

Spezieller Teil.

A. Nichtmetalle.

Wasserstoff (Hydrogenium).

Symbol: H; Atomgewicht 1, Molekulargewicht 2.

Historisches: Entdeckt 1766 von Cavendish. Lavoisier erkannte ihn als Bestandteil des Wassers.

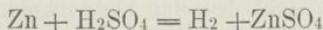
Vorkommen: Nur selten in freiem Zustande. Gebunden hauptsächlich im Wasser, ferner in fast allen pflanzlichen und tierischen Stoffen.

Darstellung: 1) Aus dem Wasser:

a) durch Metalle. Kalium und Natrium zersetzen Wasser schon bei gewöhnlicher Temperatur, andere Metalle, z. B. Eisenspäne, in Rotglut.

b) durch Zersetzung mittels des elektrischen Stroms *(unter 22 Volt am Hyd. G. J.)*

HNO₃ mit
minimale
2) Aus Zink und Salzsäure oder verdünnter Schwefelsäure (im Großbetrieb Eisen und Schwefelsäure):

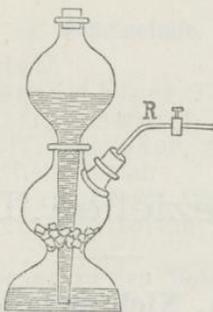


mit H₂SO₄ reagiert ergibt reinen H₂
(Substitution des Säurewasserstoffs durch Metall).

Alphius nennt H. pulvis bei der Glühkolle n. Ätzalkalien.
Sein zersetztes Rhodium zerlegt Karbonat in einem H.

— 46 —

Im Laboratorium bedient man sich des sog. Kipp'schen Apparates:



Ist der Apparat offen, so strömt die Salzsäure nach unten und gelangt mit dem Zink in Berührung; es entwickelt sich Wasserstoff. Schließt man den Hahn R, so drängt der Druck des Gases die Salzsäure in das obere Gefäß und die Entwicklung hört auf.

Eigenschaften: Farbloses, geruchloses, geschmackloses Gas. Von allen Gasen außer Helium am schwierigsten zu verflüssigen (kritische Temp. gegen -240°). Wenig löslich in Wasser.

Das leichteste aller Gase. 1 Liter wiegt bei 0° und 760 mm 0,089551 gr., 14,44 mal weniger als Luft. Ein mit Wasserstoff gefüllter Ballon steigt also in die Höhe. Der Wasserstoff dringt sehr leicht durch poröse Körper und Kautschuk (Diffusion).

Chemisches Verhalten: Brennbar an der Luft und in Sauerstoff zu Wasser, daher sein griechischer Name. ¹⁾ Seine Flamme ist sehr lichtschwach, erzeugt aber eine sehr hohe Temperatur. Ein Gemenge von Wasserstoff und Luft explodiert sehr heftig, deshalb Vorsicht bei der Entwicklung des Gases. Die Vereinigung von H und O geschieht auch durch

1) ἕδωρ Wasser, γερνάω ich erzeuge.

den elektrischen Funken. Wasserstoff entzündet sich ferner durch fein verteiltes Platin (Platinschwamm). (Döbereinersche Zündmaschine.)

Mit Palladium geht der Wasserstoff eine Verbindung ein, in dem das erstere sein 900faches Volumen Wasserstoff absorbiert.

Verwendung: Er kommt in eiserne Ballons komprimiert in den Handel. Wegen seiner Leichtigkeit als Füllungsmittel von Luftballons. *Reduktionsmittel*

Den ersten Luftballon konstruierten in der zweiten Hälfte des vorigen Jahrhunderts die Gebrüder Montgolfier, die erwärmte Luft als Füllungsmittel benutzten. Wasserstoff verwandte zuerst Charles. Der erste Mensch, der in einem Luftballon aufstieg, war Pilâtre de Rozier. Man verwendet jetzt neben Wasserstoff zuweilen auch Leuchtgas.

Ferner benutzt man ein Gemenge von zwei Teilen *Knallgas:*
Wasserstoff und einem Teile Sauerstoff, das sog. Knallgas, zur Erzielung sehr hoher Temperaturen (Knallgasgebläse). In diesem schmilzt z. B. Platin. *1 Teil H.
1 Teil O.*

Man vereint die beiden Gase zur Vermeidung der Explosionsgefahr erst unmittelbar vor der Verbrennung. Man benutzt dazu eine doppelte Röhre, in deren inneren Teil Sauerstoff, in deren äußeren Wasserstoff geleitet wird, deren Gemisch an der Mündung beider Röhren entzündet wird. Richtet man die Knallgasflamme, die an und für sich fast nichtleuchtend ist, gegen einen Kalkkegel, so erzielt man durch das Glühen des Kalkes ein sehr helles Licht, das Drummondsche Kalklicht. Eventuell kann man den Wasserstoff auch durch Leuchtgas ersetzen.

Die Halogene.

Fluor, Chlor, Brom, Jod.

Die Halogene oder Salzbildner haben ihren Namen davon, daß ihre Verbindungen mit Metallen Salze darstellen. Dies rührt daher, daß ihre Wasserstoffverbindungen starke Säuren sind. Sie allein von allen anorganischen Säuren sind sauerstofffrei. Die Halogene sind einwertig und untereinander nah verwandt.

Ihre Verwandtschaft zu Wasserstoff und den Metallen nimmt mit steigendem Atomgewicht ab, so daß sie beim Fluor am stärksten, beim Jod am schwächsten ist. Dies zeigt

sich erstens in der Beständigkeit der Wasserstoffverbindungen. Fluorwasserstoff ist am beständigsten, Jodwasserstoff zerfällt beim Stehen allmählich unter Abscheidung von Jod; ferner darin, daß Chlor das Brom, Brom das Jod aus seinen Wasserstoff- und Metallverbindungen verdrängt. Umgekehrt steigt die Affinität zum Sauerstoff mit steigendem Atomgewicht, so daß hier die Jodverbindungen beständiger sind als die entsprechenden Brom- und Chlorverbindungen; Sauerstoffverbindungen des Fluors sind garnicht bekannt. Auch verdrängt z. B. die Jodsäure die Bromsäure, diese die Chlorsäure aus ihren Salzen.

Fluor.

Symbol F. Atomgewicht 19. Mol. G. 38.

Historisches: Erst 1886 gelang es Moissan, das Fluor frei darzustellen. Alle früheren Versuche waren daran gescheitert, daß das Fluor eine zu große Verwandtschaft mit fast allen Körpern besitzt und sich deshalb mit ihnen verbindet, selbst noch bei sehr tiefen Temperaturen (bis -187°).

*HF zeigt gelblich
an mit BaCl₂
müßte mit
Hg/NO₂.*

Vorkommen: Hauptsächlich im Fluorkalzium CaF_2 , dem sog Flußspat. Ferner in Verbindung mit Natrium und Aluminium als Kryolith (Grönland). Fluorkalzium findet sich auch in den Knochen und Zähnen.

Darstellung: Durch Elektrolyse von Fluorwasserstoff.

Eigenschaften: Schwach gelbgrünes Gas. Schwer kondensierbar, noch bei -95° gasförmig.

Chemisches Verhalten: Verbindet sich schon im Dunkeln mit Wasserstoff; ferner mit allen Metallen außer Platin und Gold. Zersetzt Wasser unter Bildung von Fluorwasserstoff.



Chlor.

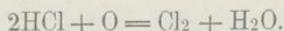
Symbol Cl. Atomg. 35,5. Mol. G. 71.

Historisches: 1774 von Scheele entdeckt. 1810 durch Humphrey Davy als Element nachgewiesen.

Vorkommen: Nicht frei. In vielen Salzen: das wichtigste ist das Chlornatrium oder Kochsalz.

