

*Kupfer-Superoxyde:  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{CuO}$ , besonders mit Kohlen  $\text{HCl} = \text{H}_2\text{O}$   
früher Superoxyde (Hydroxyde) Kupfer " " " " kein  $\text{H}_2\text{O}$   
 $\text{Pb}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Sn}_2\text{O}_3$ .*

*$\text{Ba}_2\text{O}$  zerfällt bei Umpfugen auf Kohlen  $\text{HCl}$  - Salzwasser, nicht bei Fall  
bei Zinnformen!*

## B. Metalle.

Die Metalle sind durch eine Reihe physikalischer und chemischer Eigenschaften charakterisiert. Sie sind mit Ausnahme des Quecksilbers feste Körper, während wir unter den Nichtmetallen alle drei Aggregatzustände vertreten finden. Sie zeigen meist eine weißgraue Farbe (außer Kupfer und Gold), den sog. Metallglanz, und sind gute Leiter für Wärme und Elektrizität.

Sie sind meist dehnbar und zähe. Nur die den Metalloiden noch nahe stehen, z. B. Zinn, sind spröde. Sie sind mehr oder minder leicht schmelzbar, am leichtesten die Alkalimetalle, am schwersten Platin und Iridium. Die leicht schmelzbaren Metalle sind auch leicht zu verflüchtigen, so siedet z. B. Kalium bei  $660^\circ$ . Sie zeigen ein sehr verschiedenes spez. Gewicht. Das leichteste aller Metalle ist das Lithium: spez. Gewicht 0,59; das schwerste das Osmium: spez. Gewicht 22,5. Das chemische Verhalten der Metalle läßt sich durch folgende Hauptsätze illustrieren:

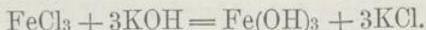
Die Metalle bilden zunächst unter sich sog. Legierungen; diese sind indessen nicht als eigentliche chemische Verbindungen, sondern als Lösungen eines Metalls in dem anderen aufzufassen; man kann solche Legierungen in jedem beliebigen Mengenverhältnisse darstellen.

Doch gibt es auch kristallisierte Legierungen von bestimmter atomistischer Zusammensetzung, die in den Kristallen stets gleich bleibt, die also wirkliche Verbindungen darstellen.

Legierungen mit Quecksilber nennt man Amalgame.

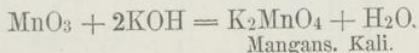
Die Chloride der Metalle sind im Gegensatz zu den Metalloidchloriden gegen Wasser beständig. Die Metalle bilden meist keine Wasserstoffverbindungen, wie dies alle Nichtmetalle tun.

Die Verbindungen des Sauerstoffs mit den Metallen sind mehr oder weniger basenbildender Natur, während die der Nichtmetalle säurebildend sind. Die Oxyde der Alkalimetalle und der alkalischen Erden zersetzen das Wasser unter Bildung von Hydroxyden oder Hydraten. Die meisten Metalloxyde zersetzen das Wasser in der Kälte nicht, indessen sind ihre Hydrate auf andere Weise, nämlich durch Fällen der Salze mit Kalilauge erhältlich, z. B.:



Einige Metalle haben keine Hydroxyde, z. B. Silber, Gold. Diese vereinigen sich auch nicht direkt mit Sauerstoff. Man nennt sie wegen ihrer Beständigkeit gegen atmosphärische Einflüsse Edelmetalle.

Die Superoxyde der Metalle sind entweder indifferent oder selbst säurebildender Natur, z. B.  $\text{MnO}_3$  Mangansäureanhydrid:

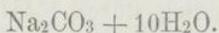


Die Hydroxyde der Metalle sind Basen und geben mit Säuren Salze. Diese Salze entstehen auch, indem man die Metalle in den entsprechenden Säuren auflöst. Die meisten Metalle sind in Salpetersäure löslich, schon weniger in Salzsäure und Schwefelsäure. Hierbei verdrängen die Metalle den typischen Wasserstoff der Säure. Ebenso können sie wieder von anderen Metallen verdrängt werden. So scheidet Eisen oder Zink das Kupfer aus seinen Salzen aus, indem es sich an seine Stelle setzt, Kupfer wieder das Silber etc. Man kann folgende Reihe der wichtigsten Metalle aufstellen, in der jedes Metall die folgenden verdrängt:

K Fe Zn Sn Pb Cu Hg Ag Pt Au.

Kalium verdrängt also alle anderen Metalle aus ihren Lösungen.

Die Salze reagieren gewöhnlich neutral auf Lakmuspapier. Sie zeigen verschiedene Löslichkeitsverhältnisse. Die kohlensauren Salze (Karbonate) sind meist unlöslich (außer denen der Alkalimetalle); die Nitrate stets löslich, Chloride und Sulfate meist. Die Salze kristallisieren häufig unter Bindung von Wasser, das sie erst beim Erhitzen oder beim Liegenlassen an der Luft abgeben (Kristallwasser). Natriumkarbonat z. B. mit 10 Mol. Wasser. Man schreibt dies:



Dies Wasser ist so fest gebunden, daß die Salze scheinbar trocken sind, erst beim Erwärmen werden sie feucht. Das Abgeben des Kristallwassers nennt man verwittern.

Tabelle der Löslichkeits-Verhältnisse in Wasser.

	Alkali- metalle	Alkalische Erden	Mg	Zn	Eisen- gruppe	Pb	Cu	Hg	Ag	Au	Pt	
Metalle selbst	zersetzen	Wasser	zers. schwer	zersetzen Wasser nicht								
Oxyde	zersetzen Wasser											
Hydrate	löslich	löslich	unl.	unl.	unl.	unl.	unl.	nicht bekant				
Karbonate	löslich	unlöslich										nicht bekant
Chloride	löslich		unlöslich			schwer	Ca Cl unl. Cu Cl <sub>2</sub> lös.	Hg Cl unl. Hg Cl <sub>2</sub> lös.	unl.	löslich		
Phosphate	löslich	unlöslich										
Sulfate	löslich	unlöslich	löslich		unl.	löslich	löslich	schwer	lös.			
Silikate	löslich	unlöslich oder nicht bekant										
Schwefel- metall in Wasser	löslich		unlöslich									
Schwefel- metall in Säuren *)	löslich		unlöslich									

7\*

\*) Salzsäure, Schwefelsäure. In Salpetersäure sind alle ausser Quecksilbersulfid löslich.

## Gruppe der Alkalimetalle.

Die Alkalimetalle sind einwertige Elemente. Die Metalle sind äußerst unbeständig. Sie ziehen an der Luft Wasser an und gehen in die Hydroxyde über. Sie zersetzen Wasser unter Wasserstoffentwicklung. Ihre Hydroxyde sind sehr starke Basen. Ihre Salze sind fast durchweg in Wasser leicht löslich.

Die Oxyde zersetzen Wasser unter Bildung der Hydroxyde. Diese geben selbst beim Glühen ihr Wasser nicht wieder ab.

### Lithium.

Li. Atomg. 7.

**Vorkommen:** In manchen Mineralien, z. B. Triphyllin, und alkalischen Quellen; in der Tabaksasche.

**Darstellung:** Durch Zersetzung des geschmolzenen Chlorlithiums mittelst des elektrischen Stromes.

Das leichteste aller Metalle. Spez. G. 0,59. Weiches, silberweißes Metall.

**Chlorlithium** LiCl. Zerfließliche Kristalle.

**Lithiumkarbonat**  $\text{Li}_2\text{CO}_3$ . Ziemlich schwer löslich.

Alle Lithiumsalze färben die Flamme des Bunsenbrenners karmoisinrot.

### Natrium.

Na. Atomg. 23.

**Vorkommen:** Vor allem als Chlorid (Steinsalz, Kochsalz) in fester Form und im Meerwasser (2,7%). Ferner als Nitrat (Chilialpeter) und Fluorid mit Aluminiumfluorid als Kryolith.

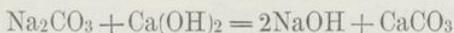
**Darstellung:** Aus Natriumhydroxyd durch Reduktion mit Kohle und Eisen oder durch Elektrolyse von Natriumchlorid oder Natriumhydroxyd.

Weiches, weißglänzendes Metall, oxydiert sich an der Luft, zersetzt Wasser unter Wasserstoffentwicklung.

**Natriumoxyd**  $\text{Na}_2\text{O}$  zersetzt Wasser und wird zu Natriumhydroxyd.

**Natriumperoxyd**  $\text{Na}_2\text{O}_2$  durch Erhitzen von Natrium an trockener Luft. Kräftiges Oxydationsmittel.

**Natriumhydroxyd**  $\text{NaOH}$ , Natronhydrat oder **Aetz-  
natron**, aus Natriumkarbonat und Kalziumhydroxyd (eventuell auch mit Eisenoxyd  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  nach einer komplizierteren Gleichung).



ferner durch Elektrolyse von  $\text{NaCl}$ , wobei erst Natriummetall entsteht, das sich dann mit Wasser umsetzt.

Weiß, kristallinische Masse, leicht löslich in Wasser. Zieht an der Luft Wasser und Kohlensäure an. Sehr starke Base. In Lösung (**Natronlauge**) heftig ätzend.

**Chlornatrium**,  $\text{NaCl}$ , **Kochsalz**. Im Meerwasser (ca. 2,7%) und in gewaltigen Lagern (Steinsalz) z. B. in Staffurt und Wieliczka in Galizien. Das Wasser des „Toten Meeres“ enthält 27%  $\text{NaCl}$ . Wird sowohl bergmännisch gewonnen, als auch aus dem Meerwasser und den natürlich vorkommenden Solquellen. Die Sole wird erst in den sog. Gradierhäusern, langen Gerüsten aus Dornenreisig, über die die Sole herabtropft, konzentriert und dann eingedampft.

Glasglänzende Würfel. Ziemlich gleichmäßig löslich in heißem wie in kaltem Wasser, ca. 36 Teile auf 100 Teile Wasser. Das Chlornatrium wird in der chemischen Technik (Sodafabrikation etc.) in großen Mengen verwendet. Für den tierischen Organismus ist es unentbehrlich. Der Jahresbedarf eines erwachsenen Menschen ist etwa 8 kg. Eine 0,9%ige Lösung entspricht etwa den tierischen Gewebsäften und heißt „physiologische Kochsalzlösung“.

**Jodnatrium**  $\text{NaJ}$  wird zuweilen an Stelle des Jodkaliums in der Medizin verwendet.

**Natriumsulfat**  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  ist das sog. Glaubersalz (mit 10 Mol. Kristallwasser). In vielen Mineralwässern.

Entsteht als Nebenprodukt bei dem Leblancschen Sodaprozeß.

Läßt man eine bei 33° gesättigte Lösung von Glaubersalz sich abkühlen, so scheidet sich nichts aus, so lange die Flüssigkeit in Ruhe bleibt. Sobald man aber einen festen Körper in die Lösung taucht, scheidet sich plötzlich ein fester Brei von Glaubersalz ab. Eine solche Lösung, die mehr von einem Salz enthält, als eigentlich möglich ist, nennt man eine übersättigte Lösung. Solche bilden auch andere Salze

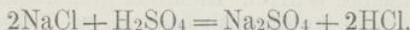
**Natriumthiosulfat**, unterschwefligsaures Natron,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , aus schwefligsaurem Natrium  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  durch Kochen mit Schwefel. Löst Chlor- und Bromsilber und findet deshalb in der Photographie Anwendung.

*Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> 10H<sub>2</sub>O*  
*37% wasser*  
*frei. Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>*  
**Natriumkarbonat, Soda**  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Kommt in der Natur in einigen Gegenden vor, z. B. in Ägypten, wo es Tro—Na heißt; und im Wasser einiger „Salzseen“ des amerikanischen Westens. Ferner in der Pflanzenasche, namentlich von Seepflanzen, z. B. Algen und Tangen (Varec in der Normandie, Kelp in England).

Darstellung: Außer den obengenannten Quellen für die Sodabereitung existieren heute drei wichtige Methoden:

### 1. Der Leblancsche Sodaprozess.

1) Chlornatrium wird mittelst Schwefelsäure in Natriumsulfat übergeführt:

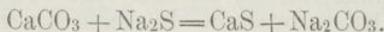


2) Das Natriumsulfat wird in Öfen mit Kalziumkarbonat (Kreide) und Kohle geglüht. Der Prozeß verläuft in zwei Phasen:

a) Die Kohle reduziert das Natriumsulfat zu Natriumsulfid:



b) Dies setzt sich mit Kalziumkarbonat zu Kalziumsulfid und Natriumkarbonat um:



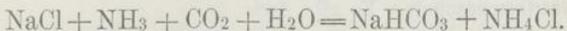
*Die Leblancs Verfahren aufpassen alle Nebengewinnstoffe: S, H<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>, HCl*

— 103 —

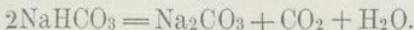
Das Natriumkarbonat wird aus der Schmelzmasse mit kaltem Wasser ausgelaugt und gereinigt. Es enthält immer etwas Atznatron. Das Kalziumsulfid wird auf Schwefel verarbeitet.

## 2. Der Ammoniak-Soda (Solvay-)Prozess.

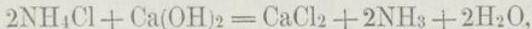
In eine konzentrierte, mit Ammoniak gesättigte Kochsalzlösung wird Kohlendioxyd eingeleitet, das aus kohlensaurem Kalk durch Glühen gewonnen wird. Es entsteht Ammoniumkarbonat, das sich sofort mit dem Kochsalz zu Ammoniumchlorid und saurem Natriumkarbonat umsetzt, das schwer löslich ist und ausfällt. *stimm. bicarbonate*



Das saure Natriumkarbonat gibt beim Erhitzen Kohlendioxyd ab und geht in Soda über:



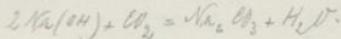
Das Kohlendioxyd wird wieder in den Betrieb zurückgeführt. Das Ammoniumchlorid wird durch Erhitzen mit gelöschtem Kalk in Ammoniak zurückgeführt,

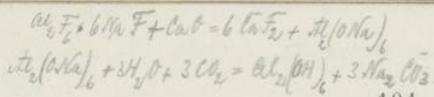


das wieder in eine Kochsalzlösung eingeleitet wird. So sind die eigentliche Rohstoffe die denkbar billigsten: Kochsalz und kohlensaurer Kalk. Das Ammoniak wird stets regeneriert. Als Nebenprodukt entsteht Chlorkalzium. Der Solvayprozeß hat den Leblancschen schon zum größten Teil verdrängt.

## 3. Der elektrolytische Prozess.

Durch Elektrolyse einer wässrigen Kochsalzlösung entsteht an dem einen Pol Chlor, an dem andern Natrium, das sich mit Wasser sofort in Atznatron umwandelt. Beide Pole müssen durch eine poröse Scheidewand voneinander getrennt sein. Man gewinnt dabei Wasserstoff, Chlor und Atznatron, das leicht durch Einleiten von Kohlendioxyd in Soda überführbar ist.





4. Auch aus dem grönländischen Mineral Kryolith (s. o.) wird durch einen komplizierten Prozeß Soda dargestellt. Diese Darstellung hat dort, wo der Kryolith häufig ist, z. B. in Amerika, ebenfalls eine große Bedeutung.

*Na bicarb. angl.*  
**Saures Natriumkarbonat**, doppelkohlensaures Natron  $NaHCO_3$ . Wird in der Medizin verwendet (gegen Sodbrennen, zu Brausepulvern).  $Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 = 2NaHCO_3$

*NaNO<sub>3</sub> + 2H<sub>2</sub>O*  
**Natriumnitrat**, **Chilispeter** findet sich in großen Lagern in Chile. Es dient hauptsächlich zur Darstellung des Kalispeters und als Düngermittel.

**Natriumphosphate**. Es gibt drei:

$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2O = 2CaHPO_4 + Ca(OH)_2$	primäres	$NaH_2PO_4$
$Ca_3(PO_4)_2 + 2Na_2CO_3 = 2Na_2HPO_4 + 2CaCO_3$	sekundäres	$Na_2HPO_4 + 12H_2O$
$Ca_3(PO_4)_2 + 2Na_2CO_3 = 2Na_2PO_3 + 2CaCO_3$	tertiäres	$Na_2PO_3$

Das sekundäre ist das beständigste. Sie entstehen alle drei aus Phosphorsäure und Natronlauge.

**Natriumborat**, borsaures Natrium. Es gibt mehrere, unter denen das wichtigste der **Borax** ist:  $Na_2B_4O_7 + 10H_2O$ . Findet sich in Tibet in einigen Seen. Wird jetzt aus Borsäure und Natriumkarbonat hergestellt. Weiße Kristalle, leicht löslich in Wasser. Leichtes Desinfektionsmittel. Bläht sich beim Erhitzen stark auf und schmilzt zu einer glasartigen Masse. Diese löst beim Schmelzen viele Metalloxyde mit charakteristischen Farben (Boraxperle).

*Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> = Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> + SiO<sub>2</sub>*  
**Natriumsilikat**, kieselsaures Natron. Glasähnliche Masse, löslich in Wasser/(Natronwasserglas), s. b. Kaliumsilikat.  $Na_2SiO_3 + 3SiO_2 = \text{Lüge. Na. silic. 33\%}$

**Nachweis:** Alle Natriumverbindungen färben die Flamme intensiv gelb.

Das einzige in Wasser schwerlösliche Na-Salz, das mithin zum Nachweis verwendet werden kann, ist das Dinatriumpyroantimoniat  $Sb_2O_3 \cdot H_2Na_2 + 6H_2O$ . Bei Zusatz des entsprechenden löslichen Kaliumsalzes zu Natriumsalzlösungen entsteht der unlösliche Niederschlag.

*Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> in Alkohol löslich!*

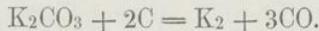
## Kalium.

K. Atomg. 39.

Vorkommen: Sehr verbreitet, namentlich als Silikat (Feldspat, Glimmer). Chlorkalium in Staßfurt. Ein wichtiger Bestandteil der Pflanzenasche ist Kaliumkarbonat.

Historisches: Zuerst von Davy 1807 dargestellt.

Darstellung: Durch Glühen eines Gemisches von Kaliumkarbonat mit Kohle.



Ein inniges Gemisch dieser beiden Stoffe erhält man am besten durch Erhitzen von weinsaurem Kalium (Weinstein).

Eigenschaften: Silberweißes Metall von wachsweicher Konsistenz. Schmilzt bei 62°.

Chemisches Verhalten: Wird an der Luft durch Oxydation matt. Zersetzt Wasser unter Bildung von Wasserstoff und so lebhafter Wärmeentwicklung, daß der Wasserstoff sich entzündet. Muß deshalb unter sauerstofffreien Flüssigkeiten, z. B. Petroleum aufbewahrt werden. Verbindet sich sehr energisch mit Chlor.

**Kaliumoxyd**  $\text{K}_2\text{O}$ . Durch Oxydation von Kalium an trockener Luft. Weiße Masse, die sich mit Wasser lebhaft verbindet. Kaliumperoxyd  $\text{K}_2\text{O}_2$  und Kaliumsuboxyd  $\text{K}_2\text{O}$ . Sehr unbeständig.

**Kaliumhydroxyd**  $\text{KOH}$ , Kalihydrat oder **Aetzkali** (*Kali causticum*), entsteht durch Einwirkung von Wasser auf Kalium oder Kaliumoxyd.

Darstellung: Aus Kaliumkarbonat mit Kalziumhydroxyd (gelöschtem Kalk):



auch durch Elektrolyse von  $\text{KCl}$ , (vgl. bei  $\text{NaOH}$ ). Weiße, kristallinische, zerfließliche Masse, die im Handel meist in Stangenform gegossen vorkommt. Sehr starke Base. Leicht löslich in Wasser und

Alkohol. Seine Lösung, die Kalilauge, wirkt heftig ätzend. Zerstört viele organische Stoffe, z. B. Papier.

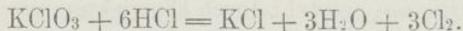
**Kaliumchlorid** (Kalium chloratum) KCl kommt in den Staßfurter Lagern als Sylvin oder mit Chlormagnesium als Carnallit vor. Wichtige Düngstoffe, auch sonst im Großbetrieb vielfach verwendet. Glasglänzende Würfel.

**Kaliumbromid** KBr. Wichtiges Arzneimittel (gegen Schlaflosigkeit und Nervosität).

**Kaliumjodid** KJ. Weiße Würfel. Seine Lösung löst Jod (Lugolsche Lösung). Findet Verwendung in der Photographie und Medizin (z. B. gegen Spätformen der Syphilis).

**Cyankalium** KCN (blausaures Kalium), aus Kalilauge und Blausäure HCN oder durch Erhitzen von gelbem Blutlaugensalz dargestellt. Riecht nach Blausäure, ist ungemein giftig. Findet in der Photographie, sowie in der Galvanoplastik Anwendung, da es mit Schwermetallcyaniden leicht lösliche Doppelsalze bildet.

**Chlorsaures Kalium**, Kaliumchlorat, (*Kali chloricum*)  $\text{KClO}_3$ . Durch Einleiten von Chlor in heiße konzentrierte Kalilauge. Gibt beim Erhitzen Sauerstoff ab, indem es in Chlorkalium und überchlorsaures Kali  $\text{KClO}_4$  zerfällt. Dies gibt bei stärkerem Erhitzen auch seinen Sauerstoff ab. Gibt mit Salzsäure Chlor (Oxydation der Salzsäure).



Es wird in der Medizin (als Gurgelwasser), zu Zündhölzern und in der Feuerwerkerei verwendet.

**Unterchlorigsaures Kali**  $\text{KClO}$ . Aus Chlor und kalter Kalilauge; ist in dem so dargestellten Eau de Javelle enthalten, das als Fleckenwasser dient.

**Kaliumsulfat**  $\text{K}_2\text{SO}_4$   
**Saures Kaliumsulfat**  $\text{KHSO}_4$  } aus Chlorkalium mit Schwefelsäure.

**Kaliumnitrat, Salpeter**  $\text{KNO}_3$  (*Kal. nitricum*). Wittert an einigen Stellen aus der Erde. Wird gewonnen aus tierischen Abfällen, die, mit Holzasche und Kalk gemengt, sich selbst überlassen bleiben, wobei mit Hilfe gewisser Bakterien der Stickstoff oxydiert wird (Salpeterplantagen). Jetzt meist aus Chilisalpeter (Natriumnitrat) und Chlorkalium:



Es werden kochende gesättigte Lösungen beider Salze zueinander gegossen. Dann scheidet sich sofort das in der Hitze am schwersten lösliche  $\text{NaCl}$  aus. Beim Erkalten ist das  $\text{KNO}_3$  am wenigsten löslich, scheidet sich also ab. Große Prismen. Gibt leicht Sauerstoff ab. Kohle mit Salpeter erhitzt, verbrennt mit heller Flamme. Verwendung hauptsächlich als Düngermittel, zu **Schiesspulver**. Das Schießpulver ist ein Gemisch von 75% Salpeter, 12% Schwefel und 13% Kohle. Dies Gemisch entspricht nahezu der Formel



und der Reaktion, die beim Entzünden eintritt:



Die Explosion beruht also auf einer plötzlichen Entwicklung von Kohlensäure und Stickstoff.

**Kaliumkarbonat**,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , gewöhnlich **Pottasche** genannt, ist ein Bestandteil der Pflanzenasche, namentlich der der Runkelrüben. Wird daraus durch umständliche Reinigungsprozesse gewonnen. Heute fast ausschließlich aus Chlorkalium dargestellt (zum Teil nach dem Leblancschen Verfahren s. Soda). Chemisch rein durch Glühen von Weinstein.

Weißes, körniges Pulver. Verwendung in der Glasfabrikation.

**Kaliumsilikat**, Kaliwasserglas, durch Auflösung von Kieselsäure in Kalilauge. Glasartige, in Wasser lösliche Masse. Verwendet in der Medizin zu fixierenden

Verbänden, zum Imprägnieren feuergefährlicher Stoffe, zum Fixieren von Farben.

**Kaliumsulfhydrat** KSH aus Kalilauge und Schwefelwasserstoff. Farblose, basisch reagierende, zerfließliche Kristalle.

**Kaliumsulfid**  $K_2S$  durch Reduktion von Kaliumsulfat mit Kohle:



Kocht man Kaliumsulfid mit Schwefel, so entsteht ein Gemenge von Polysulfiden, die sich mit Säuren unter Abscheidung von sehr fein verteiltem Schwefel (Schwefelmilch, Lac sulfuris, (*Sulfur praecipitatum*) zersetzen, der in der Medizin zu Salben verwendet wird. Ähnlich ist die, auch auf ähnliche Weise verwendete, Schwefelleber (*Hepar sulfuris*)

Nachweis von Kalium: Weinsäure fällt aus Kaliumverbindungen in konzentrierter Lösung saures weinsaures Kali; Platinchlorid fällt Kaliumplatinchlorid. Sie färben die Flamme violett.

<sup>ähnlich wie Alkali</sup>  
**Rubidium** Rb und **Caesium** Cs sind zwei seltene Elemente, die in jeder Beziehung dem Kalium gleichen. Sie wurden mit Hilfe der Spektralanalyse von Bunsen und Kirchhoff entdeckt. Ihre Salze kommen in vielen Quellen, doch stets in sehr geringer Menge vor.

## Ammoniumverbindungen.

An die Alkalimetalle schließt man gewöhnlich die Besprechung der Salze, die sich von dem Radikal  $NH_4$ , dem Ammonium, ableiten, das sich wie ein Alkalimetall verhält. Es bildet sogar ein Amalgam mit Quecksilber, das dem Natriumamalgam sehr ähnlich ist, das Ammoniumamalgam.

<sup>Alkalien:</sup>  
<sup>(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></sup>  
<sup>= 2 NH<sub>4</sub>Cl + NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub></sup>  
**Chlorammonium**  $NH_4Cl$ , **Salmiak**. Aus den Ammoniak enthaltenden Gaswässern durch Sättigung mit HCl.

<sup>neutrale</sup>  
<sup>Reinst</sup>  
Weiße Würfel. Zersetzt sich beim Erhitzen in  $NH_3$  und HCl, die sich beim Abkühlen wieder vereinigen.

**Ammoniumsulfat**  $(NH_4)_2SO_4$  aus den Gaswässern mit Schwefelsäure.

**Ammoniumnitrat**  $(NH_4)NO_3$  zerfällt beim Erhitzen in Stickoxydul und Wasser (s. S. 70).

**Ammoniumnitrit**  $(NH_4)NO_2$  kommt in minimalen Mengen in

der Atmosphäre vor. Spaltet sich beim Erhitzen in Stickstoff und Wasser.

**Ammoniumkarbonat**  $(\text{NH}_4)\text{HCO}_3$  ist das sog. Hirschhornsalz, das durch trockene Destillation von Knochen etc. dargestellt wurde. Jetzt stellt man es durch Erhitzen von Salmiak mit Kalziumkarbonat her. Weiße Masse.

**Ammoniumsulfid**  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ , und

**Ammoniumsulfhydrat**  $(\text{NH}_4)\text{HS}$  entstehen aus Ammoniak und  $\text{H}_2\text{S}$ ; sie werden in der analytischen Chemie verwendet.

**Nachweis:** Ammoniumverbindungen geben beim Kochen mit Kalilauge den charakteristischen Geruch des Ammoniaks.

## Alkalische Erdmetalle.

Kalzium, Strontium, Baryum.  
Zweiwertig.

Die Metalle zersetzen Wasser. Die Oxyde gehen durch Wasser in die Hydroxyde über. Doch geben diese beim Erhitzen ihr Wasser wieder ab. Von den Salzen sind die Karbonate, Phosphate und Silikate unlöslich. Die Sulfate sehr schwer oder auch unlöslich.

### Kalzium.

Ca. Atomg. 40.

**Vorkommen:** Sehr weit verbreitet, namentlich als Karbonat (Kalkstein, Kreide), Sulfat (Gips), Fluorid (Flußspat).

**Darstellung:** Elektrolyse von geschmolzenem Chlorkalzium.

Gelbes, glänzendes Metall. An trockener Luft ziemlich beständig; an feuchter Luft oder durch Wasser zersetzt es sich schnell.

**Kalziumoxyd**  $\text{CaO}$ , gebrannter Kalk, wird aus dem Karbonat (Kalkstein, Marmor etc.) durch

Glühen in Öfen gewonnen. Grauweiße Masse, schmilzt erst bei ca. 3000°.

**Kalziumhydroxyd**  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , gelöschter Kalk, entsteht aus dem gebrannten Kalk unter starker Wärmeentwicklung, wenn man ihn mit Wasser anrührt (löscht). Er mischt sich mit wenig Wasser zu einem Brei (Kalkmilch) und löst sich in viel Wasser (1 : 760) zu Kalkwasser. Zieht an der Luft Kohlensäure an. In der Rotglut gibt er sein Wasser wieder ab.

Enthielt der Kalkstein viel andere Beimengungen, namentlich Ton, so ist der daraus gebrannte Kalk weniger wertvoll, er löscht sich nur teilweise und heißt magerer Kalk, der bessere, reinere fetter Kalk.

**Mörtel** ist ein breiiges Gemenge von Kalk, Wasser und feinem Sand. Es wird zum Verbinden von Ziegeln verwendet. Sein Hartwerden beruht darauf, daß das in ihm enthaltene Kalziumhydroxyd zunächst aus der Luft Kohlendioxyd anzieht und zu Kalziumkarbonat wird. Dabei gibt es Wasser ab:



(Feuchtigkeit von Neubauten; Beschleunigung des Trockenprozesses durch künstliche Zuführung von  $\text{CO}_2$  mittelst brennender Koakskörbe.) Im Laufe der Jahre verdrängt nun die Kieselsäure des Sandes die Kohlensäure, und es entsteht sehr fester kieselsaurer Kalk.

**Zement** wird durch Brennen eines Gemenges von Kreide oder Kalkstein mit Sand und Ton (Aluminiumsilikat) gewonnen. Diese Masse erhärtet sehr rasch beim Anrühren mit Wasser und wird von diesem nicht angegriffen, wird deshalb bei Wasserbauten verwendet. Manche Kalksteine (z. B. der Trass) enthalten so viel Ton, daß sie ohne weiteres beim Brennen Zement ergeben.

**Kalziumchlorid**  $\text{CaCl}_2$  aus Kalziumhydroxyd und Salzsäure. Kristallisiert mit 6 Mol. Kristallwasser, das es beim Erhitzen abgibt. Das entwässerte Chlorkalzium ist sehr hygroskopisch, d. h. es zieht lebhaft Wasser an, wird deshalb als Entwässerungsmittel vielfach benutzt.

Kalziumfluorid  $\text{CaF}_2$  bildet als Flußspat ein häufiges Mineral. Es ist ferner ein Bestandteil der Knochen und des Zahnschmelzes.

**Kalziumhypochlorit**, Unterchlorigsaures Kalzium  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ , ist der wirkende Bestandteil des sog. **Chlorkalks**, der nebenbei noch Chlorkalzium enthält. Man stellt ihn dar durch Einwirkung von Chlor auf gelöschten Kalk. Weißes, lockeres Pulver, von schwachem Chlorgeruch. Wichtiges Bleichmittel und billiges Desinfektionsmittel, besonders für Aborte etc. Gibt mit Salzsäure Chlor.

**Kalziumsulfat**  $\text{CaSO}_4$ . Kommt kristallisiert mit 2 Mol.  $\text{H}_2\text{O}$  als Gips, Alabaster, Marienglas vor. Wasserfrei als Anhydrit. Entsteht durch Fällen der Kalziumsalze mit Schwefelsäure als fein kristallinisches, in Wasser schwer lösliches Pulver (1 Teil auf 400 Teile Wasser). Gibt bei  $110^\circ$  sein Wasser ab (gebrannter Gips) und läßt sich nun mit Wasser zu einem Brei anrühren, der ohne Formänderung (plastisch) erstarrt und zu bildnerischen Zwecken und zu Verbänden benutzt wird. Wird der Gips über  $160^\circ$  erhitzt, so läßt er sich nicht mehr anrühren (ist totgebrannt). Wie totgebrannter Gips verhält sich der in der Natur vorkommende Anhydrit.

**Kalziumnitrat**  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  kommt bisweilen als Mauersalpeter an alten Mauern etc. vor.

**Kalziumphosphate**. Das tertiäre  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  kommt mit Fluorkalzium als Apatit vor. Außerdem rein als Phosphorit. Ferner in der Pflanzenasche, in den Knochen, deren Asche ca. 82% davon enthält.

Das primäre Phosphat  $\text{CaH}_2(\text{PO}_4)_2$  entsteht aus dem tertiären durch Schwefelsäure; es wird in dem Gemenge mit Kalziumsulfat, wie es entsteht, als Superphosphat zum Düngen verwendet.

Ebenfalls phosphorsauren Kalk enthält die bei der Verarbeitung des Eisens nach dem Thomasschen Verfahren als Nebenprodukt entstehende Thomasschlacke; wichtiges Düngemittel.

*18. Jahrh.* **Kalziumkarbonat**  $\text{CaCO}_3$  findet sich in der Natur kristallisiert als Kalkspat, Doppelspat und Arragonit; Kristallinisch als **Marmor**, Kalkstein, und in Verbindung mit Magnesiumkarbonat als Dolomit. Die **Kreide** besteht aus den Schalen kleiner Seetiere, der Foraminiferen.

