffen und gelöst. Die Salze sind giftig.

76 **VIII. Zinn**, *Stannum* ( $Sn = 118$ , spec. Gewicht 7,3) wird aus dem Zinnstein ( $Sn O_2$ ) durch Reduktion als weisses, weiches, dehnbares, bei  $230^{\circ}$  schmelzendes Metall erhalten. Es wird vom Wasser nicht angegriffen, bei gewöhnlicher Temperatur auch nicht von der Luft, dient daher zum Verzinnen des Eisenblechs, als Zinnfolie (Stanniol) zum Belegen der Spiegel, der Leydener Flaschen, zu Schutzhüllen und Aehnlichem. Ausserdem wird es zu mancherlei Geräthen, zu Röhren und Schalen verwendet. Neben seiner Legierung mit Blei (vergl. 73) sind die Legierungen mit Kupfer (Bronze, Kanonenmetall, Glockengut) von besonderer Wichtigkeit. Das Zinnsulfid (Musivgold) bildet goldgelbe Schuppen.

77 **IX. Wismut**, *Bismuthum* ( $Bi = 208$ , spec. Gewicht 9,8) findet sich gediegen in den Erzgängen des Nickels, Kobalts und Silbers. Man gewinnt es durch Ausschmelzen bei mässiger

Hitze in geneigten Röhren (Saigerprocess). Es ist rötlich weiss, krystallinisch, spröde, schmilzt bei  $264^{\circ}$ , verflüchtigt sich bei hoher Temperatur, verbrennt mit bläulicher Flamme. In trockner Luft oxydiert es sich nicht, in feuchter nur oberflächlich. Seine Legierungen zeichnen sich durch leichte Schmelzbarkeit aus. Rose's Metall (2 Wismut, 1 Blei, 1 Zinn) schmilzt bei  $94^{\circ}$ , Wood's Metall (15 Wismut, 8 Blei, 4 Zinn, 3 Cadmium) bei  $68^{\circ}$ , kann daher zum Löten unter Wasser benutzt werden.

**X. Silber, *Argentum*** ( $\text{Ag} = 108$ , spec. Gewicht 10,5)<sup>78</sup> findet sich gediegen, oder in Verbindung mit Schwefel, Arsenik, Antimon, gewöhnlich in Gesellschaft mit andern Metallen. Reines Silber ist weiss (silberweiss), schmilzt bei  $1000^{\circ}$ , verflüchtigt sich bei noch höherer Temperatur, oxydiert sich in der Luft bei gewöhnlicher Temperatur nur in fein vertheiltem Zustande, ist aber sehr empfindlich gegen Schwefelwasserstoff und Phosphorwasserstoff. Der Härte nach steht es zwischen Gold und Kupfer. Es besitzt eine grosse Dehnbarkeit (Blattsilber, feiner Silberdraht). Bei seiner Verwendung für Gerätschaften und Münzen wird das Silber mit Kupfer legiert.

Salpetersaures Silber, Höllenstein ( $\text{AgNO}_3$ ). Mässig verdünnte Salpetersäure löst unter Entwicklung rotbrauner Dämpfe (vergl. 20) Silber leicht auf. Das entstehende Salz ist farblos, löslich in Wasser, ätzend und giftig. Aus einer Höllensteinlösung kann das Silber durch Kupfer und Zink als krystallinisches Pulver ausgeschieden werden. Auch durch organische Stoffe, ausserdem durch das Licht wird Silber aus dem gelösten salpetersauren Salz ausgeschieden. Die mit Höllenstein bestrichenen Stellen des Körpers schwärzen sich nach kurzer Zeit. Glasspiegel werden versilbert, indem man sie mit einer Silberlösung bedeckt und diese durch lösliche organische Stoffe (Säuren) zersetzt.

Chlorsilber ( $\text{AgCl}$ ) wird aus löslichen Silbersalzen als käsig, weisse Masse durch Salzsäure oder lösliche Chloride ausgeschieden. In ähnlicher Art erhält man Jodsilber und Bromsilber. (Vergl. 35 und 36).