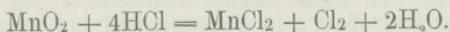
Darstellung: Aus dem Chlorwasserstoff:

- 1) durch Elektrolyse (auch aus Chloriden).
- 2) durch Oxydation. *anf. K_2MnO_4 , $KClO_3$, $K_2Cr_2O_7$*



Als oxydierende Mittel werden namentlich verwendet:

Salpetersäure: Ein Gemisch von 3 Teilen Salzsäure und 1 Teil Salpetersäure, das sog. Königswasser, wirkt durch seinen Gehalt an freiem Chlor sehr energisch, löst z. B. Gold und Platin. Ferner chlorsaures Kali, vor allem aber Braunstein, Mangansuperoxyd MnO_2 . Dies ist die gewöhnliche Darstellung des Chlors: Kochen von Braunstein mit Salzsäure. Sie geht nach folgender Reaktion vor sich:



Eigenschaften: Gelbgrünes, sehr heftig riechendes, die Schleimhäute angreifendes Gas, das bei -40° flüssig wird. Löst sich etwas im Wasser; die Lösung, die als Desinfektionsmittel benutzt wird, wirkt wie Chlor und heißt Chlorwasser (*aq. chlori*).

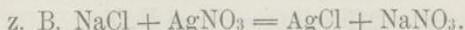
Chemisches Verhalten: Verbindet sich mit fast allen Elementen; mit manchen, z. B. Antimon, Phosphor, unter Feuererscheinung. Zerstört organische Stoffe, entfärbt Farbstoffe.

Ein Gemenge von Wasserstoff und Chlor explodiert im Sonnenlicht (Chlorknallgas).

Anwendung: Wegen seiner heftigen Wirkung auf organische Stoffe als Desinficiens; Chlorkalk, der freies Chlor entwickelt, in Aborten, Chlorräucherungen in verseuchten Häusern, Chlorwasser als Augen- und Wundwasser. Ferner als Bleichmittel.

Oppenheimer, Grundriss der anorg. Chemie, 4. Aufl. 4

Nachweis: Chloride geben mit Silbernitrat einen weißen, in Ammoniak löslichen Niederschlag von Chlorsilber:



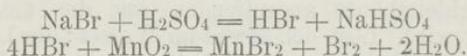
Brom.

Br. Atomg. 80. Mol. G. 160.

Historisches: 1826 von Balard in Meersalzmutterlaugen entdeckt.

Vorkommen: Nie frei; in vielen Salzen als Begleiter der Chlorverbindungen, aber in viel geringerer Menge, namentlich als Bromnatrium im Meerwasser und in den Staßfurter Abraumsalzen, den auf den Steinsalzschieben liegenden Salzen.

Darstellung: Aus dem Bromwasserstoff durch Braunstein ganz analog dem Chlor. Man stellt bei dem Prozeß den Bromwasserstoff erst aus Bromnatrium und Schwefelsäure her und zerlegt ihn dann sofort.



Man erhitzt also Bromnatrium mit Braunstein und Schwefelsäure.

Eigenschaften: Schwere, rotbraune Flüssigkeit von furchtbar erstickendem Geruch ($\beta\rho\delta\mu\omicron\varsigma$ Gestank). 3,18 mal so schwer als Wasser. Sdp. 60° C. Etwas löslich im Wasser (Bromwasser), leicht in Äther und Schwefelkohlenstoff.

Verwendung: Als Desinficiens. Bromverbindungen als Schlafmittel. Ferner in der Photographie (Bromsilber). In der Farbstofftechnik (Eosin).

Nachweis: Silbernitrat fällt gelblich weißes Bromsilber, löslich in Ammoniak. Bromverbindungen geben mit Chlorwasser Ausscheidung von Brom, das sich in Schwefelkohlenstoff mit brauner Farbe löst.

3) $\text{NaF} + \text{FeCl}_3 = \text{Fe} + \text{NaCl} + \text{FeCl}_2$
3) $\text{NaF} + \text{FeCl}_3 = \text{Fe} + \text{NaCl} + \text{FeCl}_2$
3) $\text{NaF} + \text{FeCl}_3 = \text{Fe} + \text{NaCl} + \text{FeCl}_2$

— 51 —

$2 \cdot 40 + 3 \cdot 112 + 2 \cdot 19 + 3 \cdot 71 = 274$

4) $\text{NaF} + \text{FeCl}_3 = \text{Fe} + \text{NaCl} + \text{FeCl}_2$
Jod.

J. Atomg. 126,5. Mol. G. 253.

Historisches: Entdeckt von Courtois 1811 in der Asche von Algen.

Vorkommen: Im Meerwasser und in einigen Quellen, z. B. Kreuznach. In vielen Algen, aus deren Asche (Kelp, Varec) es gewonnen wird. Im Chilialpeter als Natriumjodat NaJO_3 . In der Schilddrüse der Säugetiere als jodhaltige Eiweißverbindung (Thyreoglobulin).

Darstellung: 1) Aus Jodnatrium mit Braunerstein und Schwefelsäure. $2 \cdot \text{NaJ} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{J}_2$

2) Aus Jodnatrium und Chlor:



Eigenschaften: Grauschwarze rhombische Kristalle von starkem Metallglanz und eigentümlichem chlorähnlichem Geruch. Färbt die Haut braun, wirkt schwach ätzend. Sdp. 184° , wobei es sich in einen violetten Dampf verwandelt (ιοσίδης veilchenblau). Sehr wenig löslich in Wasser, leicht (mit brauner Farbe) in Alkohol (*Tinctura Jodi*) und in Jodkaliumlösung, ferner mit violetter Farbe in Chloroform und Schwefelkohlenstoff.

Chemisches Verhalten: Ähnlich wie Chlor und Brom, aber viel schwächer. Bei 1500° zerfallen die Jodmoleküle in freie Atome (V. Meyer).

Verwendung: Sehr wichtiger Arzneistoff. Jod selbst als Tinct. Jodi gegen Hautleiden, ferner als Jodkalium, vor allem gegen Syphilis; viele andere Jodverbindungen desgl. Ferner in der Photographie und Farbstofftechnik.

Nachweis: Selbst Spuren von freiem Jod färben Stärkekleister blau. (Beim Erwärmen verschwindet die Farbe, kehrt aber beim Erkalten zurück.) Schwefelkohlenstoff wird durch Jod tief violett gefärbt. Man muß zu beiden Reaktionen das Jod mittelst Chlorwasser freimachen.

4*

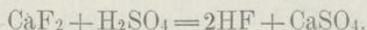
Wasserstoffverbindungen der Halogene.

Sie sind alle starke Säuren. Sie entstehen entweder durch direkte Vereinigung der Halogene mit Wasserstoff oder aus ihren Salzen durch stärkere Säuren.

Fluorwasserstoff, Flußsäure.

HF. Mol. G. 20. Gasdichte 10.

Darstellung: Aus ihrem Kalksalz, dem Flußspat CaF_2 , durch Erwärmen mit Schwefelsäure:



Eigenschaften: Farblose Flüssigkeit, die an der Luft stark raucht und Feuchtigkeit anzieht, leicht löslich in Wasser, Sdp. $19,4^\circ \text{C}$. Heftig ätzend.

Chemisches Verhalten: Löst fast alle Metalle, außer Blei, Gold, Platin. Greift Glas an, muß deshalb in Platin-, Blei- oder Kautschukgefäßen aufbewahrt werden.

Verwendung: Zur Glasätzung. Man bedeckt das Glas mit einer dünnen Schicht Wachs oder Paraffin, graviert in dieses die Zeichnung ein und läßt dann Flußsäure darauf einwirken. Dann werden die freien Stellen geätzt.

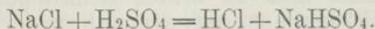
Die Glasätzung mit Flußspat und Schwefelsäure war schon 1670 in Nürnberg bekannt.

Chlorwasserstoff.

HCl. Mol. G. 36,5. Gasdichte 18,25.

Entsteht bei der direkten Vereinigung von Chlor mit Wasserstoff, langsam im zerstreuten Tageslicht, im direkten Sonnenlicht unter Explosion (Chlorknallgas). Wasserstoff verbrennt in Chlorgas, und umgekehrt Chlor in Wasserstoff.

Darstellung: Durch Erhitzen von Kochsalz (Chlornatrium) mit Schwefelsäure.



Eigenschaften: Farbloses, an der Luft stark rauchendes Gas von stechendem Geruch. Sehr leicht löslich in Wasser zu der sog. „Salzsäure“ (*acidum hydrochloricum*). Bei 110° destilliert konstant eine wässrige Säure von ca. 20% Gehalt über, die im Handel die sog. konz. Salzsäure darstellt.