Weißes Pulver, fast unlöslich in Wasser, etwas löslich in kohlenensäurehaltigem Wasser. Findet sich deshalb in allen Quellen. Beim Stehenlassen oder langsamen Verdunsten dieser Wässer geht Kohlensäure fort und der kohlen-saure Kalk scheidet sich ab. (Entstehung der Stalaktiten, des Kesselsteins etc.)

Es wird als Kreide (Schreibkreide, Malerfarbe), als Marmor und als Kalkspat (zu den sog. Nicolischen Prismen der Polarisationsapparate) verwendet.

**Kalziumsilikat.** Hauptbestandteil des Glases.

*es ist mit Kalkstein (s. Natronglas) gemischt.*  
Zur Darstellung des Glases wird ein Gemisch von Kalk, Quarzsand und Soda oder Pottasche in Öfen zusammengeschmolzen. Zuweilen wird Bleioxyd zugesetzt (Bleiglas). Je nachdem man Soda oder Pottasche verwendet, entsteht Natronglas oder Kaliglas.

**Natronglas** ist leicht schmelzbar. Wird zu Fensterscheiben etc. benutzt.

**Kaliglas**, böhmisches Glas, **Crown-glas** ist schwerer schmelzbar, härter und widerstandsfähiger gegen chemische Einflüsse.

**Kristallglas** oder **Flintglas** ist Kaliumbleisilikat. Stark lichtbrechend. Wird zu optischen Instrumenten verwendet. Der Straß, der zu Edelsteinimitationen dient, ist borhaltiges Bleiglas. Das Glas wird durch verschiedene Metalloxyde verschieden gefärbt. Gewöhn-

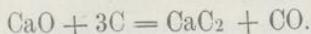
Calciumhypophosphit:  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_5)_2$  *erhalten d. Kupfer u. P. auf. Fällung  
im H<sub>2</sub>O Lösung.*

— 113 —

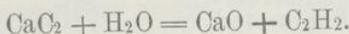
liches Glas ist meist durch Eisenoxydul grünlich gefärbt (Flaschenglas). Kupferoxyd färbt grün, Kupferoxydul rubinrot, Kobaltoxyd blau etc.

Die Glasfabrikation ist eine uralte, schon den Ägyptern ums Jahr 2000 v. Ch. bekannte Technik. Später war Byzanz und dann Venedig Hauptsitz der Glasfabrikation. Die Glasmalerei ist eine deutsche Erfindung. In neuerer Zeit ist die Technik des Glasgießens zu großer Wichtigkeit gediehen, während man früher hauptsächlich das Glasblasen übte.

**Kalziumkarbid**  $\text{CaC}_2$  aus gebranntem Kalk mit Kohle im elektrischen Ofen (Moissan):



Gibt mit Wasser Azetylen:



(s. org. Chemie).

### Strontium.

Sr. Atomg. 87.

Ziemlich selten als Karbonat (Strontianit) und Sulfat (Coelestin). *Solch. im H<sub>2</sub>O löslich*

Seine Verbindungen sind denen des Kalziums sehr ähnlich

Strontiumsulfat  $\text{SrSO}_4$  schwerer löslich als Gips, leichter als Baryumsulfat.

Strontiumnitrat  $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ . Wird in der Feuerwerkerei verwendet. Ein Gemisch von Strontiumnitrat mit chloresaurem Kali und Kohle ist das bengalische Rotlicht. *im Alkohol unlöslich*

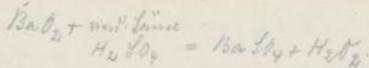
### Baryum.

Ba. Atomg. 137.

Kommt in größerer Menge als Sulfat (Schwerspat) vor. Seine Verbindungen haben alle ein hohes spez. Gewicht. Daher der Name des Elementes ( $\beta\alpha\rho\upsilon\varsigma$  schwer). *Wichtig:  
BaCO<sub>3</sub>.*

Das Metall und seine Verbindungen sind denen des Kalziums sehr ähnlich.

**Baryumhydroxyd**  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  Ätzbaryt, starke Base *leicht*, leicht löslich in Wasser (Barytwasser).



*BaO<sub>2</sub> in  
alkal. Lsg.*

**Barymsuperoxyd** BaO<sub>2</sub> durch Erhitzen von Barymoxyd BaO an trockener Luft auf 400°. Gibt bei 800° den Sauerstoff wieder ab. Technische Darstellung von Sauerstoff.

*BaCO<sub>2</sub> in  
großer Zündst.*

**Baryumnitrat** Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> dient zur Darstellung des bengalischen Grünlichts (s. a. Strontiumnitrat).

*alle Salze  
Ba = Verbindungen  
sind giftig!*

**Baryumsulfat**, BaSO<sub>4</sub>, **Schwerspat**. Weiße kristallinische Masse, unlöslich in Wasser und Säuren. Wichtige Anstrichfarbe (Permanentweiß).

Nachweis der Erdalkalimetalle:

*Ba + Verb. geht  
in Gase über*

Die Salze geben Niederschläge mit Lösungen von Karbonaten, Phosphaten und Sulfaten.

Die Flamme des Bunsenbrenners färben

*K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> = Baryumcarbonat*

Kalziumverbindungen gelbrot,  
Strontiumverb. rot,  
Baryumverb. gelbgrün.

## Metalle

### der Magnesiumgruppe.

Beryllium, Magnesium, Zink, Kadmium.  
Zweiwertig.

Die Metalle zersetzen in der Kälte Wasser nicht. Ihre Oxyde und Hydrate sind unlöslich. Die Hydrate geben ihr Wasser schon bei schwachem Erhitzen ab. Die Sulfate sind löslich.

#### Beryllium.

Be. Atomg. 9.

Kommt in der Natur selten vor. Der Beryll ist ein Beryllium-Aluminiumsilikat. Der Smaragd ist ein Beryll, der durch Chromoxyd grün gefärbt ist.

Es ist in seinen Verbindungen dem Magnesium sehr ähnlich, nähert sich aber auch etwas dem Aluminium.

#### Magnesium.

Mg. Atomg. 24.

Vorkommen: Als Karbonat (Magnesit), und mit Kalziumkarbonat (Dolomit). In fast allen Quellen als Sulfat und Chlorid.

*Mg: feinstes Kristallinmittel.*



*Formeln:  $ZnCl_2 + 2H_2O + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$ .*

*messing:  
37 Cu,  
17 Zn.*

Die Erze werden an der Luft geröstet und gehen dabei in Zinkoxyd über. Dies wird mit Kohle geglüht. Das reduzierte Zink destilliert über und wird in Vorlagen aufgefangen.

*Tornisab:  
67 Cu, 17 Zn*

Das Zink ist ein Metall von bläulich-weißer Farbe. Bei 150° sehr dehnbar und zähe, bei gewöhnlicher Temperatur spröde. Schmilzt bei 420°. Verbrennt mit sehr intensiver Flamme. Löst sich leicht in Säuren. Wird als Zinkblech etc., ferner zum Verzinken von Eisenblech (Weißblech) vielfach verwendet, da es an der Luft beständig ist.

*Blattgold:  
5,57 Cu 17 Zn*

*Rein:*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

*$Zn + 2HCl + 2CO_2 + 2H_2 = Zn + 2HCl + 2CO_2 + CO$*

**Zinkoxyd** ZnO. Aus dem Karbonat durch Glühen. Wird als Malerfarbe (Zinkweiß) verwendet.

**Zinkchlorid** ZnCl<sub>2</sub>. Durch Auflösen von Zink in Salzsäure. Weiße zerfließliche Masse. Wird in der Medizin als kräftiges Aetzmittel verwendet.

**Zinksulfat** ZnSO<sub>4</sub>, **Zinkvitriol** (*Zincum sulfuricum*). Aus Zink und Schwefelsäure. Rhombische Kristalle, leicht löslich in Wasser. Wird in der Medizin als adstringierendes, entzündungswidriges Mittel, z. B. gegen Augenentzündung verwendet.

Nachweis: H<sub>2</sub>S fällt weißes ZnS, das in Säuren außer Essigsäure sich löst. *mit Leuchttrüffel: Kinnabarstein Zn O. Gt.*

### Kadmium.

Cd. Atomg. 112.

*lebt in Chlorplatinen vorwärts*

Findet sich als Begleiter des Zinks in seinen Erzen. Ist dem Zink sehr ähnlich. Seine Verbindungen entsprechen vollkommen den Zinkverbindungen.

Dem periodischen System nach gehört zu dieser Gruppe noch das Quecksilber. In der Tat zeigen die Verbindungen des zweiwertigen Quecksilbers manche Ähnlichkeit mit denen des Zinks. Außerdem hat das Quecksilber noch eine Reihe Verbindungen, in denen es einwertig auftritt. In diesen nähert es sich, besonders durch die Unlöslichkeit der Chlorverbindung, dem Silber und Kupfer.



Oxydulverbindungen des Quecksilbers.

Merkuroverbindungen. *auf  $NH_3$  = Lösung*

*aus Kalkmilch v.  $HgCl_2 + H_2 = Hg_2Cl_2$*

**Quecksilberchlorür**  $HgCl$ , (*Hydrargyrum chloratum mirite*), Kalomel, entsteht als weißer amorpher Niederschlag beim Versetzen einer Lösung von Merkursalzen mit Chlornatrium: *Hg chlorat. via humida parat.*



*aus Ammonchlorid v.  $Hg_2NH_2Cl$*

Unlöslich in Wasser, Alkohol und verdünnten Säuren. Färbt sich beim Übergießen mit Ammoniak schwarz, indem sich eine komplizierte Verbindung bildet.

Wichtiges Arzneimittel. (Vorzügliches Desinfektionsmittel für den Darm).

**Quecksilberjodür**  $HgJ$  (*Protojoduretum Hydrargyri*) aus Quecksilber und Jod, oder aus Merkuronitrat durch Jodkalium.

**Quecksilberoxydul**  $Hg_2O$  entsteht aus den Salzlösungen durch Kallilauge als schwarzes Pulver. Das Hydrat ist nicht bekannt.

*auf  $H_2S$ :  $Hg_2SO_4$  v.  $H_2O$*

**Merkuronitrat**  $Hg(NO_3)_2$   
**Merkurosulfat**  $Hg_2SO_4$  } entstehen beim Auflösen von Quecksilber in den entsprechenden Säuren, verdünnter kalter Salpetersäure resp. konz. Schwefelsäure.

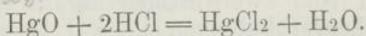
Oxydverbindungen des Quecksilbers.

Mercurverbindungen. *auf  $H_2$  = v.  $H_2$*

*aus Kalkmilch v.  $Hg_2SO_4$  auf  $H_2$  v.  $H_2O$*

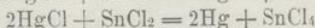
**Quecksilberchlorid**  $HgCl_2$ , **Sublimat**, (*Hydrargyrum bichloratum*) entsteht durch Auflösen von Quecksilberoxyd in Salzsäure oder von Quecksilber in Königswasser:

*$Hg_2Cl_2 + 2HCl = Na_2SO_4 + HgCl_2$   
dieses reagiert prima, auf  $H_2$  v.  $H_2O$  im  $H_2O$  aber merkmal!*



Farblose Prismen, ziemlich leicht löslich in Wasser und Alkohol. Sublimiert, ohne zu schmelzen. Ist ein heftiges Gift und ausgezeichnetes Antiseptikum.

Durch reduzierende Substanzen, z. B. Zinnchlorür, wird es zu Kalomel und schließlich sogar zu Quecksilber reduziert.



*Hg  $Cl_2$  v.  $H_2$  in  $H_2O$  v.  $H_2O$*

*Strombolithsalz = Ammoniumquecksilberchlorid krystall. wird tiefgefroren & 17 NH<sub>4</sub> Cl z.*  
*27 HgCl<sub>2</sub> : HgCl<sub>2</sub> · 2 NH<sub>4</sub> Cl + 4 H<sub>2</sub>O.*

— 119 —

Ammoniak fällt einen weißen Niederschlag, dem die Formel  $\text{Hg} < \text{NH}_2$ , also eines Quecksilberamidochlorids, zukommt. Wenn man ihn als Abkömmling des Ammoniums  $\text{NH}_4$  auffaßt, kann man ihn als Merkuriammoniumchlorid bezeichnen. Die Substanz wird zu Salben verwendet und heißt **weisser Präzipitat** (*Hydrargyrum praecipitatum album*). *NH<sub>4</sub> in der Quecksilberchlorid-Verbindung*

**Quecksilberjodid**  $\text{HgJ}$  aus Quecksilber und Jod. Rote Oktaeder, die sich beim Erwärmen zu gelben Nadeln umwandeln, die sehr leicht wieder in die roten Oktaeder übergehen. *Ammoniumsalz-Verbindung & färbt.*

**Quecksilberoxyd**  $\text{HgO}$ . Zwei Modifikationen:

1) Rotes Quecksilberoxyd (*Hydrargyrum oxydatum rubrum*), durch Erhitzen des Quecksilbers an der Luft. *aus Zinnstein & Hg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + Hg = 2 HgO + 2 Hg*

2) Gelbes Quecksilberoxyd (*Hydr. oxyd. flavum*), durch Fällen der Salze mit Kalilauge. Beide Modifikationen geben bei 400° ihren Sauerstoff ab. *mit in langer Zeit durch Kalilauge im geschlossenen Hg verschwindet.*

**Mercurinitrat**  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  } entstehen durch Auflösen des Metalles in den heißen konz. Säuren.  
**Merkurisulfat**  $\text{HgSO}_4$  }

**Quecksilbersulfid**  $\text{HgS}$  kommt in der Natur als **Zinnober** vor. Kristallinische Masse von dunkelroter Farbe. Unlöslich in allen Lösungsmitteln außer Königswasser. Das aus den Salzlösungen gefällte  $\text{HgS}$  ist oft schwarz, läßt sich aber destillieren und geht dabei in Zinnober über. Wichtige Malerfarbe. *reinste Zinnober wird durch Hg auf d.*

Nachweis: Beim Erhitzen von Quecksilberverbindungen mit trockenem Natriumkarbonat entweicht metallisches Quecksilber, das sich im Reagensglas in Tropfen absetzt. In Oxydulverbindungen gibt  $\text{HCl}$ , in den Oxydulverbindungen Zinnchlorür einen weißen Niederschlag, der durch  $\text{NH}_3$  schwarz wird.

## Kupfer, Silber, Gold.

Diese drei Elemente gehören zwar der ersten Gruppe des periodischen Systems an, zeigen aber doch in ihren Eigenschaften so große Verwandtschaft mit den Schwermetallen, daß es nicht zweckmäßig wäre, sie im An-

schluß an die Alkalimetalle zu behandeln. Diesen sind sie insofern ähnlich, als sie auch einwertig auftreten, außerdem durch ihre relativ niedrigen Schmelzpunkte und Siedepunkte. Sie haben von allen Elementen die größte Leitfähigkeit für Wärme und Elektrizität. Ihre Chlorüre sind in Wasser unlöslich, wie das Quecksilberchlorür. Das Kupfer zeigt ferner in den Verbindungen, wo es zweiwertig auftritt, Verwandtschaft zur Magnesium-Zinkgruppe. Das Gold nähert sich dem Aluminium, indem es dreiwertig sein kann, und sein Oxyd als Säure fungiert.

*Fe + 2S + 3Cl<sub>2</sub> = FeS<sub>2</sub> + 2FeCl<sub>3</sub> + 2H<sub>2</sub>  
+ 2HCl  
+ 2H<sub>2</sub>O  
Kupferstein*

### Kupfer (Cuprum).

Cu. Atomg. 63.3.

Ein- und zweiwertig.

Vorkommen: Häufig gediegen. Ferner als Rotkupfererz Cu<sub>2</sub>O, Kupferglanz Cu<sub>2</sub>S, Kupferkies (Schwefelkupfer und Schwefeleisen), und als basisches Karbonat (Malachit und Lasurstein).

Darstellung: Aus den sauerstoffhaltigen Erzen durch Reduktion mit Kohle. Der Kupferkies muß zur Gewinnung des Kupfers sehr umständlichen Röst- und Schmelzprozessen unterworfen werden. In neuerer Zeit beginnt eine entsprechende Modifikation des Bessemer-Verfahren (s. b. Eisen) auch bei der Bereitung des Kupfers eine Rolle zu spielen. Häufig wird es auf elektrolytischem Wege aus seinem Sulfat gewonnen. Auch die Reinigung des technischen Kupfers geschieht jetzt vielfach elektrolytisch. Man hängt Rohkupferplatten als Anode in ein Bad von Kupfersulfat und führt das Metall zu einer Kathode von reinem Kupfer herüber, wo es sich dann ebenfalls ganz rein absetzt. Alle Verunreinigungen fallen dabei zu Boden.