**XI. Gold, *Aurum*** ( $\text{Au} = 106$ , spec. Gewicht 19,3) wird<sup>79</sup> fast nur gediegen gefunden, theils auf ursprünglicher Lagerstätte, theils im aufgeschwemmten Land. Von hervorragender Bedeutung sind die Goldfelder in Kalifornien, Kanada, Transvaal und Neuholland. Schwefeleisen (Schwefelkies) ist stets goldhaltig, ebenso sind es die meisten Silbererze, daher auch die Silbermünzen aus älterer Zeit. Das Gold zeichnet sich durch seine schöne (goldgelbe) Farbe aus, besitzt hohen Glanz, verändert sich nicht an der Luft, ist weich, fast wie Blei, überaus ge-

schmeidig und dehnbar (Blattgold, Golddraht), wird nur selten in reinem Zustande verwendet, meist in Legierung mit Kupfer oder Silber. Es schmilzt bei Weissglut und leuchtet alsdann mit grünlicher Farbe; es verdampft im Knallgasgebläse. Gold verbindet sich leicht mit Chlor, wird daher von Königswasser (vergl. 37) gelöst. Schwefelsäure, Salpetersäure, Salzsäure greifen das Gold nicht an. Zum Vergolden bedient man sich entweder des Goldamalgams (vergl. 75), indem man aus dem Amalgamüberzuge das Quecksilber durch Erhitzen entfernt (Vergoldung im Feuer, gefährlich wegen der giftigen Quecksilberdämpfe), oder bei galvanischer Vergoldung des Goldchlorids und Goldecyanids.

- 80 **XII. Platina, Platina** (Pt = 104, spec. Gewicht 21,5) wird nur gediegen gefunden, in Form kleiner Körper, und zwar hauptsächlich im aufgeschwemmten Land und im Sande einzelner Flüsse (Ural, Sibirien), seltener in Quarzgängen. Es ist stets mit anderen, ihm ähnlichen Metallen (Platinmetalle) legiert, mit Iridium, Rhodium, Palladium, Osmium, daneben auch mit Kupfer und Eisen. Es schmilzt im Knallgasgebläse, ist bei Glühhitze schweisbar, bei gewöhnlicher Temperatur weich wie Kupfer, lässt sich leicht hämmern und dehnen. Im fein verteilten Zustande, als Platinaschwamm, absorbiert es Gase (vergl. 15) und erhitzt sich dabei. Ein glühender Platindraht, in ein Gasgemenge aus atmosphärischer Luft und Leuchtgas (oder Alkohol- oder Benzoldämpfen) gebracht, fährt fort zu glühen. Platina oxydiert sich nicht an der Luft, wird von Schwefelsäure, Salpetersäure, Phosphorsäure, Salzsäure nicht angegriffen, nur von Chlor (Königswasser). Das metallische Platin wird hauptsächlich für physikalische und chemische Geräte verwendet, zu Schalen, Tiegeln, als Blech und Draht, auch zu den Spitzen der Blitzableiter.

---

## A n h a n g.

### Raum- und Gewichtsverhältnisse. Atomlehre.

- 81 Die Verbindung gasförmiger Elemente, die unter gleichem Druck stehen und gleiche Temperatur haben, erfolgt nach bestimmten und zwar einfachen Raumverhältnissen. Unter den gemachten Voraussetzungen verbinden sich zwei Liter Wasserstoff genau mit einem Liter Sauerstoff zu Wasser, ein Liter

Chlor mit einem Liter Wasserstoff zu Chlorwasserstoff, und diese Beziehungen werden durch die Formeln  $H_2O$  und  $ClH$  ausgedrückt. Da nun, wenn Wasserstoff als Einheit des spec. Gewichtes genommen wird ( $H=1$ ), Sauerstoff und Chlor die spec. Gewichte 16 und 35,5 haben, so geben die beiden Formeln zugleich an, dass je 2 Krith  $H$  sich mit je 16 Krith  $O$  zu Wasser, je 1 Krith  $H$  und je 1 Krith  $Cl$  sich zu Chlorwasserstoff verbinden. Die Verbindungsgewichte der gasförmigen Elemente sind deren spezifische Gewichte. Die nämliche Bedeutung, wie z. B.  $H_2O$ , würde dann aber auch das Zeichen  $H_4O_2$  haben. Um nun aus der Formel einer gasförmigen Verbindung zugleich deren spezifisches Gewicht erkennen zu können, hat man die Formeln für die gasförmigen Verbindungen aus gasförmigen Bestandteilen nach dem Zweilitersystem gebildet, d. h. die festgesetzte Schreibart giebt an, wie viel Liter der einzelnen Bestandteile jedesmal in zwei Litern der Verbindung enthalten sind. Die Formel  $ClH$  bedeutet also, dass aus einem Liter Chlor und einem Liter Wasserstoff zwei Liter Chlorwasserstoff entstehen, und dass dieser das spec. Gewicht 18,25 hat, die Hälfte der Summe  $1+35,5$ . Hierdurch erklären sich manche scheinbaren Widersprüche, z. B. dass für die Salpetersäure das Zeichen  $N_2O_5$  gilt, für die Untersalpetersäure dagegen das Zeichen  $NO_2$  und nicht  $N_2O_4$  (vergl. 20).