Chemisches Verhalten: Die wässrige Salzsäure löst sehr viele Metalle, z. B. Zink, Eisen; nicht Silber, Gold, Platin.

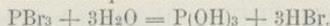
Verwendung: Die wässrige Salzsäure, die bei dem Leblancschen Sodaprozeß (s. d.) in großem Maßstabe als Nebenprodukt gewonnen wird, findet im technischen Betrieb ausgedehnte Verwendung. In der Medizin wird sie als Mittel zur Beförderung der Verdauung angewendet, da sie physiologisch im Magensaft vorkommt (ca. 0,2%).

Bromwasserstoff.

HBr. Mol G. 81. Gasdichte 40.5.

Entsteht aus Wasserstoff und Brom erst bei Rotglut.

Darstellung: Aus Phosphortribromid und Wasser:



Eigensch. Farbloses, stark rauchendes Gas. Leicht löslich in Wasser.

Jodwasserstoff.

HJ. Mol. G. 127.5. Gasdichte 63.75.

Jod und Wasserstoff vereinigen sich sehr schwer.

Darstellung: Aus Phosphortriiodid und Wasser, auch aus Jod und Schwefelwasserstoff:



Eigensch. Farbloses, stark rauchendes Gas; leicht löslich in Wasser. Die wässrige Lösung zersetzt sich schnell, namentlich beim Erwärmen. Es wirkt stark reduzierend.

Sauerstoffverbindungen der Halogene.

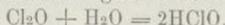
Fluorverbindungen sind unbekannt. Die Jodverbindungen sind beständiger als die Brom- und Chlorverbindungen. Man kennt je vier Oxydationsstufen, von denen drei säurebildend auftreten. In den Sauer-

stoffverbindungen sind die Halogene nicht nur einwertig, sondern von wechselnder Valenz, bis zur Siebenwertigkeit.

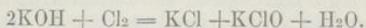
Chlormonoxyd Cl_2O .

Aus Chlor und Quecksilberoxyd. Sehr unbeständig und explosiv. Ihm entspricht die

Unterchlorige Säure HClO .



Ihre Salze entstehen durch ihre Einwirkung von Chlor auf starke Basen in der Kälte, z. B. das Kaliumsalz:



Chlortrioxyd Cl_2O_3 und chlorige Säure HClO_2 sind nur in den Salzen der letzteren bekannt.

Chlordioxyd ClO_2 . Entsteht aus chloresurem Kalium durch konz. Schwefelsäure. Entzündet Papier, Phosphor etc. Sehr explosiv.

Ba(ClO₃)₂
Chlorsäure $\text{HClO}_3 = \text{ClO}_2\text{OH}$. Aus ihrem Baryum-
salz durch Schwefelsäure. Zerfällt beim Erwärmen.
Ihre Salze (Chlorate) entstehen durch Einleiten von
Chlor in die heißen, konzentrierten Lösungen von
Basen.

7. HCl 2. H₂O₂
beständig!!
spürt HCl
ausgefällt sind
Apperchment auf
H₂O₄
Überchlorsäure HClO_4 . Entsteht bei der Zersetzung
der Chlorsäure durch Erwärmen, ihre Salze durch Er-
hitzen der Chlorate. Stark ätzende, explosive Flüssig-
keit. Ihr Anhydrid ist das Chlorheptoxyd Cl_2O_7 .

Ähnlich sind die Brom- und Jodverbindungen, doch
sind nicht alle entsprechenden bekannt.

Sauerstoff (Oxygenium).

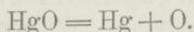
Symbol O. Atomg. Mol. G. 32.

Historisches: Als besonderer Stoff erkannt von Priestley (1774) und gleichzeitig von Scheele. Doch erst Lavoisier studierte ihn genauer (1774 bis 81) und stellte seine große Wichtigkeit als Bestandteil des Wassers und seine Rolle bei der Atmung fest.

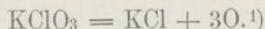
Vorkommen: Der Sauerstoff ist das verbreitetste aller Elemente. Er bildet einen wesentlichen Bestandteil

der Luft und des Wassers, sowie der meisten mineralischen und organischen Stoffe.

Darstellung: 1) Aus Quecksilberoxyd durch Erhitzen auf 400° (historische Darstellung):



2) Aus chlorsaurem Kalium durch Erhitzen (gewöhnliche Darstellung):



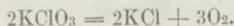
3) *Freie Sauerstoff-
des Luft, und
H. aufbewahrt
wird.*

Eigenschaften: Farbloses, geruch- und geschmackloses Gas. Wenig löslich in Wasser.

Kritische Temperatur — 118° . Flüssiger Sauerstoff siedet unter dem Druck einer Atmosphäre bei — 184° .

Chemisches Verhalten: Der Sauerstoff geht mit allen Elementen, außer dem Fluor, Verbindungen ein; mit den meisten läßt er sich direkt, und zwar häufig unter Licht- und Wärmeerscheinungen, vereinigen; die Stoffe verbrennen im Sauerstoff. Da die Luft 21% Sauerstoff enthält, so gehen diese Verbrennungserscheinungen vielfach, wenn auch mit geringerer Intensität, auch an der Luft vor sich. Andere „Verbrennungs“vorgänge vollziehen sich ohne Erwärmen, das Eisen verbindet sich z. B. an feuchter Luft mit Sauerstoff, es rostet. Auch die tierische Atmung ist ein solcher langsamer Verbrennungsprozeß. Die Vereinigung mit Sauerstoff nennt man Oxydation. Die Oxyde der Metalle bilden meist durch Wasseraufnahme Hydroxyde

1) Eigentlich muß man, da ja freie Sauerstoffatome nicht existenzfähig sind, so schreiben:



Doch schreibt man der Bequemlichkeit halber die Gleichungen oft in dieser einfacheren Form, wenn nur die Art der Reaktion und die relativen Gewichtsmengen ausgedrückt werden sollen. Diese Gleichungen sind also nur unter Vorbehalt richtig.

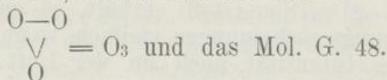
oder Hydrate, die Basen sind. Man bezeichnet wohl auch diese Oxyde selbst als Basen in weiterem Sinne, zumal wenn sie keine Hydrate besitzen, wie z. B. Silberoxyd, da auch sie mit Säuren unter Wasserabspaltung Salze ergeben.



Die Sauerstoffverbindungen der Metalloide bilden meist Säuren.

Ozon.

Das Ozon, 1840 von Schönbein entdeckt, bildet eine eigentümliche Modifikation des Sauerstoffs. Es ist, im Gegensatz zum Sauerstoff, stark riechend und hat sehr energisch oxydierende Eigenschaften. Es entsteht bei der Einwirkung von Sauerstoff auf manche Stoffe, z. B. Phosphor und Terpentinöl, sowie bei elektrischen Entladungen an der Luft. Beim Erhitzen verwandelt es sich in gewöhnlichen Sauerstoff. Es unterscheidet sich in seiner chemischen Natur dadurch vom Sauerstoff, daß sein Molekül aus drei Atomen besteht; es hat also die Formel



Es findet sich in der Luft, namentlich nach dem Regen, und spielt als bakterientötendes Mittel in der Atmosphäre, sowie neuerdings auch zur künstlichen Sterilisierung von Trinkwasser eine große Rolle.

Verbindungen des Sauerstoffs mit Wasserstoff.

Es gibt deren zwei, das Wasser H_2O und das Wasserstoffsuperoxyd H_2O_2 .

Wasser.

H_2O . Mol. 18. Gasdichte 9.

Historisches: Der erste, der Wasser aus Wasserstoff und Sauerstoff darstellte, war Cavendish,

1781. Die quantitative Zusammensetzung des Wassers gab zuerst Lavoisier an. Die genauen Zahlen rühren von Berzelius her.

Darstellung: Chemisch reines Wasser erhält man durch Destillation des gewöhnlichen Wassers, das Salze aufgelöst enthält: destilliertes Wasser (*aqua destillata*). Bene auf die
Abweichung v. H.