Eigenschaften: Das metallische Kupfer zeigt eine schöne rote Farbe und hohen Glanz; in dünnen

*Handwritten notes in the right margin, including chemical formulas and descriptive text.*



### Kuproverbindungen.

**Kupferoxydul**  $\text{Cu}_2\text{O}$  als Rotkupfererz in der Natur. Bildet sich z. B. durch Reduktion von Kupferoxyd. (Erwärmen einer Kupfersulfatlösung mit Kalilauge und Traubenzucker: Trommersche Zuckerprobe). Hellrotes Pulver.

**Kuprochlorid**,  $\text{CuCl}$ , aus Kupfer und Chlor, sowie aus Kupferchlorid durch Kochen mit Kupfer. Unlöslich in Wasser, löslich in Salzsäure und Ammoniak. Diese Lösungen absorbieren Kohlenoxyd. Kuprosulfid  $\text{CuS}$  ist der natürlich kristallisiert vorkommende Kupferglanz.

Es existiert auch eine Verbindung des Kupfers mit Wasserstoff  $\text{CuH}$ , die sehr leicht zerfällt.

### Kupriverbindungen.

**Kupferoxyd**. Gewöhnlich durch Glühen von Kupritnitrat dargestellt. Schwarzes Pulver. Wirkt in der Hitze stark oxydierend. Deshalb seine Anwendung zur organischen Elementaranalyse (s. org. Ch.).

Es löst sich in Ammonjak mit tief dunkelblauer Farbe. Diese Lösung besitzt die eigentümliche Fähigkeit, Zellulose (Papier etc.) zu lösen (Schweizers Reagens).

**Kupferhydroxyd**  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  aus Kupfersalzen durch Kalilauge als bläulicher Niederschlag. Geht schon beim Kochen in das schwarze Oxyd über.

**Kuprichlorid**  $\text{CuCl}_2$ , hellgrünes Salz, leicht löslich in Wasser.

**Kupfersulfat**,  $\text{CuSO}_4$ , **Kupfervitriol**, durch Auflösen von Cu in kochender Schwefelsäure oder Oxydation von Schwefelkupfer. Große, blaue, asymmetrische Kristalle mit 5 Mol. Kristallwasser, die an der Luft verwittern. Das wasserfreie Kupfersulfat ist ein weißes Pulver, das begierig Wasser anzieht und z. B. zum Entwässern von Alkohol benutzt wird. Wird als Ätzmittel in der Medizin und vor allem zur galvanischen Verkupferung angewendet.

Kupferkarbonat, grünes Pulver; basische Karbonate als Malachit und Lasurstein in der Natur.

Kupferarsenit; arsenigsaures Kupfer, ist ein grünes Pulver von inkonstanter Zusammensetzung, das früher als Malerfarbe verwendet wurde (Scheeles Grün).

Kupfersulfid  $\text{CuS}$  fällt aus Kupfersalzlösungen durch  $\text{H}_2\text{S}$  als schwarzer Niederschlag. *in KCN Lösung in  $\text{Z}_2$  Cu (CN) $_4$*

*in (KCN) $_2$*

*Ammonifester Limonit: Kupferarsenit, Kupferantimonat = Cu(ArsO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> + Cu(Sb<sub>2</sub>O<sub>7</sub>)<sub>2</sub>*

— 123 —

Nachweis: Die Kupfersalze sind grün oder blau gefärbt. Sie lösen sich alle in Ammoniak mit tiefblauer Farbe zu den sog. Kuprammoniumverbindungen.

## Silber (Argentum).

Ag. Atomg. 108. Einwertig.

Vorkommen: Meist gediegen. Ferner als Silber-Normsilberglanz  $Ag_2S$  und in vielen Erzen als Beimischung. (AgCl). Fast jeder Bleiglanz (Schwefelblei) enthält Silber.

Darstellung: I. Man schmilzt die silberhaltigen Erze mit Blei, um das Silber an dieses zu binden. Aus dem Blei gewinnt man es dann folgendermaßen:

1) Beim langsamen Erkalten von geschmolzenem silberhaltigen Blei scheidet sich zuerst reines Blei ab, das abgeschöpft wird. Zuletzt bleibt eine silberreiche Legierung zurück. (Pattinsonsches Verfahren.)

Oder man setzt dem geschmolzenen Blei Zink zu. Dann bildet sich eine schwer schmelzbare Blei-Zink-Silberlegierung, die sich an der Oberfläche abscheidet und abgeschöpft wird. (Parkesches Verfahren.)

2) Das an Silber angereicherte Blei wird in Öfen geschmolzen, deren Boden aus porösem Material besteht. Dabei oxydiert sich das Blei zu Bleioxyd, das von dem porösen Material eingesogen wird; das Silber bleibt als Metall zurück (Kupellation).

II. Amalgamierungsprozeß. Die Erze werden mit Kochsalz geschmolzen. Dabei entsteht Chlorsilber, das mittelst Eisen in metallisches Silber verwandelt wird. Dies wird mit Quecksilber aus der Masse herausgelöst (amalgamiert). Das Quecksilber wird dann abdestilliert.

III. Das durch Rösten mit Kochsalz entstandene Chlorsilber wird mit Kochsalzlösung, in der  $AgCl$  löslich ist, ausgelaugt, und dann das Silber durch Kupfer abgeschieden.

Das gewöhnliche Silber ist nie rein, sondern enthält stets Kupfer und andere Metalle. Es ist ein weißes, glänzendes Metall vom spez. G. 10,5, ziemlich weich, sehr dehnbar, schmilzt bei  $950^\circ$ . Bleibt an der Luft unverändert, ist also ein Edelmetall. Sehr

interessant ist die wasserlösliche Form des Silbers, das „kolloidale Silber“ oder Kollargol, das nach verschiedenen Methoden, z. B. durch Erhitzen von zitronensaurem Silber im Wasserstoffstrom dargestellt werden kann. Es ist in Wasser mit tieferer Farbe löslich und wird durch Salze daraus gefällt. Ganz ähnlich verhalten sich Gold und Platin.

Löst sich nicht in Salzsäure, in Schwefelsäure nur beim Kochen, leicht in Salpetersäure.

Verwendung hauptsächlich in seinen Legierungen mit Kupfer. Die meisten Silbermünzen enthalten 90 Proz. Silber und 10 Proz. Kupfer.

Man gibt den Gehalt an Silber, den sog. Feingehalt, in Tausendsteln an. Er ist also 900/1000 bei den gewöhnlichsten Münzen (Mark, Frank, Krone).

Die Silberverbindungen sind ferner äußerst energische Antiseptica. In neuerer Zeit sind eine ganze Reihe von möglichst wenig reizenden Silberverbindungen als Antiseptica empfohlen worden, von denen die Silber-weißverbindungen (Protargol, Albargin) die wichtigsten sind. Auch das kolloidale Silber wird zu ähnlichen Zwecken verwendet.

**Silberoxyd**  $\text{Ag}_2\text{O}$  scheidet sich beim Versetzen einer Lösung von Silbernitrat mit Kalilauge als braunschwarzer Niederschlag aus. Das Hydroxyd ist nicht bekannt, doch reagiert feuchtes Silberoxyd ähnlich wie ein Hydrat.

*AgCl, Hornsilber*  
*AgCl, Hornsilber*  
*aus Silberchlorid*  
**Silberchlorid**, Chlorsilber,  $\text{AgCl}$ , in der Natur als Hornsilber. Fällt aus Silbersalzlösungen durch Salzsäure als weißer, käsiger Niederschlag, unlöslich in Wasser und verdünnten Säuren, leicht löslich in Kochsalzlösung, Ammoniak, Natriumthiosulfatlösung und Cyankaliumlösung.

**Silberbromid**.  $\text{AgBr}$ : Ganz analog.

**Silberjodid**,  $\text{AgJ}$ , unterscheidet sich durch seine gelbe Farbe und Unlöslichkeit in Ammoniak.

**Silbercyanid**  $\text{AgCN}$ , dem Chlorsilber sehr ähnlich. Aus Silbernitrat durch Cyankalium. Sein lösliches Doppelsalz mit Cyankalium dient zur elektrolytischen (galvanischen) Versilberung. *AgCN zerfällt in Ag und CN.*

**Silbernitrat**  $\text{AgNO}_3$  (*Argentum nitricum*). Durch Auflösen von Silber in Salpetersäure. Farblose Kristalle, sehr leicht löslich in Wasser und Alkohol. Ist leicht schmelzbar und wird in Stangen gegossen, die zum Aetzen in der Medizin angewendet werden (Höllenstein). Schwärzt sich an der Luft, indem sich metallisches Silber abscheidet.

**Silbersulfid**  $\text{Ag}_2\text{S}$  in der Natur als Silberglanz. Fällt aus Silberlösungen durch  $\text{H}_2\text{S}$ . *Wird in KCN.*

Nachweis: Salzsäure fällt aus Silberlösungen weißes, käsiges Chlorsilber, das sich in Ammoniak löst.

## Photographie.

Auf der Eigentümlichkeit der Silberverbindungen, sich im Licht unter Abscheidung von geringen Mengen metallischen Silbers zu verändern, beruht die Photographie.

Das älteste Verfahren ist die von Daguerre erfundene Daguerrotypie: Eine Silberplatte wurde Joddämpfen ausgesetzt und dann das Bild der Camera obscura darauf projiziert. Die so behandelte Platte, auf der noch kein Bild zu sehen war, wurde Quecksilberdämpfen ausgesetzt, die sich an den belichteten Stellen, an denen Spuren von Silber ausgeschieden waren, stärker verdichteten als an den nicht belichteten. Diese Stellen erschienen dann heller, so daß auf der Platte das Bild sichtbar wurde.

Einen wesentlichen Fortschritt stellte das Kollodiumverfahren von Scott Archer dar. Eine Glasplatte wurde mit einer Schicht von jodkaliumhaltigem Kollodium überzogen und dann in eine Silbernitratlösung getaucht. Dadurch schlug sich auf der Glasplatte Jodsilber nieder. Wird eine solche Platte „belichtet“, d. h. in die Camera obscura eingeführt, so wird an den belichteten Stellen das Jodsilber so verändert, daß sich bei der nachherigen Behandlung mit reduzierenden Mitteln, z. B. Eisenvitriol oder Pyrogallol, den sog. Entwicklern, an den belichteten Stellen ein stärkerer Niederschlag von metallischem Silber bildet, als an den nichtbelichteten. Wird nun das Jodsilber durch Cyankalium oder Natriumthiosulfat gelöst und entfernt, so bleibt das gefüllte Silber auf der Platte und es entsteht so ein Bild, das an den belichteten Stellen dunkler, an den nicht be-

lichteten heller erscheint, das sog. Negativ. Dies kann dann so „kopiert“ werden, daß man durch dieses Negativ Licht auf lichtempfindliches Papier fallen läßt. Dann dringt natürlich mehr Licht durch die helleren Stellen des Negativs, färbt also das darunter liegende Papier dunkler, als an den dunklen Stellen. Die Lichtverhältnisse kehren sich also wieder um, und es wird ein Bild erzeugt, das die natürlichen Lichteffekte wiedergibt, das Positiv.

Einen ungeahnten Aufschwung nahm die Photographie durch Einführung der Trockenplatten, die vor den nassen Kollodiumplatten den Vorzug der Haltbarkeit besitzen. Sie bestehen aus einer Lösung von Gelatine, die fein verteiltes Brom- oder Jodsilber enthält. Die Lösung wird auf Glasplatten oder Celluloidplatten (Films) gegossen und dort angetrocknet. Diese „Bromsilbergelatineplatten“ sind sehr lichtempfindlich und, wenn sie dunkel und trocken aufbewahrt werden, von großer Dauerhaftigkeit. Sie werden genau so behandelt wie die Kollodiumplatten, also „entwickelt“ und kopiert. Sie haben vor allem den Vorteil, daß man auch die belichteten Platten unter den nötigen Vorsichtsmaßregeln aufheben und transportieren kann, um sie bei Gelegenheit zu entwickeln. Die Zahl der Platten, Entwickler und Kopierpapiere ist heute eine ungemein große und ermöglicht mannigfache Nuancierungen des Tones herzustellen. Doch ist das Prinzip stets das gleiche.

In neuester Zeit ist es gelungen, durch eigentümliche Vorkehrungen Photographien in den natürlichen Farben aufzunehmen.

## Gold (Aurum).

Au. Atomg. 197. Ein- und dreiwertig.

Das Gold kommt fast ausschließlich gediegen vor. Es enthält stets fremde Beimengungen (Silber, Kupfer etc.), von denen es durch Kochen mit Salpetersäure getrennt werden kann, *in der Lsg. löst, nicht schmelzen* <sup>festes korrosives H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></sup>

Das Gold ist ein weiches Metall von eigenartiger Farbe und hohem Glanz. Spez. G. 19,3. Es schmilzt bei 1035° zu einer grünlichen Flüssigkeit. Es ist an der Luft und gegen alle Säuren sehr beständig; löst sich nur in Königswasser zu Goldchlorid AuCl<sub>3</sub>.

Es wird in der Praxis seiner Weichheit wegen nur in Legierungen mit Silber und Kupfer benutzt. Die meisten Goldmünzen enthalten 90% Gold und 10% Kupfer.

Man berechnete früher den Goldgehalt nach Karaten. Reines Gold war 24 karätig; 14 karätiges Gold entspricht also einem Goldgehalt von 58.3%. Jetzt gibt man meist den Feingehalt wie bei Silber in Tausendstel an.

Es tritt als einwertiges (Auroverbindungen) und dreiwertiges Element (Auriverbindungen) auf.

#### Auroverbindungen.

**Goldchlorür**  $\text{AuCl}$  durch Erhitzen von Goldchlorid. Unlöslich in Wasser.

**Goldjodür**  $\text{AuJ}$ , gelbes Pulver.

**Goldcyanid-Cyankalium**  $\text{AuCN}$ ,  $\text{KCN}$ , in Wasser löslich, dient zur galvanischen Vergoldung. *Kali (CN)<sub>2</sub>*

#### Auriverbindungen.

**Goldchlorid**  $\text{AuCl}_3$  durch Auflösen von Gold in Königswasser. Rotbraune, zerfließliche Masse, leicht löslich in Wasser. Gibt mit vielen Metallsalzen Doppelsalze, die schön kristallisieren, z. B.  $\text{AuCl}_3$ ,  $\text{KCl}$  Chlorgoldkalium. *z. B.  $\text{K}_2\text{AuCl}_6$  +  $\text{H}_2\text{O}$*

**Goldoxyd**  $\text{Au}_2\text{O}_3$  und **Goldhydroxyd**  $\text{Au}(\text{OH})_3$  sind schwache Säuren (**Goldsäure**), die mit Alkalien Salze (Aurate) bilden, z. B. Kaliumaurat  $\text{KAuO}_2$ .

Aus Goldchloridlösung und Zinnchlorür entsteht ein purpurbrauner Niederschlag, Cassius' Goldpurpur, der Glas schön rot färbt und in der Glas- und Porzellanmalerei Verwendung findet. Goldoxyd mit Ammoniak übergossen liefert einen braunen Körper, der sehr explosiv ist (Knallgold).

## Gruppe des Aluminiums.

Diese Gruppe des periodischen Systems enthält außer dem Aluminium noch eine Anzahl seltener Metalle. Das Anfangsglied dieser Gruppe, das Bor, zeigt ein von den übrigen abweichendes Verhalten; es hat nur geringe Beziehung zu den Metallen überhaupt und ist deshalb von ihnen getrennt besprochen worden. Das Aluminium schließt sich einerseits an das Gold durch

seine Dreiwertigkeit und sein säureähnliches Hydra  
andererseits in vielen Salzen an das Eisen an.

## Aluminium.

Al. Atomg. 27. Dreiwertig.

Vorkommen: Niemals gediegen; in seinen Verbindungen eins der wichtigsten, gesteinsbildenden Elemente. Fast alle wichtigsten Gesteine, wie z. B. Granit, Porphyr, Gneis, Basalt, Schiefer etc. enthalten Aluminiumsilikat als wesentlichen Bestandteil neben anderen Silikaten. Der Ton ist vorwiegend Aluminiumsilikat. Ferner kommt es auch als Oxyd (Tonerde) vor, und zwar als Korund, Rubin, Saphir. Als Silikat bildet es auch mit anderen Silikaten den Feldspat und Glimmer.

Darstellung: Aus Aluminiumchlorid und Natrium.  
Heute wird es meist nach verschiedenen Methoden elektrolytisch gewonnen. *mit  $H_2$  O<sub>2</sub> bei Gegenwart v. Kohlenstoff als Strommittel.*

*Aluminium*  
*Legierungen*  
*von Mg. etc.*  
" Weißes Metall von starkem Glanz. Sehr dehnbar. Es ist sehr leicht, sein spez. G. beträgt 2,58. Es schmilzt bei Rotglut. An der Luft ist es fast unveränderlich; löst sich in Salzsäure leicht, in Schwefelsäure schwer. Salpetersäure greift es nicht an. Dagegen löst es sich leicht in Kalilauge. Es wird wegen seiner Leichtigkeit und seines schönen Glanzes häufig zu Geschirren, Apparaten etc. angewendet. Die Verwendung des Aluminiums hat in neuerer Zeit infolge seiner wesentlich billigeren Darstellung einen großen Aufschwung genommen.