Sucht man im Anschluss an bereits feststehende Zeichen auch für beliebige andere Verbindungen die Formeln nach dem Zweilitersystem zu bilden, so stösst man bald auf Schwierigkeiten. Zwei Liter Kohlensäure ( $CO_2$ ) wiegen 44 Krith, und die in ihnen enthaltenen zwei Liter Sauerstoff wiegen 32 Krith; der Kohlenstoff wiegt also 12 Krith. Da er aber nicht gasförmig ist, so kann die Zahl 12 nur das Verbindungsgewicht bezeichnen, nicht zugleich das spezifische Gewicht, und ausserdem entsteht die Frage, ob man notwendig 12 als Verbindungsgewicht annehmen müsse. Man könnte anscheinend ebensogut 6, oder 4 als solches wählen, in welchem Falle dann  $C_2O_2$  oder  $C_3O_2$  die Formel für die Kohlensäure sein würde. Die spezifischen Gewichte der Gase bilden daher nur den Ausgangspunkt zur Ermittlung der Verbindungsgewichte der Elemente und zur Aufstellung der Formeln nach dem Zweilitersystem. Die weitere Lösung der Aufgabe erfolgt auf anderem, zuweilen sehr schwierigem Wege.

Die sorgfältige Bestimmung der Gewichtsmengen, in denen die einfachen oder zusammengesetzten Stoffe sich chemisch mit einander verbinden, in denen sie aus der einen Verbindung in eine andere übertreten, lässt klar erkennen, dass

der Stoff unzerstörbar ist, weder vermehrt noch verringert werden kann. Dagegen ist unbekannt, wie die inneren Vorgänge bei einer chemischen Verbindung oder Zersetzung beschaffen sein mögen. Man kann nur versuchen, durch gewisse Annahmen den Vorgang erklärlich zu machen, oder die mangelnde Erklärung durch ein zutreffendes Bild zu ersetzen.

82 Die physikalischen und chemischen Erscheinungen lassen vermuten, dass die Teilung des Stoffes eine bestimmte Grenze haben müsse. Die kleinsten Teile, zu denen man dann gelangen würde, die aber noch für sich bestehen könnten, hat man Moleküle genannt. Da nun gleiche Raunteile der verschiedenen Gase bei gleichem Druck und gleicher Temperatur eine gleiche Ausdehnung durch die Wärme erfahren, so liegt die Annahme nahe, dass sie auch gleichviel Moleküle enthalten. Diese Annahme führt dann aber sofort zu einer zweiten. Da z. B. aus einem Liter Chlor und einem Liter Wasserstoff zwei Liter Chlorwasserstoff entstehen, so müssen nach der gemachten Annahme in diesen ebensoviel Moleküle enthalten sein, wie vor Eintritt der Verbindung in den zwei Litern der verbundenen Gase. Wenn nun aus einem Molekül Chlor und einem Molekül Wasserstoff zwei Moleküle Chlorwasserstoff entstehen, so können in jedem derselben nur ein halbes Molekül Chlor und ein halbes Molekül Wasserstoff enthalten sein. Man muss also annehmen, dass die Moleküle noch teilbar sind, dass aber die Teile nicht für sich bestehen können, dass sie sich aus einem Molekül nur dann lösen, wenn sie sofort mit anderen Teilchen dieser Art eine neue Verbindung eingehen können. Diese kleinsten Teile heißen Atome. Die Moleküle der Elemente bestehen im allgemeinen (es giebt einige Ausnahmen) aus zwei Atomen. Man denkt sich dann die Atome in den Molekülen nebeneinander liegend und durch die Affinität aneinander gefesselt. Beim Eintritt einer chemischen Veränderung erhalten die Atome nur eine neue Lage, sie treten unverändert aus dem einen Molekül in ein anderes über. Ein Molekül Wasser besteht demnach aus zwei Atomen Wasserstoff und einem Atom Sauerstoff, ein Molekül Sumpfgas aus vier Atomen Wasserstoff und einem Atom Kohlenstoff. Die chemischen Formeln erhalten hierdurch eine neue Bedeutung. Sie geben an, wie viel Atome der einzelnen Bestandteile jedesmal zu einem Molekül der Verbindung zusammentreten. Die Verbindungsverhältnisse der Elemente sind dann zugleich die Gewichtsverhältnisse der Atome, die Atomgewichte, und die Gewichtssumme der Atome einer Verbindung ist das Molekulargewicht.