Eigenschaften: Das Wasser spielt seine große Rolle in der Natur in allen drei Aggregatzuständen, als Eis, Wasser und Dampf. Das Wasser dient uns als Einheitskörper für viele physikalische Konstanten: Sein Schmelzpunkt ist gleich 0° , sein Siedepunkt gleich 100° C. gesetzt. Sein spezifisches Gewicht, seine spezifische Wärme sind als Einheit genommen. Ein ccm Wasser bei 4° ist die Gewichtseinheit = 1 Gramm.

Die größte Dichte hat das Wasser bei 4° . Oberhalb und unterhalb dieser Temperatur ist sie geringer. Auch das feste Wasser (Eis) hat ein geringeres spez. Gewicht als flüssiges Wasser. Es verhalten sich die spez. Gew. von Eis und Wasser ca. wie 9:10. Die kritische Temperatur ist = 370° , sein Dampfdruck bei dieser Temperatur 195,5 Atmosphären.

Chemisches Verhalten: Das Wasser ist ein chemisch indifferenten Körper, d. h. weder Base noch Säure, doch zur Bildung der meisten Basen und Säuren aus den Sauerstoffverbindungen der entsprechenden Elemente erforderlich. Es löst viele Stoffe in bestimmten Verhältnissen, z. B. Salze. Gase lösen sich auch vielfach in Wasser. Diesen Vorgang nennt man „Absorption“. Die Menge des gelösten Gases, die von Temperatur und Druck abhängig ist, ist der Absorptionskoeffizient. Manche Flüssigkeiten sind in jedem Verhältnis mit Wasser mischbar, z. B. Alkohol, Schwefelsäure, andere sind auch

nur in bestimmten Verhältnissen in Wasser löslich, z. B. Äther in ca. 10 Teilen Wasser. Manche Stoffe, z. B. Natrium, zersetzen das Wasser, indem sie daraus Wasserstoff frei machen; andere erst beim Erhitzen, z. B. Eisen. Chlor zersetzt Wasser im Sonnenlicht, macht aber Sauerstoff daraus frei. Auch durch sehr starke Erhitzung, sowie durch den elektrischen Strom wird Wasser zersetzt.

Das reinste natürlich vorkommende Wasser ist das Regen- und Schneewasser, das etwas Luft und Kohlensäure, aber nur Spuren fester Körper enthält.

Fluß- und Quellwasser enthalten 0,1—2,0% feste Bestandteile. Wasser, das viele Kalksalze enthält, nennt man hartes Wasser; weiches Wasser enthält nur wenig Kalk. In manchen Wässern sind entweder ungemein reichlich feste Körper oder solche besonderer Art enthalten, z. B. Magnesiumsulfat, Arsen, Jod, Eisen. Derartige zu Heilzwecken verwandte Wässer heißen Mineralwässer.

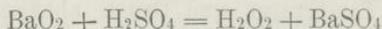
Meerwasser enthält ca. 3,5% feste Stoffe, darunter 2,7% Kochsalz.

Von den festen Partikeln, Sand, Pflanzenresten etc., wird das Wasser durch Filtration über Sand etc. befreit; geklärt. Von den gelösten Stoffen wird es durch Destillation getrennt.

Hydroperoxyd, Wasserstoffsuroxyd H_2O_2
(Thénard 1818).

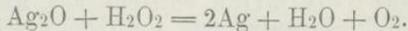
Vorkommen: In geringer Menge in der Luft und atmosphärischen Niederschlägen.

Darstellung: Aus Baryumperoxyd und Schwefelsäure.



Eigenschaften: Wasserhelle, dicke Flüssigkeit, mischbar mit Wasser. Ziemlich leicht zersetzlich.

Chemisches Verhalten: Meist wirkt es ziemlich stark oxydierend, z. B. auf Arsen, auf Schwefelmetalle etc., indem es ein Atom Sauerstoff abgibt. Zuweilen indessen, z. B. auf Oxyde des Silbers und Goldes, reduzierend, indem es Wasserstoff abgibt und die Oxyde zu Metallen reduziert.



Es wird durch ein in allen lebenden Geweben und Säften (Blut, Milch etc.) vorkommendes Ferment, Katalase, in H_2 und O_2 gespalten.

Verwendung: Als Haarfärbemittel, als Desinfiziens.

Schwefel.

S. Atomg. 32. Mol. G. (bei über 1000° C) 64.

Seit uralten Zeiten bekannt.

Vorkommen: In freiem Zustande (gediegen) in vulkanischen Gegenden, z. B. Sizilien. Ferner in sehr vielen Mineralien (Erzen). Seine natürlich vorkommenden Metallverbindungen heißen meist Kiese, Glanze oder Blenden, z. B. Kupferkies, Bleiglanz, Zinkblende. Auch die Eiweißstoffe sind schwefelhaltig.

Darstellung: Der natürlich vorkommende Schwefel wird zur Reinigung mehrmals destilliert und dann in Stangen gegossen (Stangenschwefel), oder, indem die Schwefeldämpfe sehr rasch abgekühlt werden, als feines kristallinisches Pulver, Schwefelblumen (*Flores Sulfuris*) erhalten.

Eigenschaften: Der Schwefel tritt in mehreren allotropen Modifikationen auf:

1) der gewöhnliche oder rhombische Schwefel ist *schwarz* die Form, die in der Natur vorkommt und die beim Kristallisieren des Schwefels aus Lösungsmitteln (z. B. Schwefelkohlenstoff) entsteht. Er schmilzt bei 114° zu einer gelben Flüssigkeit, die bei höherem Erhitzen dunkel und dick, bei 250° gummiartig und amorph wird und beim schnellen Abkühlen auch so

bleibt: 2) amorphe Modifikation. Bei 300° schmilzt er wieder und siedet bei 448°.

3) Der prismatische Schwefel entsteht beim Erstarren geschmolzenen Schwefels. Diese Modifikation geht leicht in die rhombische über.

Die Schwefelmilch entsteht aus Kaliumpoly-sulfid durch Salzsäure und stellt Schwefel als sehr feines, amorphes Pulver dar (*Lac Sulfuris*).

Der Schwefel ist von gelber Farbe, hart und spröde. Unlöslich in Wasser, löslich besonders leicht in Schwefelkohlenstoff.

Chemisches Verhalten: Ähnlich dem Sauerstoff. Verbindet sich direkt mit vielen Elementen. Verbrennt an der Luft zu Schwefeldioxyd.

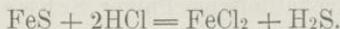
Verwendung: Als Bestandteil von Salben und Seifen gegen Hautleiden. Zu Streichhölzern, vor allem aber zu Schießpulver (s. d.).

Schwefelwasserstoff.

H₂S. Mol. G. 34. Gasdichte 17.

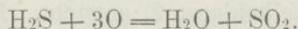
Vorkommen: In vulkanischen Gasen. Entsteht bei Fäulnis von Eiweißstoffen.

Darstellung: Einwirkung von Säuren auf Schwefelmetalle, z. B. aus Schwefeleisen und Salzsäure:



Eigenschaften: Farbloses, heftig nach faulen Eiern riechendes Gas, giftig. Löslich in Wasser (Schwefelwasserstoffwasser).

Chemisches Verhalten: Es ist brennbar zu Wasser und Schwefeldioxyd:



Wird durch Oxydationsmittel, z. B. Salpetersäure, Chlor, leicht unter Abscheidung von Schwefel zer-

setzt. Fällt aus fast allen Metallsalzlösungen Schwefelmetalle. Es wird auch zu Heilzwecken benutzt. Die Wirkung der sog. „Schwefelbäder“ beruht nämlich im wesentlichen auf ihrem Gehalt an H_2S . Natürliche Schwefelbäder sind z. B. Aachen, Leuk. Man stellt sie auch künstlich her.

Nachweis: Papier, das mit Bleiessig getränkt, wird schwarz gefärbt (Bildung von Schwefelblei).

Mit Chlor gibt der Schwefel drei Verbindungen, S_2Cl_2 , S_2Cl_4 , S_2Cl_6 .

Sauerstoffverbindungen des Schwefels.