Eine Legierung von Kupfer mit 5—12% Aluminium bildet die Aluminiumbronze, die goldähnliche Farbe besitzt, sehr hart und beständig ist und sich gut in Formen gießen läßt.

**Aluminiumchlorid**  $\text{AlCl}_3$  aus Aluminium und Chlor. Weiße Blättchen, leicht sublimierbar. Zerfließt an der Luft. Wird beim Erwärmen mit Wasser in Aluminiumoxyd und Salzsäure zerlegt.



eine Reaktion, die sonst den Chloriden der Metalloide, und auch dem Borchlorid zukommt.

**Aluminiumoxyd**  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , Tonerde, kommt vor als Korund, ein farbloser Edelstein, der auch blau gefärbt als Saphir und rot als Rubin gefunden wird, ferner in unreinem Zustande als Smirgel. Es ist sehr hart, fast wie Diamant, und wird als Schleifmittel benutzt. Man erhält es durch Glühen des Hydroxydes als ein in Wasser und Säuren unlösliches Pulver.

**Aluminiumhydroxyd**  $\text{Al}(\text{OH})_3$  fällt aus Aluminiumsalzlösungen durch Ammoniak als weiße, voluminöse Gallerte.

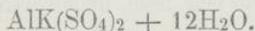
Es verhält sich wie eine schwache Säure, vermag z. B. Alkalisalze zu bilden, indem es sich in Kali- oder Natronlauge löst: Kaliumaluminat  $\text{KAlO}_2$ .

Magnesiumaluminat kommt als Spinell in der Natur vor.

Andererseits ist das Aluminiumhydroxyd gegenüber starken Säuren eine Base; es bildet z. B. ein Sulfat etc., aber z. B. kein Karbonat.

Wenn man Aluminiumsulfat mit Natriumkarbonat versetzt, so entsteht nicht, wie zu erwarten, das Karbonat, sondern das Hydroxyd, indem  $\text{CO}_2$  entweicht.

**Aluminiumsulfat**  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  ist wichtig als Stammsubstanz der **Alaune**: gewöhnlicher Alaun (Alumen) ist ein Doppelsalz, bestehend aus Aluminiumsulfat und Kaliumsulfat, von der Formel



Der Alaun wird aus natürlichen Aluminiumverbindungen (Alaunstein, Alaunschiefer etc.) nach mannigfachen Methoden gewonnen.

Er kristallisiert in großen Oktaedern, die sehr leicht in kaltem, namentlich aber in heißem Wasser löslich

sind. Beim Erhitzen verliert er sein Kristallwasser (gebrannter Alaun).

Er wird als leichtes Antiseptikum in der Medizin und als Beizmittel in der Farbstofftechnik gebraucht.

Die Beizen sind solche Stoffe, die geeignet sind Farbstoffe auf Geweben, an denen sie sonst nicht haften, niederzuschlagen, z. B. viele Anilinfarben auf Baumwolle. Dazu dienen speziell vielfach Aluminiumverbindungen, außer Alaun auch essigsäure Tonerde.

In dem Alaun kann das Kalium auch durch Natrium, Ammonium etc. vertreten sein.

**Aluminiumsilikat** im Feldspat, Glimmer etc. Unreines Aluminiumsilikat ist der Ton. Mengt man Ton mit Wasser, so erhält man eine zähe, knetbare Masse (plastischer Ton). Durch Trocknen und Glühen wird sie fest, hart und feuerbeständig; darauf beruht die Verwendung des Tons zu Gefäßen.

Ganz reines kieselbares Aluminium ist der Kaolin oder Porzellanton.

**Porzellan** wird aus einem feinen Gemenge von Kaolin, Feldspat und Quarz durch starkes Glühen hergestellt. Dadurch wird die Masse durchscheinend und undurchlässig. Die Fayence, die porös bleibt, ist weniger stark gegläht. Sie muß wegen ihrer Porosität noch mit einer Glasur von leicht schmelzbaren Silikaten überzogen werden. Der gewöhnliche Ton liefert die Ton- und Steingutgefäße.

Sie werden durch Zusatz von Kochsalz glasiert, das sich durch die heißen Wasserdämpfe in freies Natriumhydroxyd spaltet und dadurch mit dem Ton eine feste, undurchlässige Decke bildet.

**Ultramarin** wurde früher aus dem lapis lazuli, einem seltenen Mineral, als kostbarer blauer Farbstoff gewonnen. Jetzt stellt man es im großen her, indem man Ton, Soda, Schwefel und Holzkohle zusammen glüht. Es entsteht dabei zunächst grüner Ultramarin. Dieser gibt, nochmals mit Schwefel gemischt und an der Luft langsam erhitzt, blauen Ultramarin. Es gibt auch violette und roten Ultramarin. Es ist eine Verbindung von Aluminiumnatriumsilikat mit Natriumpolysulfiden.

### Seltene Erdmetalle.

Aus einigen seltenen Mineralien (vor allem Cerit, Gadolinit, Monazit) hat man eine Anzahl Elemente isolieren können, die zum Teil sicher als solche charakterisiert sind und ihrem Atomgewicht nach in diese Reihe gehören, zum Teil noch nicht sicher bekannt sind. Zur ersten Kategorie gehören:

Scandium, Yttrium, Lanthan, Ytterbium, Neodym, Praseodym, Cer, Samarium, Erbium, Gadolinium, Thulium.

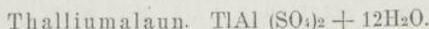
Unsicher sind:

Decipium, Holmium, Dysprosium, Russium, Lucium, Victorium etc.

Einige dieser Elemente spielen in der Beleuchtungstechnik eine sehr wichtige Rolle, indem sie der Tonerde (s. dort) beigeleuchtete die Glühkörper des Gasglühlichtes bilden.

### Gruppe des Galliums.

Gallium Ga., Indium In., Thallium Tl., dreiwertige Elemente, dem Aluminium verwandt. Das Thallium bildet auch als einwertiges Element Verbindungen, in denen es dem Kalium ähnlich ist, z. B. Alaune bildet:



Die Thalliumverbindungen sind sehr giftig.

## Metalle der Eisengruppe.

Obwohl die Metalle der Eisengruppe nach dem periodischen System erst der achten Gruppe zuzuteilen sind, erscheint es doch zweckmäßiger, sie im Anschluß an das Aluminium zu behandeln; auch das Mangan, das in seinen höheren Oxyden säurebildend auftritt und sich dem Jod ähnlich verhält, zeigt als Metall und in seinen Salzen soviel Ähnlichkeit mit dem Eisen, daß es ebenfalls hier seinen Platz finden möge.

### Eisen (Ferrum).

Fe. Atomg. 56. Zwei- und dreiwertig.

Vorkommen: Gediegen nur in Meteorsteinen. Sehr weit verbreitet; die wichtigsten Erze sind:

Magneteisenstein  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ;

Roteisenstein  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ;

Spateisenstein  $\text{FeCO}_3$ .

Der Brauneisenstein ist ein unreines Eisenoxydhydrat.

Darstellung: Chemisch reines Eisen erhält man aus Eisenoxyd oder oxalsaurem Eisen durch Wasserstoff.

Die Darstellung des in der Technik verwendeten Eisens, das vor allem Kohlenstoff, ferner aber auch Schwefel, Silizium, Mangan etc. enthält, geschieht im sogenannten **Hochofenprozess**.

Dieser beruht auf der Reduktion von sauerstoffhaltigen Eisenerzen durch Kohle. Der Hochofen, der ununterbrochen in Brand gehalten werden muß, ist ein konischer, aus feuerfestem Material gebauter Turm, der so beschickt wird, daß man abwechselnd eine Schicht Kohle und eine Schicht Erze einfüllt. Zur Beförderung des Schmelzens setzt man kalk- und kieselhaltige Substanzen zu. Die Kohle verbrennt zu Kohlenoxyd, das die Eisenerze reduziert. Während von oben immer neue Schichten nachgeschickt werden, wird unten von Zeit zu Zeit das reduzierte Eisen abgelassen. Es stellt das sogenannte **Roheisen** dar.

Eigenschaften: Roheisen enthält über 2,5 % Kohlenstoff, außerdem stets Silizium, Phosphor, Schwefel, Mangan und Spuren anderer Metalle. Man unterscheidet:

Graues Roheisen: Es enthält den Kohlenstoff nur gelöst, meist in Form von Graphit. Es wird als **Gusseisen** verwendet.

Weißes Roheisen: Enthält wenig Graphit, sondern den Kohlenstoff chemisch gebunden, ferner viel Mangan. Es ist hart und spröde (Spiegeleisen).

Durch Entziehung eines Teiles des Kohlenstoffs gewinnt man zwei andere Abarten des Eisens, das Schmiedeeisen und den Stahl.

**Schmiedeeisen** enthält weniger als 0.5% Kohlenstoff. Es ist relativ weich, schmiedbar, schmilzt erst bei 1600°. **Stahl** enthält 0.5—1.6% Kohlenstoff. Der Stahl zeichnet sich durch seine große Elastizität, sowie dadurch aus, daß er härtbar ist. Wenn man ein glühendes Stück Stahl in kaltes Wasser taucht, wird es wesentlich härter. Er kann so glashart gemacht werden. Er schmilzt bei ca. 1400°.

Beim Erwärmen nimmt er verschiedene Färbungen an, die beim Erkalten verbleiben. Das willkürliche Hervorrufen dieser Farbtöne nennt man Anlassen des Stahls.

Zur Darstellung des Schmiedeeisens aus dem Roheisen muß dasselbe entkohlt werden. Es geschieht dies entweder durch Glühen in offenen Herden (Frischprozeß), oder in Flammenöfen (Puddelprozeß). Dabei verbrennt der größte Teil der Kohle nebst dem Phosphor und Schwefel, und es resultiert Schmiedeeisen.

Der **Stahl**, der in seinem Kohlenstoffgehalt zwischen dem Roheisen und Schmiedeeisen steht, kann entweder aus dem Roheisen durch teilweise Entkohlung oder aus dem Schmiedeeisen durch Zuführung von Kohle dargestellt werden. Auf letzterem Prinzip beruht die Darstellung des Zementstahls. Eisenstäbe werden in Kohlenpulver längere Zeit bei Rotglut erhitzt, bis sie durch Aufnahme von Kohle in Stahl übergegangen sind.

Die partielle Entkohlung des Roheisens geschah früher ebenfalls in Puddelöfen (Puddelstahl); wird aber heut vorwiegend mittelst des **Bessemerprozesses** bewirkt.

Das flüssige Roheisen wird in eine große Retorte, den Konvertor, auch Bessemerbirne genannt, gebracht und dann Luft durchgepreßt. Dadurch verbrennt zuerst Phosphor und Schwefel, dann der Kohlenstoff. Sobald die Flamme des Kohlenstoffs allein vorhanden ist, was mittelst Spektroskop kontrolliert werden kann, wird der Prozeß unterbrochen. Durch weitere

Verbrennung des Kohlenstoffes im Konvertor entsteht Schmiedeeisen.

Während der Bessemerprozeß früher nur fast phosphorfreies Roheisen verarbeiten konnte, gestattet neuerdings die Ausfütterung des Konvertors mit gebranntem Dolomit (Kalzium- und Magnesiumkarbonat), der die entstehende Phosphorsäure sofort bindet, auch die Verarbeitung phosphorhaltigen Roheisens. (Basischer Prozeß, Thomasprozeß.) Als sehr wertvolles Nebenprodukt entsteht dabei die den ganzen Phosphor enthaltende Thomasschlacke, ein vorzügliches Düngemittel, da sie auch Kalk enthält.

Härtbares Eisen, das also dem Stahl ähnlich ist, entsteht aus dem Schiedeeisen auch durch Zusatz von Mangan, Wolfram, Chrom, Nickel etc.

Chemisch reines Eisen ist ein ziemlich weiches, silberweißes Metall. Spez. G. 7,8. Schmilzt bei 1800°.

Eisen löst sich leicht in Salzsäure, Schwefelsäure, Salpetersäure. Kohlenstoffhaltiges Eisen entwickelt dabei den häßlichen Geruch von Kohlenwasserstoffen. Taucht man Eisen flüchtig in konzentrierte Salpetersäure und wäscht es ab, so löst es sich nicht mehr in Salpetersäure (Passivität des Eisens). Es oxydiert sich an feuchter Luft zu Eisenoxydhydrat: es rostet. Beim Glühen an der Luft bedeckt es sich mit dem sog. Hammerschlag  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .

Eisen läßt sich magnetisieren, doch behält nur der Stahl den Magnetismus längere Zeit bei. Das Eisen bildet zwei Reihen von Verbindungen, in denen es zweiwertig (Ferro-) und dreiwertig (Ferriverbindungen) auftritt.

#### Ferroverbindungen.

**Ferrochlorid**,  $\text{FeCl}_2$  durch Auflösen von Eisen in Salzsäure. Grüne Prismen, leicht in Wasser löslich.

**Eisenoxydul**  $\text{FeO}$ . Schwarzes Pulver.

**Eisenoxydhydrat**  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  aus Eisenoxydulsalzen und Kalilauge. Grünlicher Niederschlag.

**Ferrosulfat, Eisenvitriol.** Aus Eisen und Schwefel-

säure. Große grüne Prismen. Verwittern an der Luft und oxydieren sich gleichzeitig.

**Ferrokarbonat**  $\text{FeCO}_3$  kommt als Spateisenstein in der Natur vor.

**Schwefeleisen**, Ferrosulfid,  $\text{FeS}$  durch Zusammenschmelzen von Schwefel mit Eisen. Dunkelgraue Masse, gibt mit Salzsäure  $\text{H}_2\text{S}$ .

### Ferriverbindungen.

**Eisenchlorid**, *Ferrum sesquichloratum*,  $\text{FeCl}_3$ , aus Eisenchlorür und Chlor. Kristallisiert kristallwasserhaltig als gelbbraune, zerfließliche, in Wasser und Alkohol leicht lösliche Masse. Wasserfrei aus Eisen und Chlor. In der Medizin als Blutstillungsmittel verwendet.

**Eisenoxyd**,  $\text{FeO}$  kommt als Roteisenstein in der Natur vor. Rotes, hartes Pulver, das als Poliermittel benutzt wird. Es wird auch zur Denaturierung des Steinsalzes verwendet (Viehsalz, Staßfurter Salz).

**Eisenoxydhydrat**  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  fällt aus Eisenoxydsalzlösungen als tiefbraune gallertige Masse, kommt in unreinem Zustande als Brauneisenstein und im Lehm vor.

**Eisenoxyduloxyd**  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  kommt als Magneteisenstein in schwarzen Kristallen in der Natur vor; es hat magnetische Eigenschaften.

**Ferrisulfat**  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  braunes Pulver. Entsteht aus Eisenvitriol bei Luftzutritt. Mit Alkalisulfaten bildet es den Eisenalaun.  $\text{FeK}(\text{SO}_4)_2 + 12\text{H}_2\text{O}$ .

**Zweifach-Schwefeleisen**  $\text{FeS}_2$  kommt als Schwefelkies in der Natur vor.

**Eisensaures Kalium**  $\text{K}_2\text{FeO}_4$ . vom Eisentrioxyd  $\text{FeO}_3$ , in dem das Eisen sechswertig ist, bildet sich beim Schmelzen von Eisenfeile mit Salpeter in roten Prismen; die freie Säure ist nicht bekannt.

Die Cyanverbindungen des Eisens, das gelbe und rote Blutlaugensalz (Kaliumferrocyanid  $\text{K}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$  und Kaliumferricyanid  $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ ) werden in der organischen Chemie abgehandelt (s. d.)

Nachweis: Die Ferroverbindungen geben mit rotem, die Ferriverbindungen mit gelbem Blutlaugensalz blaue Niederschläge (Berliner Blau). Rhodankalium färbt Ferrisalzlösungen blutrot.

## Nickel.

Ni. Atomg. 58.7. Zweiwertig.

*Kupfernichel:*  
*NiAs* Es kommt als Nickelglanz  $NiS_2.NiAs_2$  und in Silikaten vor. Es ist stets mit Kobalt vergesellschaftet.

Es ist ein silberweißes, stark glänzendes Metall, unveränderlich an der Luft; ist in Salzsäure und Schwefelsäure schwer löslich, leicht dagegen in Salpetersäure.

Es bildet nur Salze des Oxyduls  $NiO$ , das Oxyd  $Ni_2O_3$  selbst ist indessen auch bekannt.