Mit der Bestimmung der Raum- und Gewichtsverhältnisse bei chemischen Verbindungen beschäftigt sich die Stöchiometrie. Ihre einfachste Aufgabe besteht darin, für eine beliebige Gewichtsmenge einer Verbindung die Gewichte der Bestandteile zu bestimmen. Es verhalten sich z. B. im Kupferoxyd ( $\text{Cu O}$ ) die Gewichtsmengen des Kupfers und Sauerstoffs wie 65,5 zu 16 (vergl. 9). Zur Bestimmung der Gewichte des Kupfers ( $\text{Cu}$ ) und des Sauerstoffs ( $\text{O}$ ), die in 100 g Kupferoxyd enthalten sind, hat man daher die Gleichungen

$$\text{Cu} : 100 = 65,5 : (65,5 + 16) \quad \text{und} \quad \text{O} : 100 = 16 : (65,5 + 16).$$

Soll bestimmt werden, wie viel an einzelnen Bestandteilen 80 g kristallisierter Kupfervitriol (schwefelsaures Kupferoxyd) enthalten, so ergibt sich aus der Formel  $\text{S O}_4 \text{ Cu} + 5 \text{ H}_2 \text{ O} = \text{S O}_9 \text{ Cu H}_{10}$ , dass ein Atom S, ein Atom Cu, 9 Atome O und 10 Atome H verbunden sind, oder 32 Gewichtsteile S, 65,5 Gewichtsteile Cu, 144 Gewichtsteile O, 10 Gewichtsteile H. Zur Berechnung hat man daher die 80 g nach dem Verhältnis 32 : 65,5 : 144 : 10 zu teilen. Man erhalte z. B. die Gewichtsmenge Cu des Kupfers durch die Gleichung

$$\text{Cu} : 80 = 65,5 : 251,5.$$

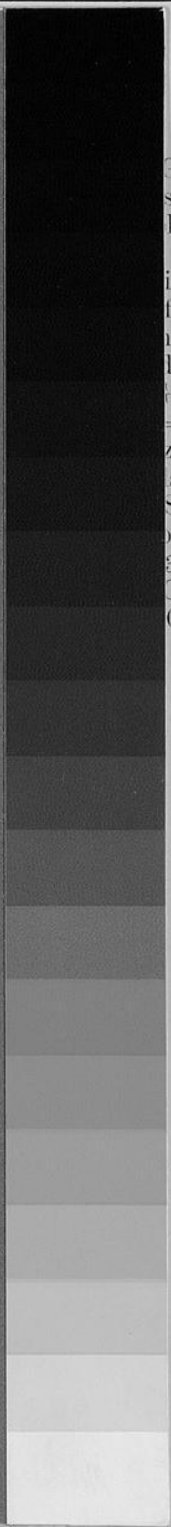


bei e  
m e t  
belie  
Besta  
oxyd  
wie  
des F  
oxyd  
Cu :  
  
80 g  
entha  
= S  
und  
65,5  
H.  
hält  
Gewi

© The Tiffen Company, 2007

# TIFFEN® Gray Scale

- A 1
- R 2
- G 3
- B 4
- 5
- 6
- M 7
- 8
- W 9
- G 10
- K 11
- 12
- 13
- C 14
- 15
- Y 16
- M 17
- 18
- B 19



Gewichtsverhältnisse 83  
 sich die Stöchiometrie  
 ht darin, für eine  
 die Gewichte der  
 ich z. B. im Kupfer-  
 fers und Sauerstoffs  
 mung der Gewichte  
 lie in 100 g Kupfer-  
 gleichungen  
 $= 16 : (65,5 + 16)$ .  
 zellen Bestandteilen  
 saures Kupferoxyd)  
 $S O_4 Cu + 5 H_2 O$   
 om Cu, 9 Atome O  
 32 Gewichtsteile S,  
 O, 10 Gewichtsteile  
 0 g nach dem Ver-  
 erhalte z. B. die  
 Gleichung



Faint, illegible text, possibly bleed-through from the reverse side of the page.

222