Der Schwefel bildet mit dem Sauerstoff vier Oxydationsstufen, von denen indessen nur zwei als Anhydride der beiden wichtigsten Säuren des Schwefels von größerem Interesse sind:

S_2O_3 Schwefelsesquioxyd,

SO_2 Schwefeldioxyd, Anhydrid der schwefligen Säure,

SO_3 Schwefeltrioxyd, Anhydrid der Schwefelsäure,

S_2O_7 Schwefelheptoxyd.

Von Säuren des Schwefels sind zehn bekannt.

Thioschwefelsäure	$H_2S_2O_3$
Hydroschweflige Säure	H_2SO_2
Schweflige Säure	H_2SO_3
Schwefelsäure	H_2SO_4
Überschwefelsäure	$H_2S_2O_8$
Oxyschwefelsäure	H_2SO_5
Dithionsäure	$H_2S_2O_6$
Trithionsäure	$H_2S_3O_6$
Tetrathionsäure	$H_2S_4O_6$
Pentathionsäure	$H_2S_5O_6$

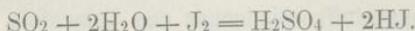
Schwefeldioxyd SO_2 .

Vorkommen: In Vulkangasen.

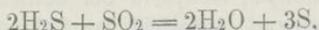
Darstellung: Durch Verbrennen von Schwefel an der Luft. Ferner beim Erhitzen von Schwefelmetallen an der Luft (Rösten).

Eigenschaften: Farbloses, äußerst heftig riechendes Gas. Bei -15° flüssig. Leicht löslich in Wasser.

Chemisches Verhalten: Das Schwefeldioxyd nimmt sehr leicht noch ein Atom O auf und wird zu Schwefeltrioxyd. Deshalb wirkt es reduzierend. So entfärbt es z. B. Jodlösung, indem es das Jod zu Jodwasserstoff reduziert:



Es entfärbt auch organische Farbstoffe. Es ist ein exquisit fäulniswidriges Mittel; man benutzt es z. B. zum Desinfizieren der Weinfässer (Schwefeln), indem man in dem feuchten Fasse Schwefel verbrennt. Es zerstört auch den z. B. bei der Fäulnis tierischer Stoffe sich entwickelnden Schwefelwasserstoff:



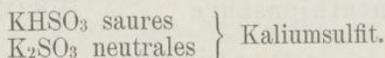
indem sich Schwefel abscheidet. Auf diese Weise sind vermutlich die großen Schwefelablagerungen in der Nähe der Vulkane entstanden.

Mit Chlor vereinigt es sich zu Sulfurylchlorid SO_2Cl_2 . Es tauscht auch ein Atom O gegen Cl_2 aus und bildet Thionylchlorid SOCl_2 .

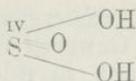
Die wässrige Lösung des Schwefeldioxyds enthält wahrscheinlich die sonst nicht bekannte

Schweflige Säure H_2SO_3 .

Die schweflige Säure ist zweibasisch; sie bildet deshalb zwei Reihen von Salzen: primäre (saure) und sekundäre (neutrale) Sulfite.



Ihre Konstitution wird am einfachsten durch die Formel



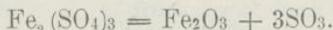
ausgedrückt.

Hydroschweflige Säure H_2SO_2 durch Auflösen von Zink in wässriger schwefliger Säure als Zinksalz. Sehr zersetzlich.

Schwefeltrioxyd SO_3 .

Anhydrid der Schwefelsäure H_2SO_4 . Entsteht aus SO_2 durch Aufnahme von 1 Atom Sauerstoff.

Wird dargestellt durch Erhitzen von wasserfreiem Eisenoxydsulfat:



An der Luft rauchende Flüssigkeit, die begierig Wasser anzieht und sich damit zu Schwefelsäure verbindet.

Schwefelsäure H_2SO_4 .

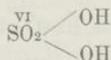
Schon im 15. Jahrhundert, wahrscheinlich sogar noch früher bekannt. Wegen ihrer ausgedehnten technischen Verwendung die wichtigste aller Säuren.

Darstellung: Durch den Bleikammerprozeß (s. u.) oder aus dem Anhydrid mit Wasser. Neuerdings wird die Schwefelsäure im Großen durch das sog. „Kontaktverfahren“ dargestellt. Man leitet ein Gemenge von SO_2 , Luft und Wasserdampf bei bestimmter Temperatur über eine platinierte Tonkugel. Durch den Kontakt mit dem Platin wird das SO_2 zu SO_3 oxydiert.

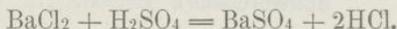
Eigenschaften: In reinem Zustande dicke, ölige Flüssigkeit vom spez. Gew. 1,8 Kp. 338° . Die bei dieser Temperatur destillierende Säure enthält noch immer 1,5% Wasser. Ganz wasserfrei erhält man die Schwefelsäure in Kristallen, wenn man die gewöhnliche 98%ige auf -10° abkühlt. Sie ist sehr

hygroskopisch, d. h. wassergierig und wirkt heftig ätzend, weil sie den Geweben Wasser entzieht. Mit Wasser mischt sie sich in jedem Verhältnis unter starker Erwärmung, [deshalb beim Mischen Verzicht nötig.

Chemisches Verhalten: Infolge ihrer großen Verwandtschaft zum Wasser wirkt die Schwefelsäure sehr energisch auf viele Körper. Organische Stoffe verkohlt sie, z. B. Zucker. Sie ist eine der stärksten Säuren, vertreibt also die meisten anderen aus ihren Salzen. Sie ist zweibasisch, d. h. sie bildet zwei Reihen von Salzen, saure und neutrale Sulfate. Ihre Konstitution ist:



Nachweis: Durch die Unlöslichkeit ihres Baryumsalzes in Wasser und Säuren (Fällung mit Chlorbaryum).



Bleikammerprozess.

Schwefel oder Schwefelerze (Schwefelkies, Kupferkies etc.) werden in Öfen verbrannt. Dabei entsteht SO_2 , das mit Luft vermischt in große aus Bleiplatten gebaute Kammern geleitet wird. Dort tritt es mit Salpetersäure und Wasserdampf in Berührung. Die Salpetersäure oxydiert das Schwefeldioxyd zu Schwefelsäure, und wird dabei selbst zu Stickoxyd reduziert, das durch Luft und Wasserdampf wieder zu Salpetersäure wird, so daß theoretisch unbegrenzte Mengen SO_2 in Schwefelsäure übergeführt werden könnten, ohne daß die Salpetersäure erneuert zu werden brauchte. In den Bleikammern findet sich eine Schwefelsäure von ca. 60%, die dann durch Eindampfen in Blei- und weiterhin in Platinfannen konzentriert und schließlich durch Destillation gereinigt wird.

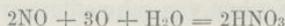
Nitrose: $H_2SO_2(60^\circ Be) + N_2O_3 + H_2O_2$.

Der chemische Vorgang dieses Prozesses ist ein sehr komplizierter. Am einfachsten läßt er sich folgendermaßen darstellen:

Salpetersäure oxydiert bei Gegenwart von Wasser das Schwefeldioxyd zu Schwefelsäure:

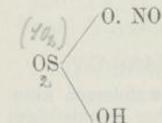


Das Stickoxyd NO wird durch Luft und Wasser wieder in Salpetersäure verwandelt:



Doch ist diese Darstellung nur eine Anschauung, neben der auch noch andere bestehen.

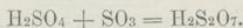
Enthalten die Bleikammern nicht genügend Wasserdampf, so entstehen die sog. Bleikammerkristalle, die ihrer chemischen Natur nach Nitrosylschwefelsäure sind und durch Wasser in Schwefelsäure übergehen.



Entzieht man 2 Mol. Schwefelsäure ein Mol. Wasser, so entsteht die sog. Pyroschwefelsäure $H_2S_2O_7$, die als ein unvollkommenes Anhydrid der Schwefelsäure aufzufassen ist und die Strukturformel



hat, also zweibasisch ist. Sie entsteht durch Vereinigung von 1 Mol. Schwefelsäureanhydrid SO_3 mit 1 Mol. Schwefelsäure.



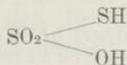
Sie ist in der sog. „rauchenden Schwefelsäure“ enthalten, die durch Erhitzen von trockenem Eisenvitriol $FeSO_4$ erhalten wird. Diese ist eine dicke, stark rauchende Flüssigkeit, die auch als „Nordhäuser Vitriol-Öl“ bezeichnet wird, da sie früher in Nordhausen a.H. dargestellt wurde.