Das Nickel wird seiner Beständigkeit und seines Glanzes wegen vielfach angewandt, z. B. zu Kochgefäßen etc. Ferner überzieht man eiserne oder kupferne Gegenstände ebenfalls mit einer Nickelschicht, man vernickelt sie; meist auf galvanischem Wege. Von Legierungen sind wichtig:

Das **Neusilber** (Argentan). Es besteht aus 50% Kupfer, 25% Nickel und 25% Zink. Wichtig ist auch der Nickelstahl (Eisen und Nickel). Die deutschen Nickelmünzen bestehen aus 75% Kupfer und 25% Nickel.

Die Nickelsalze, wie z. B.  $NiSO_4$ ,  $Ni(NO_3)_2$  etc. sind grün gefärbt. Sie bieten kein weiteres Interesse.

## Kobalt.

Co. Atomg. 59.3. Zweiwertig.

Es kommt als Speiskobalt  $CoAs_2$  und Glanzkobalt  $CoAs_2$ ,  $CoS_2$  vor. Das Metall erhält man aus dem Oxydul durch Kohle. Es ist dem Nickel sehr ähnlich, bildet vorwiegend Oxydulverbindungen, doch ist das Oxyd selbst bekannt.

Kobaltsalze unlöslich : blau  
löslich : blau

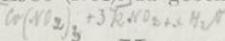
— 137 —

Die Salze des Kobalts lösen sich mit rosenroter Farbe und entsprechen völlig denen des Nickels.

**Kobaltnitrat**  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$  ist in festem Zustande fast farblos (schwach grünlichblau); in Lösung rot. Man benutzt es deshalb zu Schriftzügen, die beim Trocknen verschwinden, aber beim Anfeuchten hervortreten (sympathetische Tinte).

Ein Kobaltkaliumsilikat ist die Smalte, die durch Schmelzen von Kobalterzen mit Pottasche und Quarzsand hergestellt und fein gepulvert als prächtiger blauer Farbstoff angewendet wird.

Nachweis: Kobalt und Nickel geben in saurer Lösung mit  $\text{H}_2\text{S}$  keinen Niederschlag; auf Zusatz von Ammoniak fällt schwarzes Schwefelmetall, das nun in  $\text{HCl}$  unlöslich ist. Zur Trennung von  $\text{Co}$  und  $\text{Ni}$  benutzt man z. B. die Eigenschaft der  $\text{Co}$ -Verbindungen, mit Kaliumnitrit einen gelben Niederschlag von Kobaltkaliumnitrit  $[\text{K}_2\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$  zu geben.



## Mangan.

Mn. Atomg. 55.

Das Mangan, das nach seiner Stellung im periodischen System den Halogenen nahe steht, zeigt diese Ähnlichkeit nur in seiner höchsten Oxydationsstufe, wo es siebenwertig auftritt: Übermangansäure  $\text{HMnO}_4$  ist der Überjodsäure  $\text{HJO}_4$  sehr ähnlich; sonst steht es namentlich dem Eisen sehr nahe, mit dem es häufig verbunden auftritt.

Es findet sich gediegen nur in Meteorsteinen. Sonst hauptsächlich als Braunstein (Pyrolusit)  $\text{MnO}_2$ , Manganit  $\text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$  etc. Man stellt es aus den Oxyden durch Kohle dar. Es ist ein dem Eisen sehr ähnliches Metall, das sich leicht an der Luft zersetzt und in Säuren leicht löslich ist.

Es bildet vier Reihen von Verbindungen:

Manganosalze von  $\text{MnO}$  (zweiwertig),

Manganoxydsalze von  $\text{Mn}_2\text{O}_3$  (dreiwertig),

Mangansäure  $\text{H}_2\text{MnO}_4$  von  $\text{MnO}_3$  (sechswertig),

Übermangansäure  $\text{HMnO}_4$  von  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  (siebenwertig).

Außerdem bildet es noch die isoliert stehenden Oxyde  $MnO_2$  Manganperoxyd und  $Mn_3O_4$  Manganoxydydul.

Manganverbindungen.

**Manganoxydul**  $MnO$ . Grünliches Pulver. **Manganoxydulhydrat**  $Mn(OH)_2$  aus den Salzen durch Kalilauge.

**Manganchlorür**  $MnCl_2$  } durch Auflösen von Mangan in  
**Mangansulfat**  $MnSO_4$  } Salzsäure resp. Schwefelsäure.

**Mangansulfid**  $MnS$ . Fleischfarbener Niederschlag.

Manganverbindungen.

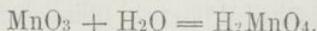
**Manganoxyd**  $Mn_2O_3$  kommt als Braunit in der Natur vor. Das Hydrat ist ein brauner Niederschlag.

Die Salze, z. B. das Sulfat sind wenig beständig.

**Manganoxydoxydul**  $Mn_3O_4$  kommt als Hausmannit vor.

**Mangandioxyd**  $MnO_2$ , Manganperoxyd, **Braunstein**, ist ein brauner Körper, der beim Erhitzen Sauerstoff entwickelt und mit Salzsäure Chlor ergibt.

Schmilzt man Braunstein mit Kaliumchlorat oder Salpeter, so erhält man eine grüne Schmelze, aus der man grüne Kristalle von **mangansaurem Kali**  $K_2MnO_4$  erhalten kann, die sich von der Mangansäure resp. dem Mangantrioxyd  $MnO_3$  ableiten:

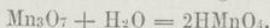


Wenn man das Salz in Wasser löst oder schneller bei Einwirkung von Chlor oder Säuren, entsteht:

**Überrangansaures Kali**, Kaliumpermanganat,  $KMnO_4$ , das aus der Lösung in grünlich schillernden, schwarzroten Prismen kristallisiert.

Es löst sich ziemlich leicht in Wasser zu einer tiefviolettten Flüssigkeit. Wird als kräftiges Antiseptikum und fäulniswidriges Mittel vielfach angewendet.

Es leitet sich her von dem Manganheptoxyd  $Mn_2O_7$ :



Dies ist aus dem Kaliumpermanganat durch abgekühlte konz. Schwefelsäure als ölige Flüssigkeit erhältlich, die äußerst energisch oxydierend wirkt.

*2. Molae.  
Kl. MnO<sub>2</sub> geben  
im alkal. Lös.  
meist p. l. Lösung  
3. Alkali ab  
m. h. h. v. MnO<sub>2</sub>  
2. Mol. Kl. MnO<sub>2</sub>  
geben in konz.  
Schwefelsäure  
ab. 2. Mol. h. h. v. MnO<sub>2</sub>  
2. Manganoxyd.*

Nachweis: Alle Manganverbindungen geben mit Salpeter eine grüne Schmelze.

Chlor, Molybdän, Wolfram, Uran.

Diese Elemente, die der sechsten Gruppe des periodischen Systems angehören, stehen in ähnlicher Beziehung zur Schwefelgruppe, wie das Mangan zu den Halogenen, d. h. diese Ähnlichkeit zeigt sich nur in den höheren Sauerstoffverbindungen, die der Schwefelsäure verwandt sind; dagegen zeigt das Chrom in seinen niederen Oxydationsstufen und als Metall nahe Verwandtschaft zur Eisengruppe; die übrigen schließen sich dann etwas weniger nahe an das Eisen an.

### Chrom.

Cr. Atomg. 52.

Findet sich in der Natur hauptsächlich als Chrom-eisenstein (Chromoxyd und Eisenoxyd). Ferner als chromsaures Blei: Chrombleierz.

Das Chrom erhält man durch Glühen von Chromoxyd mit Kohle als ein dem Eisen ähnliches, sehr hartes und schwer schmelzbares Metall, das sich leicht in Salzsäure und Schwefelsäure, nicht in Salpetersäure löst (wie Aluminium). Es bildet drei Reihen von Verbindungen.

Chromverbindungen (zweiwert.) v.  $\text{CrO}$ ,  
Chromverbindungen (dreiwert.) von  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  
Chromsäure  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  (sechswertig) von  $\text{CrO}_3$ .

Die Chromoxydulverbindungen sind sehr unbeständig und gehen leicht in die Oxydverbindungen über.

Chromchlorür  $\text{CrCl}_2$

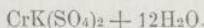
#### Oxydverbindungen.

**Chromoxyd**  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ . Grünes, amorphes Pulver, in Säuren unlöslich.

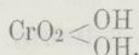
**Chromhydroxyd**  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  aus Chromoxydsalzen durch Ammoniak als blaugrauer Niederschlag.

**Chromichlorid** CrCl<sub>3</sub>. Aus Chromoxyd und Kohle durch Glühen im Chlorstrom.

Das Chromoxyd ist wie das Aluminiumoxyd eine schwache Base, die nur mit starken Säuren Salze bildet, z. B. Chromsulfat Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>; andererseits bindet es sich auch an starke Basen, bildet also als Säure Salze, die den Aluminaten entsprechen. Das Chromoxydsulfat bildet auch, wie das Aluminiumsulfat, mit Kaliumsulfat einen Alaun, den Chromalaun:



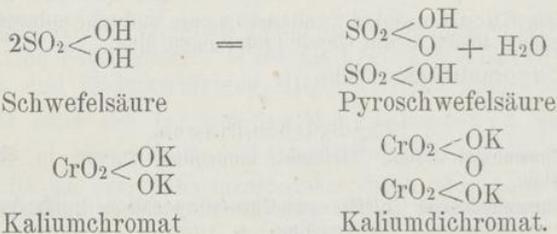
**Chromsäure.** Die Chromsäure, H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>, entspricht in ihren Salzen völlig der Schwefelsäure, ist aber nicht in freiem Zustande zu erhalten, da sie sogleich in ihr Anhydrid CrO<sub>3</sub> und Wasser zerfällt. Sie hat also die Konstitution:



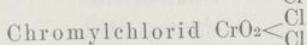
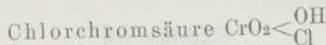
**Chromtrioxyd** CrO<sub>3</sub>, Chromsäureanhydrid, entsteht aus Kaliumdichromat und konz. Schwefelsäure in roten, langen Nadeln, die sehr heftig oxydierend wirken und in der Medizin als Aetzmittel verwendet werden (*Acidum chromicum*). Es gibt bei ca. 250° Sauerstoff ab und geht in Chromoxyd über.

**Kaliumchromat**, K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>, gelbes chromsaures Kalium, entsteht durch Schmelzen von Chromeisenstein mit Salpeter. Gelbe, rhombische Kristalle.

Beim Erwärmen mit Säuren geht es in **Kaliumdichromat**, rotes, chromsaures Kalium K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> über. Große, rote Kristalle. Es verhält sich zum normalen Kaliumchromat wie Pyroschwefelsäure zur Schwefelsäure.



Wie die Schwefelsäure bildet auch die Chromsäure Chlorverbindungen:



Nachweis: Alle Chromverbindungen sind lebhaft gefärbt. Die Chromoxydverbindungen geben mit Salpeter die Schmelze der Chromate. Die Lösungen der Chromate werden durch etwas Wasserstoffperoxyd schön blau gefärbt. Diese Färbung läßt sich mit Äther ausziehen.

### Molybdän.

Mo. Atomg. 96.

In der Natur als Molybdänglanz  $\text{MoS}_2$ .

Das Molybdän hat eine außerordentlich wechselnde Valenz. Es kann zwei-, drei-, vier-, fünf-, sechs- bis achtwertig sein. Am wichtigsten ist das

**Molybdäntrioxyd**  $\text{MoO}_3$ , das Anhydrid der **Molybdänsäure**  $\text{H}_2\text{MoO}_4$ , die der Schwefelsäure ähnlich ist.

### Wolfram.

W. Atomg. 184.

In der Natur in Form wolframsaurer Salze: Wolfram (wolframsaures Eisen) etc.

Es erscheint zwei-, vier-, fünf- und sechswertig.

**Wolframsäureanhydrid**  $\text{WO}_3$ , das sowohl die der Schwefelsäure entsprechende Säure  $\text{H}_2\text{WO}_4$ , als auch die Orthowolframsäure  $\text{WO}(\text{OH})_2$  bildet.

Wolfram wird zur Erzielung großer Härte dem Stahl zugesetzt (Wolframstahl). Kaliummetawolframat dient zum Imprägnieren verbrennlicher Gegenstände.

### Uran.

U. Atomg. 239.

Kommt als Uranpecherz  $\text{U}_3\text{O}_8$  vor.

Es bildet als vierwertiges Element Oxydulverbindungen und als sechswertiges Oxydverbindungen. Hierbei reagiert das zweiwertige Radikal  $\text{UO}_2$  als Base, die man Uranyl nennt.

$\text{UCl}_4$  Uranchlorür.

$(\text{UO}_2)\text{Cl}_2 = \text{UO}_2 \begin{matrix} \text{Cl} \\ \text{Cl} \end{matrix}$  Uranylchlorid.

$\text{UO}_3$  Uranoxyd =  $\text{UO}_2 \cdot \text{O}$ .

Uranylnitrat  $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2$ .

Uranoxyd färbt Glas schön grüngelb (Uran glas). Seine Salze fluoreszieren stark.

### Radium Ra.

Atomg. 225.

Dem Uran verwandt ist ein in seiner chemischen Stellung wenig aufgeklärtes Element, das höchst merkwürdige Eigenschaften besitzt. Es findet sich in Spuren fast überall; in darstellbarer Menge, aber auch in ungemein geringem Prozentsatz, in der Pechblende (einem Uranerz). Es sind bisher nur wenige *cg.* hergestellt. Es findet sich schließlich an Baryum gebunden. Immerhin hat man seine wichtigsten chemischen Eigenschaften, wie Atomgewicht und Spektrum feststellen können. Seine auffallendste Fähigkeit ist die, daß es dauernd Strahlen verschiedener Art ( $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$ -Strahlen) aussendet, die sehr intensive Wirkungen (Wärmeentwicklung, Beeinflussung lebenden Gewebes etc.) entfalten. Dabei entsteht ein rätselhaftes Gas, die Emanation, die ebenfalls Strahlen abgibt. Schließlich entsteht dabei Helium, ein früher nur auf der Sonne spektralanalytisch gefundenes Gas, das aber von Ramsay auch auf der Erde vielfach gefunden worden ist. Die Frage nach der Herkunft der Strahlen ist noch dunkel. Die Ansicht, daß sie durch einen Zerfall des Radiumatoms entstehen, ist gut gestützt, führt indessen zu äußerst weittragenden Konsequenzen, die unsere gesamten chemischen Grundanschauungen modifizieren müssen. Außer dem Radium kennt man noch einige andere „radioaktive“ Stoffe, wie das aktive Uran, das aktive Thorium und das Polonium (Radiotellur), die noch wenig untersucht sind.

### Germanium, Zinn, Blei.

Auch in der vierten Gruppe des periodischen Systems, deren Anfangsglieder die Metalloide Kohlenstoff und Silizium sind, sind die höheren Glieder Elemente von metallischem Charakter, ebenso, wie auf die Nichtmetalle Sauerstoff und Schwefel die Metalle Chrom und Molybdän, auf die Halogene das Mangan folgen. Es sind dies die Metalle Germanium, Zinn, Blei. Auch hier zeigt

sich die Ähnlichkeit vorwiegend in den höheren Sauerstoffverbindungen, die Säurebildner sind.

### **Germanium.**

Ge. Atomg. 72.

Die Existenz des Germanium war 1871 von Mendelejeff auf Grund des periodischen Systems schon vorhergesagt, ebenso wie die des Scandiums und Galliums. Es wurde dann 1886 von Clemens Winkler in einem Zinnerz aufgefunden. Das Metall und seine Verbindungen sind dem Zinn sehr ähnlich.

### **Zinn (Stannum).**

Sn. Atomg. 119. Zwei- und vierwertig.

Es kommt in der Natur hauptsächlich als Dioxyd  $\text{SnO}_2$  (Zinnstein) vor, Es wird daraus durch Glühen mit Kohle dargestellt und durch Umschmelzen gereinigt. Das gewöhnliche Zinn enthält meist noch Arsen und Eisen.

Es ist ein silberweißes, glänzendes Metall vom spez. G. 7.3. Es hat kristallinische Struktur: beim Biegen eines Zinnstabes entsteht ein eigentümlich knirschendes Geräusch, das von der Reibung der Kriställchen aneinander herrührt (Zinngeschrei). Es ist weich und sehr dehnbar. Es schmilzt bei  $231^\circ$  und siedet bei Weißglut. Es löst sich in kochender Salzsäure und Schwefelsäure. Salpetersäure löst es entweder oder oxydiert zu Zinnsäure, je nach der Temperatur. Es ist an der Luft unveränderlich und wird deshalb zum Verzinnen von Kochgeschirren etc. verwendet. Dünn ausgewalztes Zinn ist das sog. Stanniol, das als Verpackungsmittel für Tee, Schokolade etc. viel benutzt wird. Es darf höchstens 1 % Blei enthalten. Legierungen des Zinns sind die mit Kupfer (Bronzen, s. b. Kupfer), ferner das Britanniametall, das aus 90% Zinn und 10 % Antimon besteht.