Thioschwefelsäure $H_2S_2O_3$, häufig fälschlich unterschweflige Säure genannt, kann als Schwefelsäure betrachtet werden, in der ein Hydroxyl OH durch das gleichwertige Radikal SH ersetzt ist.

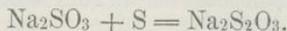
*H₂S₂O₈ - Perschwefelsäure, findet sich in der Natur vor, wenn H₂S₂O₇ von
1/2 Gew. 1,4 bei einer Temperatur von 2.500° abkühlt und.*

— 66 —

Ihre Konstitution ist also:



Sie ist nur in ihren Salzen bekannt. Natriumthiosulfat, dastechnische Verwendung z.B. in der Photographie, findet, entsteht durch Kochen von schwefligsaurem Natron mit Schwefel:



Die übrigen Säuren des Schwefels sind von untergeordneter Bedeutung.

Selen.

Se. Atomgew. 79. Mol. Gew. 158 (bei 1400° C.).

Als geringfügige Beimengung in einigen Schwefelerzen kommen Selenverbindungen vor. Beim Rösten solcher selenhaltiger Erze scheidet sich das Selen in den Ableitungsröhren, ev. in den Bleikammern (Selenschlamm) als rotes Pulver ab

Tellur.

Te. Atomgew. 127.

Selten; entweder gediegen oder mit Metallen, z. B. Gold und Wismut, verbunden.

Beide Elemente bilden dem Schwefel analoge Verbindungen, z. B. Selenwasserstoff, selenige Säure, Selensäure.

Elemente der Stickstoffgruppe.

Die Elemente der Stickstoffgruppe können drei- und fünfwertig auftreten.

Zu ihnen gehören Stickstoff, Phosphor, Arsen, Antimon, (Wismut). Die letzten Glieder der Gruppe nähern sich den Metallen, namentlich das Wismut, das z. B. keine Verbindung mit Wasserstoff eingeht, während die vier übrigen gasförmige Verbindungen mit je 3 Atomen Wasserstoff besitzen. Das Wismut wird deshalb bei den Metallen abgehandelt werden.

Stickstoff (Nitrogenium).

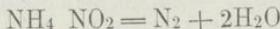
Symbol: N. Atomg. 14. Mol. G. 28.

Historisches: Seine elementare Natur konstatierte Lavoisier 1787, der ihn Azote nannte (von ζωή Leben mit α privativum), weil er die Atmung nicht zu unterhalten vermag. Daher das noch heute in Frankreich übliche Symbol Az. Den Namen Nitrogenium (von nitrum der Salpeter und γεννάω ich erzeuge) erhielt er erst später, weil er im Salpeter enthalten ist.

Vorkommen: In der atmosphärischen Luft, von der er ca. 4/5 des Volumens einnimmt. Außerdem als Ammoniak NH₃ und Salpetersäure in deren Salzen. *allg. in Luft im Gasform*

Darstellung: 1) Aus der Luft durch Entziehung des Sauerstoffes. Läßt man in einem abgeschlossenen Raum z. B. Phosphor verbrennen, so wird der Sauerstoff verzehrt und der Stickstoff bleibt zurück.

2) Durch Erhitzen von Ammoniumnitrit: *Luft + N*



Eigenschaften: Farbloses, geruch- und geschmackloses Gas. Wenig löslich in Wasser, läßt sich erst bei -146° durch 35 Atmosphären Druck verflüssigen. Der flüssige Stickstoff siedet bei -191°.

Chemisches Verhalten: Der Stickstoff zeichnet sich durch außerordentlich geringe Affinität gegen andere Elemente aus. Direkt verbindet es sich mit sehr wenigen, z. B. Magnesium, Bor. Ein brennendes Licht erlischt, ein Tier erstickt in ihm. *Ca, CaCl₂*

Die atmosphärische Luft

besteht im wesentlichen aus einem Gemenge von ca 79% Stickstoff und ca. 20% Sauerstoff, ferner Wasserdampf, Kohlendioxyd und anderen unwesentlichen Bestandteilen, z. B. Wasserstoffsuperoxyd, Ozon, salpetrigsaurem Ammoniak etc. Der Druck der Luft am Meeresstrande ist durchschnittlich gleich dem einer Quecksilbersäule von 760 mm. Diesen Druck, der auf dem

die Affinität der Gase in der Luft ist gering, Komponente, die Luft ist also überall gleich.

gem rund 1 kg ausmacht, nennt man den „einer Atmosphäre“.

Daß Luft nicht eine chemische Verbindung, sondern ein Gemenge von Sauerstoff und Stickstoff ist, zeigt die Tatsache, daß man die beiden Gase sowohl durch ihre verschiedene Löslichkeit in Wasser, als auch durch Diffusion durch Tonröhren leicht von einander scheiden kann. Durch die Wand tönerner Röhren geht Stickstoff leichter hindurch als Sauerstoff.

Einen neuen Bestandteil der Luft haben Lord Rayleigh und W. Ramsay aufgefunden, das **Argon** (von *ἀργον* ohne Wirkung). Es ist im atmosphärischen Stickstoff zu 0,8 — 0,9% enthalten. Man gewinnt es, indem man den Stickstoff mittelst glühenden Magnesiums oder durch elektrische Funkenentladung entfernt. Dann bleibt das Argon, das noch weit schwerer als der Stickstoff angegriffen wird, zurück. Seine Gasdichte ist = ca. 20, sein Atomgewicht = ca. 40, sein Siedepunkt — 186°. Es hat ein wohlcharakterisiertes Spektrum. Es ist später auch als Bestandteil einiger Mineralien mit noch einem neuen Element, dem bis dahin nur auf der Sonne konstatierten **Helium**, zusammen nachgewiesen worden. Das Helium hat die Gasdichte 2, ist also nach Wasserstoff das leichteste Gas. Ferner hat Ramsay in der Luft noch mehrere andere Gase: Neon, Krypton, Xenon, aufgefunden und näher untersucht.

Diese „Edelgase“ geben keinerlei Verbindungen, sie sind alle schwer zu verflüssigen, besonders das Helium, das noch bei — 264° und einer Atmosphäre Druck gasförmig bleibt. Es sind einatomige Gase, bei denen also im Gegensatz zu den gewöhnlichen Elementargasen das Atomgewicht gleich dem Molekulargewicht ist.

Sie sind in der Luft in sehr geringer Menge enthalten.

Wasserstoffverbindungen des Stickstoffs.

Ammoniak NH_3 .

Hydrazin $\text{NH}_2\text{—NH}_2 = \text{N}_2\text{H}_4$.

Stickstoffwasserstoffsäure N_3H .

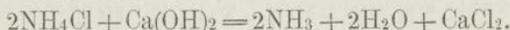
Ammoniak.

NH₃. M. G. 17. Gasdichte 8,5.

Vorkommen: In der Luft und einigen Mineralien.
Es bildet sich bei der Fäulnis organischer Substanzen und als Nebenprodukt bei der Leuchtgasfabrikation.

Das Ammoniak liefert neben den salpetersauren Salzen des Bodens den Pflanzen den zum Aufbau der Eiweißstoffe nötigen Stickstoff. Es ist deshalb ein unentbehrliches Düngemittel, wie es ja einen der wesentlichsten Bestandteile des tierischen Düngers darstellt. Das Tier nämlich verbrennt die Eiweißstoffe zu Harnstoff oder Harnsäure, die bei der Fäulnis in Ammoniak übergehen. Weder Tiere noch höhere Pflanzen können elementaren Stickstoff verwerten. Nur einige Bakterien haben die Fähigkeit, ihn in Ammoniaksalze überzuführen (Azotobakter). Andere verwandeln das Ammoniak im Boden in Salpetersäure, die die Pflanzen verwerten können (Nitrifikation).

Darstellung: Aus den „Gaswässern“ (s. Leuchtgas) durch Eindampfen mit Salzsäure. Dabei entsteht Chlorammonium NH₄Cl, aus dem man mit gelöschtem Kalk das Ammoniak wieder in Freiheit setzt.

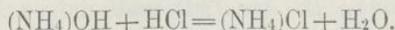


Eigenschaften: Farbloses, eigenartig riechendes Gas, sehr leicht löslich in Wasser. Bei - 40° flüssig. Die wässrige Lösung heißt Salmiakgeist (*Liquor ammonii caustici*).

Chemisches Verhalten: In reinem Sauerstoff ist Ammoniak brennbar. Es hat stark basische Eigenschaften; seine wässrige Lösung enthält wahrscheinlich eine Base von der Formel NH₄OH, das Ammoniumhydroxyd. Man nennt nämlich das ein-

wertige Radikal NH₄ ($\overset{\vee}{\text{N}}\equiv\text{H}_3$) Ammonium, da

es sich wie ein metallisches Element erhält. Als solches gibt es dann ein basisches Hydroxyd, das Salze bildet, z. B.:



Nachweis: Die Ammoniumverbindungen geben beim Kochen mit Natronlauge den charakteristischen Geruch des Ammoniaks.

Verwendung: In der Farbstofftechnik. Flüssiges Ammoniak zur Erzeugung von Kälte in Eismaschinen. In der Medizin.

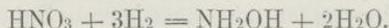
*in folgenden
im Kontext
untersuchen*

Hydrazin NH_2-NH_2 hauptsächlich in seinen organischen Derivaten wichtig. Ist ebenfalls in seinem Hydrat NH_2-NH_2OH stark basischer Natur.

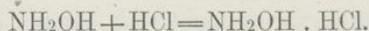
Stickstoffwasserstoffsäure $N_3H = \begin{matrix} N \\ || \\ N \end{matrix} > NH$ ist eine starke Säure. *Hyponitrid* *→ Nitrogruppe* *= Nitridgruppe*

Stark riechende, sehr explosive Flüssigkeit.

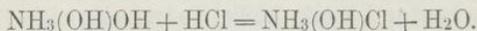
Hydroxylamin NH_2OH . Entsteht durch Reduktion von Salpetersäure (oder besser ihrem Äthylester) mit Zinn:



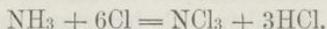
Farblose Nadeln. Ziemlich leicht zersetzlich. Verbindet sich mit Säuren zu Salzen:



Die Salze leiten sich von der Base: Oxyammonium her:



Chlorstickstoff, NCl_3 , aus Ammoniak und Chlor.



Ölige Flüssigkeit, schon bei leiser Berührung heftig explodierend.

Jodstickstoff NJ_2H , aus Jod und Ammoniak.

Schwarzes Pulver, noch explosiver als Chlorstickstoff.

Stickstoff und Sauerstoff.

Der Stickstoff bildet fünf verschiedene Sauerstoffverbindungen, von denen zwei Säureanhydride darstellen:

N_2O Stickoxydul.

NO Stickoxyd.

N_2O_3 Stickstofftrioxyd (Salpetrigsäureanhydrid).

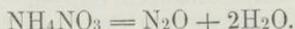
$NO_2(N_2O_4)$ Stickstoffdioxyd.

N_2O_5 Stickstoffpentoxyd (Salpetersäureanhydrid).

Stickoxydul N_2O .

Darstellung: 1) Durch Reduktion von Salpetersäure mit Zink neben Stickoxyd.

2) Rein aus Ammoniumnitrat durch Erhitzen:



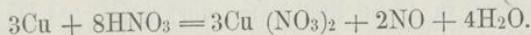
Eigenschaften: Farbloses, süßlich schmeckendes Gas von schwachem Geruch. Ziemlich leicht löslich in Wasser.

Chemisches Verhalten: Unterhält die Verbrennung, da es leicht Sauerstoff abgibt.

Verwendung: Da es beim Einatmen erst einen rauschartigen Zustand, dann Betäubung hervorruft, als leichtes Narkotikum für kleine Operationen (Lachgas).

Stickoxyd NO .

Darstellung: Aus Kupfer und Salpetersäure (*Reduktion!*)



Farbloses Gas. Wenig löslich in Wasser. Schwer kondensierbar. Nimmt an der Luft sofort noch 1 Atom Sauerstoff auf und verbindet sich mit ihm zu NO_2 (braune Dämpfe). Ein Gemisch von Stickoxyd und Schwefelkohlenstoffdampf verbrennt mit blendender, prachtvoll blauer Flamme.

Stickstoffdioxyd NO₂.

Entsteht durch direkte Vereinigung von N und O mittelst des elektrischen Funkens, sowie aus Stickoxyd an der Luft. Rotgelbe, erstickend riechende Dämpfe.

Bei niederer Temperatur hat es die Molekularformel N₂O₄ und läßt sich bei - 12° zu einer farblosen Flüssigkeit kondensieren, die indessen schon bei 0° anfängt gelb zu werden, indem schon hier die Trennung der Moleküle in NO₂ beginnt. Bei 26° verwandelt sich die Flüssigkeit in einen gelben Dampf, der sich bei höherer Temperatur immer dunkler färbt, bis schließlich bei 150° die Dissoziation in NO₂ vollständig ist.

Salp. Pet. S. 11
H. N₂ auf O₂ S. 11 21° Salpetrigsäureanhydrid N₂O₃. Bei Temperaturen unter eine tiefblaue Flüssigkeit. Zersetzt sich beim Sieden (Sdp. 3.5°). Gibt mit wenig Wasser wahrscheinlich die *Salp. Pet. S. 11*

Salpetrige Säure, HNO₂. In freiem Zustande nicht bekannt. Ihre Salze (Nitrite) entstehen durch Erhitzen von salpetersauren Salzen. Die aus ihren Salzen in Freiheit gesetzte Säure zerfällt in Wasser, NO₂ und NO; sie macht aus Jodverbindungen das Jod frei.

Salpetersäureanhydrid N₂O₅. Aus der Salpetersäure durch Wasserentziehung mittelst Phosphorpentoyd:

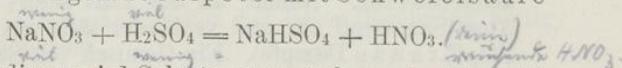


Farblose, leicht zersetzliche Prismen.

Salpetersäure HNO₃ = NO₂OH.

Vorkommen: Salpetersaure Salze entstehen bei der Verwesung von organischen Stoffen meist durch die Tätigkeit von Bakterien (Nitrifikation). Hauptquelle ihrer Bereitung ist ihr Natriumsalz, das in großen Lagern in Chile und Peru vorkommt (Chilisalpeter).

Darstellung: Aus Salpeter mit Schwefelsäure

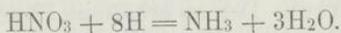


Neuerdings wird Salpetersäure (neben salpetriger S.) aus Luft durch Oxydation des Stickstoffs mittels sehr

energischer elektrischer Entladungen im großen hergestellt, und soll zu Düngerzwecken dienen.

Eigenschaften: Farblose, an der Luft rauchende Flüssigkeit von spez. G. 1,56. Mischbar mit Wasser. Beim Destillieren einer verdünnten Lösung geht erst reines Wasser über, dann destilliert bei 121° konstant eine Salpetersäure von 68% Gehalt und dem spez. Gewicht 1,4. Dies ist die sog. konzentrierte Salpetersäure.

Chemisches Verhalten: Starke Säure, löst fast alle Metalle (außer Gold und Platin). Oxydiert viele Elemente, z. B. Zinn, Kohle, Phosphor zu Säuren, zerstört organische Stoffe, färbt die Haut gelb. Wirkt überhaupt sehr energisch oxydierend und reduziert sich dabei zu niedrigen Oxyden des Stickstoffs. Verdünnte Salpetersäure wird durch naszierenden Wasserstoff direkt zu Ammoniak reduziert.



Oxydirt Kupfer f. Salpetersäure.

Rote rauchende Salpetersäure (*acid. nitricum fumans*) ist eine Salpetersäure, die Stickstoffdioxid aufgelöst enthält. Man stellt sie durch Destillation von Salpetersäure mit konz. Schwefelsäure dar. Wirkt noch energischer als gewöhnliche Salpetersäure. Ein Gemenge von 3 Volumen Salzsäure und einem Volumen Salpetersäure heißt Königswasser. Es löst Gold und Platin.