Es bildet zwei Reihen von Verbindungen, in denen es zweiwertig (Stannoverbindungen) oder vierwertig (Stanniverbindungen) auftritt.

### Stannoverbindungen.

**Zinnchlorür**,  $\text{SnCl}_2$ , beim Auflösen von Zinn in Salzsäure. Es löst sich leicht in Wasser und wirkt stark reduzierend, indem es in Zinnchlorid übergeht. Es wird als Beizmittel in der Färberei angewendet.

**Zinnoxidulhydrat**  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  aus dem Chlorür durch Alkalien. Geht beim Erwärmen in

**Zinnoxidul**  $\text{SnO}$  über.

**Zinnsulfür**  $\text{SnS}$  aus Zinnchlorürlösung durch  $\text{H}_2\text{S}$  als brauner Niederschlag.

### Stanniverbindungen.

**Zinnchlorid**  $\text{SnCl}_4$  aus Zinn oder Zinnchlorür und Chlor. Farblose rauchende Flüssigkeit.

Zinnchloridammoniumchlorid  $\text{SnCl}_4 \cdot (\text{NH}_4\text{Cl})_2$  dient als Zinnsalz zur Beize in der Kattundruckerei.

**Zinnoxid**  $\text{SnO}_2$  **Zinnsäureanhydrid** kommt in der Natur als Zinnstein vor. Dargestellt wird es durch Erhitzen von Zinn an der Luft. Weißes Pulver, unlöslich in Säuren und Alkalien.

Kocht man eine alkalische Lösung von Zinnhydroxydul, so zersetzt sie sich in metallisches Zinn und **zinnsaures Natrium**. Aus diesem erhält man durch Salzsäure die **Zinnsäure**  $\text{H}_2\text{SnO}_3$  als weißen Niederschlag, der in Säuren und Alkalien leicht löslich ist. Durch Aufbewahren unter Wasser wandelt sie sich in die sog. Metazinnsäure um, die dieselbe Zusammensetzung hat, aber in Säuren und Alkalien unlöslich ist. Die Zinnsäure ist der Kohlensäure  $\text{H}_2\text{CO}_3$  und der Kieselsäure  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  analog.

**Zinnsulfid**  $\text{SnS}_2$  aus Zinnchloridlösung durch  $\text{H}_2\text{S}$  als gelber Niederschlag. Man erhält es auch aus Zinn und Schwefel durch Zusammenschmelzen unter Zusatz von Salmiak als goldgelbe, kristallinische Masse, die als Musivgold zum Bronzieren verwendet wird. Es löscht sich in Schwefelnatrium zu Natriumsulfostannat  $\text{Na}_2\text{SnS}_3$ .

Nachweis:  $\text{H}_2\text{S}$  fällt gelbes Sulfid, das in Schwefelammonium löslich ist.

### Blei (Plumbum).

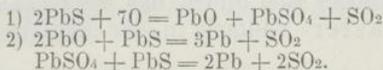
Pb. Atomg. 206. Zweiwertig.

Findet sich hauptsächlich als Bleiglanz PbS. Ferner als Weißbleierz PbCO<sub>3</sub> etc. *Wichtig PbS.*

Zur Darstellung des Bleies wird der Bleiglanz an der Luft geröstet, wodurch er direkt in Blei verwandelt wird, indem der Schwefel verbrennt. Der Vorgang ist folgender:

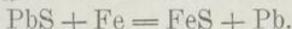
*Kupferstein:* Das Schwefelblei wird erst zum Teil zu Bleioxyd, zum Teil zu schwefelsaurem Blei oxydiert, zum Teil bleibt es unverändert. Glüht man nun nochmals stark, so reagiert sowohl das Bleioxyd, als auch das Bleisulfat mit dem unveränderten Bleisulfid und es resultiert Blei und Schwefeldioxyd:

*Gruppe 4 Blei = Schwefelblei  
Gruppe 5 Blei = Bleisulfat*



Oder man glüht Bleiglanz mit Eisen.

*Wiedererzeugung:*



Das so dargestellte Blei enthält zahlreiche Verunreinigungen, von denen es durch umständliche Prozesse befreit wird. *Chem. rein. Pb: Pb<sub>2</sub>S = Pb + SO<sub>2</sub>.*

Das Blei ist ein Metall von bläulich weißer Farbe, sehr weich und leicht schmelzbar (bei 330°). Spez. G. 11.4. Es besitzt auf frischer Schnittfläche hohen Glanz, wird aber an der Luft schnell matt. Beim Erhitzen an der Luft verbrennt es zu Bleioxyd.

In reinem Wasser ist Blei etwas löslich, in gewöhnlichem, kohlensäurehaltigem Wasser bedeckt es sich sehr bald mit einer Schicht von unlöslichem Carbonat und wird nun nicht weiter angegriffen. Nur wenn das Wasser viel Kohlensäure enthält, ist auch das Carbonat etwas löslich. Dies Verhalten ist für die Hygiene von großer Bedeutung, da Blei sehr viel zu Wasserleitungsröhren verwendet wird, und wenn es in Lösung geht, das Wasser vergiftet. Durch Salzsäure resp. Schwefelsäure wird Blei nur wenig angegriffen. Sal-

petersäure löst es leicht. Zink und Eisen scheiden es aus seinen Verbindungen metallisch ab (Bleibaum).

Legierungen: Eine Legierung aus gleichen Teilen Zinn und Blei schmilzt schon bei  $186^{\circ}$  und wird zum Löten verwendet (Schnellot). Das Letternmetall besteht aus 4—5 Teilen Blei und 1 Teil Antimon.

*Pb<sub>2</sub>O bildet sich beim Erhitzen des Pb. in der Luft mit Sauerstoff.*

Das Blei ist meist zweiwertig, doch sind auch Abkömmlinge des vierwertigen Bleies bekannt.

*Lithargyrum  
PbO = Pb<sub>2</sub>O  
Pb(OAc)<sub>2</sub> = PbO  
+ Ac<sub>2</sub>O + H<sub>2</sub>O  
Lith. in Form des  
bz. Massivot*

**Bleioxyd**, Bleiglätte, PbO entsteht durch Erhitzen von Blei. Es ist eine starke Base, zieht an der Luft Kohlensäure an und verseift beim Kochen die Fette, indem es fettsaures Blei bildet, das als Pflaster (Diachylonpflaster) vielfach in der Medizin verwendet wird.

**Bleihydroxyd** Pb(OH)<sub>2</sub>. Aus Bleisalzen durch Kalilauge als weißer Niederschlag. Etwas löslich in Wasser.

**Bleichlorid** PbCl<sub>2</sub> fällt aus Bleisalzlösungen durch Salzsäure. Ziemlich leicht löslich in heißem, fast unlöslich in kaltem Wasser.

**Bleijodid** PbJ<sub>2</sub>. Goldgelbe Blättchen.

**Bleinitrat** Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>. Durch Auflösen von Blei in Salpetersäure.

**Bleisulfat** PbSO<sub>4</sub>. Unlöslich in Wasser, leicht in Natronlauge.

**Bleichromat** PbCrO<sub>4</sub> kommt als Rotbleierz in der Natur vor. Entsteht als rotgelber Niederschlag aus Bleinitrat und Kaliumchromat. Wird als Anstrichfarbe benutzt.

**Bleikarbonat** PbCO<sub>3</sub> kommt als Weißbleierz vor. Ein basisches Bleikarbonat (2PbCO<sub>3</sub>, Pb(OH)<sub>2</sub>) ist das **Bleiweiß**, das eine wichtige Malerfarbe ist. Man stellt es jetzt dar, indem man Bleioxyd in Essigsäure löst und das entstandene basisch-essigsäure Blei durch Kohlensäure zersetzt. Das Bleiweiß schwärzt sich an der Luft unter Bildung von Schwefelblei und wird deshalb jetzt mehr und mehr durch Zinkweiß und Baryumsulfat verdrängt.

**Bleisulfid**  $PbS$  kommt als Bleiglanz vor. Es fällt aus Bleisalzlösungen durch Schwefelwasserstoff als schwarzer Niederschlag.

Von den sich vom vierwertigen Blei ableitenden Verbindungen sind nur wenige bekannt. Durch Erhitzen von Bleioxyd an der Luft erhält man ein rotes Pulver, die sog. **Mennige**, die die Zusammensetzung  $Pb_3O_4$  hat und als rote Malerfarbe benutzt wird. Sie ist eine Verbindung von Bleioxyd  $PbO$  mit dem **Bleiperoxyd**  $PbO_2$ . Behandelt man nämlich Mennige mit Salpetersäure, so löst das Bleioxyd sich auf und es bleibt das Bleiperoxyd als braunes Pulver zurück, das sich in Kalilauge zu bleisaurem Kalium, Kaliumplumbat  $KPbO_3$  löst, das dem zinnsauren Kalium analog ist.

Das Bleiperoxyd ist also als das Anhydrid der Bleisäure aufzufassen.

Auch das Bleitetrachlorid  $PbCl_4$  ist bekannt.

Alle Bleiverbindungen sind sehr giftig. Arbeiter, die viel mit Blei zu tun haben (Maler, Schriftsetzer), leiden oft an chronischen Bleivergiftungen, die sich in Koliken (Bleikolik), Gicht und Lähmungen äußern.

Nachweis:  $H_2S$  fällt schwarzes Schwefelblei, Schwefelsäure weißes Bleisulfat, das sich in Natronlauge löst.

## Wismut (Bismutum).

Bi. Atomg. 208.

Das Wismut, welches das letzte Glied der sonst metalloiden Stickstoffgruppe darstellt, zeigt seinen metallischen Charakter darin, daß es keine Wasserstoffverbindung mehr bildet, und daß seine Oxyde zum Teil nur sehr schwache Säuren sind, wie das Pentoxyd  $Bi_2O_5$ , oder sogar basischer Natur, wie das Trioxyd  $Bi_2O_3$ .

Vorkommen: Hauptsächlich gediegen. Dann als Wismutglanz  $Bi_2S_3$ ; ferner in manchen Erzen.

Darstellung: Das Schwefelwismut wird geröstet und das entstehende Wismutoxyd durch Kohle reduziert.

Erzsetzt man in der Legierung 10%

Eigenschaften: Rötlich weißes Metall. Spez. G. 10<sup>o</sup> Spröde, leicht pulverisierbar. Schmilzt bei 267°. Verbrennt beim Erhitzen an der Luft. Unlöslich in Salzsäure, leicht in Salpetersäure löslich. Seine Salze werden durch viel Wasser zersetzt.

Die Legierungen des Wismuts zeichnen sich durch leichte Schmelzbarkeit aus: Roses Metall (Sn, Pb, Bi) bei 94°; Woodsches Metall (Sn, Pb, Cd, Bi) bei 65°; letzteres ist die am leichtesten schmelzbare aller Legierungen.

**Wismutchlorid** BiCl<sub>3</sub> aus Wismut und Chlor.

**Wismutoxyd** Bi<sub>2</sub>O<sub>3</sub> Durch Verbrennung von Wismut. Gelbes Pulver.

**Wismutpentoxyd** Bi<sub>2</sub>O<sub>5</sub>. Anhydrid der Wismutsäure HBiO<sub>3</sub>.

**Wismutnitrat** Bi(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>. Durch Auflösen von Wismut in Salpetersäure. Wasser fällt einen käsigen, weißen Niederschlag (*Bismutum subnitricum*), der in der Medizin verwendet wird.  $\frac{2}{3} \text{Bi}(\text{OH})\frac{2}{3}(\text{NO}_3)_3$

**Wismutsulfid** Bi<sub>2</sub>S<sub>3</sub> fällt aus Wismutsalzlösungen durch Schwefelwasserstoff als schwarzer Niederschlag.

### Metalle der Platingruppe.

Platin, Palladium, Rhodium, Ruthenium, Osmium, Iridium.

Die Platinmetalle gehören zur achten Gruppe des periodischen Systems, zu der auch das Eisen gehört, und zeigen auch eine gewisse Analogie zu den Metallen der Eisengruppe. Man teilt sie in zwei Gruppen: die leichten Platinmetalle:

Ru 101      Rh 103      Pd 106,

die ein spez. G. von ca. 12 haben; und die schweren:

Os 189,5      Ir 192,50      Pt 194,

die ein spez. G. von ca. 22 besitzen. Doch gehören chemisch die untereinander stehenden zusammen.

Ruthenium und Osmium sind sehr schwer schmelzbar, an der Luft sehr veränderlich. Sie bilden Säuren, die sich

vom Oxyd  $MeO_3^1)$  ableiten, also der Eisensäure analog sind, und ferner, ebenso wie Eisen, Oxydulverbindungen  $MeO$  und Oxydverbindungen  $Me_2O_3$ .

Palladium und Platin sind relativ leichter schmelzbar; an der Luft sehr beständig, und ähneln dem Kobalt. Sie bilden in ihren höheren Oxyden nicht so ausgeprägte Säuren.

Rhodium und Iridium stehen etwa in der Mitte zwischen den anderen Gruppen.

Die Platinmetalle finden sich stets gemeinschaftlich gediegen, namentlich im Ural, in den sogenannten Platinerzen, die meist noch Kupfer, Gold, Eisen etc. enthalten.

Sie werden mit Hilfe ihrer verschiedenen Löslichkeit in Königswasser getrennt.

### Ruthenium.

Ru. Atomg. 101.5.

Stahlgraues Metall, hart, schmilzt bei  $1800^\circ$ . Löst sich schwierig in Königswasser. Bildet ein Oxydul  $RuO$ , ein Oxyd  $Ru_2O_3$  und gibt mit Ätzkali geschmolzen **rutheniumsaures Kalium**  $K_2RuO_4$ . Auch **übrutheniumsaures Kalium**  $KRuO_4$ , analog dem übermangansaurem Kalium, ist bekannt.

### Osmium.

Os. Atomg. 189.5.

Schmilzt erst bei  $2500^\circ$ . Unlöslich selbst in Königswasser. Bildet ebenfalls das Oxydul  $OsO$ , das Oxyd  $Os_2O_3$ , und **osmiumsaures Kalium**  $K_2OsO_6$ .

Beim Glühen an der Luft geht es in  $OsO_4$  **Überosmiumsäureanhydrid**, sogen. **Osmiumsäure** über. Farblose Prismen, die sich in Wasser lösen und heftig oxydierend wirken, indem sie dabei metallisches Osmium abscheiden. Die Lösung hat einen durchdringenden Geruch. Durch Oxydation färbt die Lösung **Fette** schwarz und wird deshalb in der mikroskopischen Technik angewendet (Flemmingsche Lösung). Es bildet keine Salze. Osmium wird an Stelle des Kohlenfadens in der neuen Auerschen elektrischen Glühlampe verwendet.

1) Me = Metall, also Ru oder Os etc., einzusetzen.

### Rhodium, Iridium.

Rh. = 103, Ir. = 192.5.

Sind etwas leichter schmelzbar wie Osmium. Unlöslich in Königswasser. Geben Oxydule, Oxyde und Superoxyd  $\text{MeO}_2$ , die keine Säuren bilden. Das Iridium wird als Legierung mit Platin verwendet. Das Metall des Normalmeterstabes der „internationalen Maß- und Gewichtskommission“ in Paris besteht aus einer Legierung von 90% Platin und 10% Iridium.

### Palladium.

Pd. Atomg. 106.

Schmilzt bei  $1400^\circ$ . Löst sich sogar in Salzsäure, Schwefelsäure und Salpetersäure, wenn auch schwer. Es absorbiert sein neunhundertfaches Volumen Wasserstoff, den es beim Erwärmen wieder abgibt. Man faßt diese Reaktion jetzt als eine „feste Lösung“ von Wasserstoff in Palladium auf.

Es bildet 2 Reihen von Verbindungen, Oxydulverbindungen  $\text{PdO}$  und Oxydverbindungen  $\text{PdO}_2$ .

**Palladiumchlorür**  $\text{PdCl}_2$  aus Palladium durch Auflösen in Königswasser.

**Palladiumjodür**  $\text{PdJ}_2$ , schwarzes, in Wasser unlösliches Pulver das zum Nachweis von Jod dient

**Palladiumchlorid**  $\text{PdCl}_4$  geht leicht in das Chlorür über.

### Platin.

Pt. Atomg. 194.

Grauweißes Metall vom spez. G. 21.4. Sehr zähe, läßt sich zu dünnem Draht und Blech verarbeiten. Schmilzt bei  $1770^\circ$ . Fein verteiltes Platin, Platinschwamm oder Platinmohr, absorbiert reichlich Sauerstoff. Daher wirkt Platinschwamm an der Luft stark oxydierend, entzündet z. B. Wasserstoff.

Infolge seiner ungemein großen Beständigkeit gegen alle chemischen Einflüsse ist Platin ein außerordentlich wertvolles Material zur Anfertigung von Schalen, Tiegeln, sowie von Präzisionsinstrumenten (Wagen, Gewichten etc.). Noch widerstandsfähiger ist seine Legierung mit Iridium. Alkalien greifen es in der Hitze an; ferner löst es sich in Königswasser. Es bildet ebenfalls Oxydulverbindungen und Oxydverbindungen.

Platinchlorür  $\text{PtCl}_2$  gibt mit Kalilauge das K-Salz der Platinchlorwasserstoffsäure  $\text{H}_2\text{PtCl}_4$ .

**Platinchlorid.**  $\text{PtCl}_4$  entsteht beim Auflösen von Platin in Königswasser. Gibt mit Salzsäure eine additionelle Verbindung, die Platinchlorwasserstoffsäure, eine zweibasische Säure  $\text{H}_2\text{PtCl}_6$ , die Salze, die sog. Chloroplatinate bildet:

Kaliumchloroplatinat  $\text{K}_2\text{PtCl}_6$ .

Ammoniumchloroplatinat  $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_6$  ist der sog. Platinsalmiak.

**Platinhydroxyd**  $\text{Pt}(\text{OH})_4$  gibt sowohl mit Säuren Salze, z. B.  $\text{Pt}(\text{SO}_4)_2$  Platinsulfat, als auch mit Basen, z. B.

$\text{Pt} < \begin{matrix} (\text{OH})_2 \\ \text{O}_2 \end{matrix} \text{Ba}$  Baryumplatinat.

Es hat also auch saure Eigenschaften.

## Qualitative Analyse.

Es ist hier natürlich nicht der Ort, eine ausführliche Auseinandersetzung der Methoden der Analyse zu geben; die genaue Bestimmung der Gewichtsverhältnisse der einzelnen Elemente, die quantitative Analyse, ist ein besonderer Zweig unserer Wissenschaft geworden, und selbst ein kurzer Abriß derselben würde schon ein stattliches Bändchen füllen. Wir können hier nur ein ganz kurzes Schema der qualitativen Analyse geben, d. h. derjenigen Methoden, die man anzuwenden hat, um das Vorhandensein eines Elementes in einer Verbindung nachzuweisen. Diesem Zwecke zu dienen, hat man für die einzelnen Elemente Erkennungsreaktionen ausfindig gemacht und diese einzelnen Reaktionen in ein bestimmtes Schema gebracht. Doch auch hier muß für den Rahmen dieses Büchleins noch die Einschränkung gemacht werden, daß die zu untersuchende Verbindung, nur aus zwei Bestandteilen, einem basischen und einem sauren bestehen soll; daß wir also ein einfaches Salz untersuchen wollen. Die beiden Haupttypen der Erkennungsreaktionen sind die Fällungsreaktionen, die uns Niederschläge von bestimmter eindeutiger Art, und Farbenreaktionen, die uns bestimmte Farbennüancen liefern. Nur aus-

uahnungsweise wenden wir andere, z. B. Geruchsreaktionen an.

Nehmen wir nun an, wir hätten einen einheitlichen Körper, z. B. ein Metallsalz zu untersuchen, so geben uns schon dessen physikalische Verhältnisse gewisse Anhaltspunkte für seine Beurteilung. Haben wir z. B. ein farbloses Salz, so sind damit schon die Kupfer-, Chrom- und Mangan-Verbindungen ausgeschlossen, die sämtlich gefärbt sind: ist der Körper in Wasser löslich, so ist er jedenfalls nicht ein Karbonat oder Phosphat eines Schwermetalls, da diese sämtlich in Wasser unlöslich sind u. dergl. m.

Wir versuchen also zunächst den Körper in Wasser zu lösen. Ist er in Wasser nicht löslich, so versuchen wir ihn in verdünnter Salzsäure zu lösen; versagt auch diese, so versuchen wir es mit Salpetersäure und schließlich mit Königswasser. Ist der Körper auch in diesem unlöslich, so gibt es andere Methoden, um ihn doch noch in lösliche Form überzuführen. Nehmen wir also an, der Körper hätte sich gelöst, so ist der Gang der Untersuchung nun folgender:

I. Man versetzt einen Teil der erhaltenen Lösung mit einigen Tropfen **Salzsäure**. Ein weißer Niederschlag deutet auf Blei, Quecksilberoxydul, Silber. Man behandelt diesen Niederschlag mit Ammoniak.

- 1) Er bleibt unverändert, löst sich aber in kochendem Wasser . . . . . **Blei.**
- 2) Er löst sich auf . . . . . **Silber.**
- 3) Er wird schwarz . . . . . **Quecksilberoxydul.**

II. Man versetzt, auch wenn Salzsäure einen Niederschlag erzeugt<sup>1)</sup>, die salzsaure Lösung mit **Schwefelwasserstoff**. Es entsteht ein Niederschlag:

- 1) Dieser ist schwarz oder braunschwarz.

Man kocht mit Salpetersäure:

- a) er löst sich
  - α) die Lösung gibt mit Ammoniak:
    - 1) einen weißen Niederschlag . . . **Wismut.**
    - 2) eine Blaufärbung . . . . . **Kupfer<sup>2)</sup>.**
  - β) Mit Schwefelsäure einen weißen Niederschlag . . . . . **Blei.**
  - γ) mit Salzsäure einen weißen Niederschlag (s. o.) . . . . . **Silber.**

1) Dies geschieht 1) weil auch Antimonsäure und antimonige Säure mit Salzsäure Niederschläge ergeben; 2) weil Blei nur aus konzentrierten, kalten Lösungen durch Salzsäure gefällt wird.

2) Dann muß die ursprüngliche Lösung blau gewesen sein.

b) Er löst sich nicht.

Man löst ihn in Königswasser, Zinnchlorür gibt einen weißen Niederschlag . . . . . **Quecksilber.**

2) Er ist rot . . . . . **Antimon.**

3) er ist gelb oder braun.

Man behandelt mit erwärmtem Schwefelammonium.

a) Er löst sich nicht . . . . . **Kadmium.**

b) Er löst sich.

Man fällt ihn durch Salzsäure wieder:

a) Er löst sich in kochender Salzsäure, Quecksilberchloridlösung gibt einen weißen Niederschlag . . . . . **Zinn.**

β) Eine Probe der Substanz gibt die Marshsche Arsenprobe (s. d.) . . . . . **Arsen.**

III. Schwefelwasserstoff bringt in saurer Lösung keinen Niederschlag hervor. Man versetzt mit Ammoniak und Schwefelammonium.

Es fällt ein Niederschlag:

1) Dieser ist weiß.

a) Er löst sich in Ammoniak . . . . . **Zink.**

b) Er löst sich nicht . . . . . **Aluminium.**

2) Er ist fleischfarben . . . . . **Mangan.**

3) Er ist graugrün (Chromhydroxyd) . . . . **Chrom<sup>1)</sup>.**

4) Er ist schwarz.

a) Er löst sich in Salzsäure . . . . . **Eisen<sup>2)</sup>.**

b) Er löst sich nicht.

a) die ursprüngliche Lösung des Salzes gibt mit Kaliumnitrit einen gelben Niederschlag . . **Cobalt.**

β) keinen Niederschlag . . . . . **Nickel.**

IV. Wenn Schwefelammonium keinen Niederschlag gibt, setzt man zur ursprünglichen Lösung Natriumkarbonat. Es entsteht ein weißer Niederschlag; dieser wird in Essigsäure gelöst.

Einige Tropfen Kaliumchromatlösung geben

1) Einen gelben Niederschlag . . . . . **Baryum.**

1) Mangan- und Chromverbindungen werden ferner daran erkannt, daß sie, mit Salpeter geschmolzen, eine grüne (Mangan) oder gelbe Schmelze (Chrom) ergeben.

2) Die speziellen Erkennungsreaktionen des Eisens, die seinen Nachweis ohne weiteres gestatten, sind bei seiner Besprechung im speziellen Teil angegeben (s. S. 136).

- 2) Keinen Niederschlag.  
In einer andern Probe gibt Gypslösung  
a) einen Niederschlag . . . . . **Strontium.**  
b) keinen Niederschlag.

- Oxalsäure gibt  
a) einen Niederschlag . . . . . **Kalzium.**  
β) keinen Niederschlag.

Phosphorsaures Natrium mit Ammoniak gibt einen Niederschlag . . . . . **Magnesium**<sup>1)</sup>.

V. Das Salz kann, wenn auch Natriumkarbonat keinen Niederschlag gibt, nur noch Kalium, Natrium und Ammonium enthalten.

1) Eine Probe der Substanz gibt mit Kalilauge gekocht den charakteristischen Ammoniakgeruch . . . **Ammonium.**

- 2) Das Salz färbt die Bunsenflamme  
a) gelb . . . . . **Natrium.**  
b) violett . . . . . **Kalium.**

Für die Bestimmung des sauren Anteils gibt es kein so festes Schema. Man verfährt gewöhnlich folgendermaßen:

- I. Die Substanz braust mit Salzsäure auf. Es entweicht  
a) ein geruchloses Gas . . . . . **Kohlensäure.**  
b) Schwefeldioxyd . . . . . **schweflige Säure.**  
c) Schwefelwasserstoff . . . . . **Schwefelmetall.**

II. Eine Probe der Lösung gibt mit Salpetersäure und Silbernitrat

- a) einen weißen Niederschlag, der in Ammoniak löslich ist . . . . . **Salzsäure.**  
b) Einen gelben Niederschlag, der in Ammoniak  
α) löslich ist . . . . . **Bromwasserstoff.**  
β) nicht löslich ist . . . . . **Jodwasserstoff.**

III. Gibt Silbernitrat keinen Niederschlag, so wird eine andere Probe mit Chlorbaryumlösung versetzt. Sie gibt einen weißen Niederschlag. Er ist in Salzsäure

- 1) unlöslich . . . . . **Schwefelsäure**  
2) löslich  
a) Eine Probe der Lösung wird mit Essigsäure und Gipswasser versetzt. Ein Niederschlag zeigt . . . . . **Oxalsäure.**  
b) Eine Probe der Substanz verkohlt beim Erhitzen . . . . . **Weinsäure.**  
c) Eine andere Probe mit Alkohol übergossen brennt mit grünesäumter Flamme . . . . . **Borsäure.**  
d) Eine Probe der Lösung mit Salpetersäure und Ammoniummolybdat versetzt, gibt einen gelben Niederschlag . . . . . **Phosphorsäure.**

1) Für Erkennung dieser vier Elemente gibt es auch mannigfache andere Methoden.

IV. Versagt auch diese Reaktion, so erhitzt man

- 1) eine Probe der Substanz mit Kupfer und konz. Schwefelsäure. Rote Dämpfe von Stickstoffdioxyd beweisen . . . . . **Salpetersäure.**
- 2) Eine andere Probe mit konz. Schwefelsäure und Alkohol. Ein Apfelgeruch von Essigäther zeigt . . **Essigsäure.**

Diese hier angegebenen Reaktionen werden mitunter durch andere ersetzt, zumal, wenn es sich darum handelt, mehrere Stoffe nebeneinander zu finden. Dadurch wird die Untersuchung natürlich ungleich komplizierter. Ich kann hier darauf nicht näher eingehen.

### Spektralanalyse.

Eine ganz eigenartige Methode der Untersuchung und des Nachweises von Elementen wurde im Jahre 1859 von Bunsen und Kirchhoff in die Wissenschaft eingeführt, die Spektralanalyse.

Das weiße Licht wird bekanntlich durch ein Prisma in ein kontinuierliches Farbenband, das Spektrum, zerlegt, dessen Farben von violett über blau, grün, gelb, orange in rot übergehen. Analog verhält sich das Licht, das glühende feste Körper, z. B. glühende Metalle, Kalk etc. ausstrahlen. Dagegen besteht das Spektrum glühender Gase aus einzelnen Linien, die für jedes Element bestimmt charakterisiert sind und stets dieselbe Stellung im Spektrum inne haben. Diese Linie nennt man auch Spektra der Gase. So besteht das Spektrum des Natriumdampfes aus 2 gelben Linien, das des Kaliums aus einer roten und blauen Linie etc. Wenn man also die Spektra von Gasen untersucht, so kann man durch die bestimmten Linien bestimmte Elemente erkennen. Dazu dient der Spektralapparat, dessen wesentlichster Bestandteil das lichtbrechende Prisma ist, welches das Licht, das von den glühenden Gasen ausgeht, auf eine empirische Skala projiziert, wo man die Linien durch ein kleines, am Apparat befindliches Fernrohr beobachtet.

Oft genügt zur Erzielung von glühendem Gas die Einführung der zu untersuchenden Substanz in die

Bunsenflamme. Bei schwerer flüchtigen Stoffen läßt man den elektrischen Funken zwischen Elektroden aus dem zu untersuchenden Stoff durchschlagen; so kann man z. B. das Spektrum des Goldes etc. bestimmen. Die elementaren Gase werden in Geißler'schen Röhren durch elektrische Entladungen zum Leuchten gebracht und geben so ihr Spektrum.

Die Spektralanalyse hat schon mehrfach zur Entdeckung neuer Elemente geführt: Bunsen selbst entdeckte das Rubidium und Caesium (charakterisiert durch eine sehr helle rote resp. blaue Linie); ferner wurde so das Gallium, Germanium u. a. entdeckt.

Sie dient jetzt auch als sehr wichtiges Hilfsmittel der Astronomie, nicht nur für die Bestimmung von Elementen auf fernen Fixsternen<sup>1)</sup>, sondern sie ist sogar für die messende Astronomie dienstbar geworden, die aus den Verschiebungen der Spektrallinien von Fixsternen ihre Bewegungen auf uns zu oder von uns weg zu berechnen gelernt hat.

### Geschichtlicher Rückblick.

Den Völkern des Altertums waren nur sieben Metalle bekannt: Eisen, Blei, Zinn, Kupfer, Silber, Gold, Quecksilber; ferner kannten sie allerdings den Schwefel und einige andere chemische Stoffe. Im Laufe des Mittelalters waren es zunächst die Araber, die die Chemie pflegten, namentlich Geber. Ihnen gelang die Darstellung der Schwefelsäure, des Alkohols etc. Weiterhin entwickelten sich im wesentlichen zwei Richtungen der angewandten Chemie, die Alchymisten, die chemische Studien in der Hoffnung trieben, aus unedlem Material Gold zu erzeugen, und die Jatrochemiker, die die Chemie der Heilkunst dienstbar machten. Der Alchymistik verdankt die Chemie u. a. die Entdeckung des Phosphors. Unter den Jatro-

1) Mit Hilfe der Fraunhoferschen Linien, s. in den Lehrbüchern der Physik.

chemikern ragte namentlich Paracelsus um die Mitte des sechzehnten Jahrhunderts hervor, namentlich durch seine Arbeiten über das kürzlich entdeckte Antimon. Zur selbständigen Wissenschaft erhob die Chemie Boyle. Mit ihm beginnt die Zeit der Gasuntersuchungen, die zu der Entdeckung der Kohlensäure, des Wasserstoffs etc. führten. Mit Lavoisiers klassischen Arbeiten über das Wasser beginnt die moderne Chemie, die quantitative Forschung. Dalton (1808) begründet die Atomtheorie, Berzelius schafft die quantitative Analyse und bestimmt von vielen Elementen die Atomgewichte. Dazu werden zahlreiche neue Elemente entdeckt. Die organische Chemie beginnt sich zu entwickeln: Chevreuil klärt die Konstitution der Fette auf; Wöhlers Harnstoffsynthese schafft neue Bahnen für die Synthese der Kohlenstoffverbindungen; die Substitutionstheorie die Grundlagen dafür. Die Benzolderivate werden bekannt. Farbstoffe von großem technischen Werte, wie Fuchsin, entdeckt das schöpferische Genie A. W. Hofmanns, nicht minder wichtige liefern die von Griess entdeckten Diazokörper; es beginnt der Aufbau der komplizierten Pflanzen- und Tierstoffe: E. Fischer stellt Zucker und Harnsäure synthetisch her. Unterdessen hatten Mendelejeff und Lothar Meyer die anorganische Chemie durch ihr periodisches System ebenfalls auf neue Fundamente gestellt. Ende der siebziger Jahre beginnt dann mit den klassischen Arbeiten von Arrhenius, van t'Hoff, Ostwald und Nernst das gewaltige Aufblühen der theoretischen oder physikalischen Chemie, die die Gesetze der chemischen Reaktionen und die dabei vor sich gehenden Energieumsetzungen in neues Licht gerückt haben. Aus neuester Zeit sind besonders die Entdeckungen neuer Elemente in der atmosphärischen Luft durch Raighley und Ramsay hervorzuheben, sowie Emil Fischers Arbeiten über die Konstitution der Eiweißstoffe. Aus jüngster Zeit endlich sei die Auffindung des Radiums durch das Ehepaar Curie erwähnt, deren theoretische Folgen noch gar nicht abzusehen sind.