Nachweis: Salpetersäure Salze mit Kupfer und Schwefelsäure erhitzt geben die roten Dämpfe des Stickstoffdioxyds.

4. NO₃ -
Eine Lösung von Diphenylamin in konz. Schwefelsäure wird selbst durch Spuren von HNO₃ blau gefärbt. Da das gewöhnliche Wasser fast stets Spuren von Salpetersäure enthält, reine Milch dagegen nicht, so kann man dadurch Milch auf nachträglichen Wasserzusatz prüfen.

Phosphor.

P. Atomg. 31. Mol. G. 124.

Historisches: Der Phosphor wurde fast gleichzeitig von Brand und Kunkel aus Harn dargestellt. Sein Name rührt von seiner Fähigkeit her, im Dunkeln zu leuchten. (*φωσφόρος* Lichtträger.)

Vorkommen: Nur in Salzen; namentlich phosphorsaurer Kalk in manchen Mineralien, in der Ackererde, in Pflanzen und Tieren, besonders in den Knochen.

Darstellung: Aus Knochenasche, die tertiäres Kalziumphosphat enthält, durch Erhitzen mit Schwefelsäure, wodurch primäres Kalziumphosphat entsteht. Dies wird mit Sand und Kohle geglüht, wobei die Kohle das Kalziumphosphat zu Phosphor reduziert. Dieser entweicht gasförmig und wird unter Wasser aufgefangen.

Eigenschaften: Der so erhaltene Phosphor ist eine gelbe, wachsweiche Masse, die bei 44° schmilzt. Unlöslich in Wasser, leicht löslich in Schwefelkohlenstoff. Äußerst giftig. 0,1 gr sind für einen erwachsenen Menschen tödlich. Leuchtet im Dunkeln an der Luft. Wenn man Phosphor in luftleeren Gefäßen kurze Zeit auf 300° erhitzt, geht er in eine andere Modifikation über, den roten Phosphor. Dieser hat ganz andere Eigenschaften: Er leuchtet nicht, bleibt an der Luft bis ca. 200° unverändert, sublimiert ohne zu schmelzen, ist unlöslich in Schwefelkohlenstoff und ungiftig.

Eine dritte Modifikation ist der sog. metallische Phosphor, der entsteht, wenn man roten Phosphor in geschmolzenem Blei löst und erstarren läßt; dann scheiden sich schwarze, metallglänzende Kristalle aus die noch beständiger sind als der rote Phosphor und vielleicht nur gut ausgebildete Kristalle der letzteren Modifikation darstellen.

Chemisches Verhalten: Der gelbe Phosphor verbindet sich sehr leicht mit Sauerstoff. An feuchte

Luft zerfließt er unter Bildung von phosphoriger Säure H_3PO_3 ; beim Erhitzen an trockener Luft (schon bei 60°) oder im Sauerstoffstrom verbrennt er mit helleuchtender Flamme zu Phosphorpentoxyd P_2O_5 . Er verbindet sich schon bei gewöhnlicher Temperatur sehr lebhaft mit Chlor, Brom und Jod. Der rote Phosphor reagiert viel weniger energisch.

Der Phosphor zeigt in seinem Molekulargewicht eine Abweichung von der Regel, daß die Elemente im Gaszustand zweiatomige Moleküle besitzen. Seine Gasdichte beträgt 62. Demnach ist sein Molekulargewicht = 124. Nun ergibt sich aber aus den Verbindungen des Phosphors, daß man sein Atomgewicht zu 31 annehmen muß, folglich ist in diesem Falle das Mol. G. das vierfache des Atomgewichtes; das Phosphormolekül muß vieratomig sein.

Nachweis: Phosphor enthaltende Substanzen, z. B. vergiftetes Brot, Mageninhalt etc., geben beim Kochen mit Wasser im Dunkeln leuchtende Dämpfe. Man kann den Phosphor durch eine Röhre hindurch destillieren, wobei die Röhre zu leuchten beginnt.

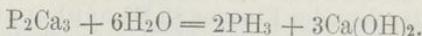
Verwendung: In der Medizin. Zu Zündhölzern: Die alten Zündhölzchen bestanden aus einem Holzstäbchen, das an dem einen Ende in Schwefel gesteckt und dann noch mit einem aus Phosphor und Gummi arabicum bestehenden Köpfchen versehen wurde. Die sog. schwedischen Zündhölzer haben stattdessen eine Zündmasse ohne Schwefel und Phosphor, die meist aus chlorsaurem Kali und Schwefelantimon besteht. Das Holz wird zur Erzielung größerer Leuchtkraft mit Paraffin getränkt. Die Streichmasse der Schachteln enthält u. a. roten Phosphor. Wegen der großen Gesundheitsschädlichkeit des Phosphors (Knochenerkrankungen) ist seine Verwendung wesentlich eingeschränkt worden. Er ist vielfach durch andere, wenig giftige Verbindungen ersetzt worden.

Phosphor und Wasserstoff.

Gasförmiger Phosphorwasserstoff PH_3 entspricht dem Ammoniak.

Darstellung: 1) Aus Phosphor und Natronlauge.

2) Aus Phosphorkalzium und Wasser:



Der so dargestellte Phosphorwasserstoff ist ein farbloses, widrig knoblauchartig riechendes, sehr giftiges Gas. Er enthält etwas flüssigen Phosphorwasserstoff P_2H_4 beigemengt und ist infolgedessen selbstentzündlich. Reiner PH_3 ist nicht selbstentzündlich, aber brennbar.

Er ist ähnlich dem Ammoniak basenbildend, aber viel schwächer; die Base $PH_3 + H_2O = PH_4OH$ heißt Phosphoniumhydrat, der Basenrest PH_4 Phosphonium, gleich dem Ammonium NH_4 . Die Base bildet auch analoge Salze, z. B. Phosphoniumjodid PH_4J etc.

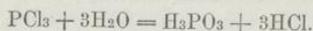
Die Gasdichte des PH_3 ist = 17, daraus folgt sein Mol. G. = 34 und daraus, daß das Atomgewicht des Phosphors nicht = 62 sein kann, sondern = 31 sein muß, da man dem Phosphorwasserstoff nach Analogie mit dem Ammoniak die Formel PH_3 zuschreiben muß.

Flüssiger Phosphorwasserstoff P_2H_4 , entsprechend dem Hydrazin N_2H_4 , scheidet sich beim Abkühlen des unreinen Gases (s. o.) ab. Er entzündet sich, sobald er mit Luft in Berührung kommt.

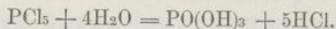
Phosphor und Halogene.

Die Verbindungen des Phosphors mit Cl, Br, J entstehen durch direkte Vereinigung der Elemente.

flüssig Phosphortrichlorid PCl_3 . Farblose Flüssigkeit. Geht durch Wasser in phosphorige Säure über:



fest Phosphorpentachlorid PCl_5 aus dem Trichlorid + Chlor. Kristallinischer gelblich weißer Körper. Geht mit wenig Wasser in Phosphoroxychlorid $POCl_3$ über. Viel Wasser gibt Phosphorsäure:



Ähnlich sind die Brom- und Jodverbindungen.

Es ist befeuchtendste Kristallform

Sauerstoffverbindungen des Phosphors.

Der Phosphor bildet 3 Sauerstoffverbindungen:

Phosphorsuboxyd P_4O

Phosphortrioxyd P_4O_6

Phosphorpentoxyd P_2O_5 (Phosphorsäureanhydrid)

und drei Säuren

$H_2\overset{v}{P}O-OH$ Unterphosphorige Säure

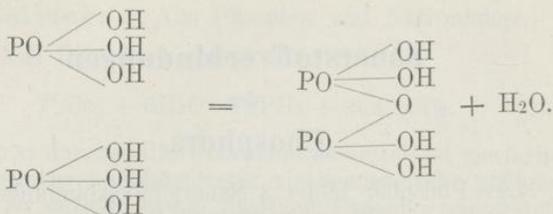
$H\overset{v}{P}O \begin{cases} / OH \\ \backslash OH \end{cases}$ Phosphorige Säure

$O = \overset{v}{P} \begin{cases} / OH \\ - OH \\ \backslash OH \end{cases}$ Phosphorsäure.

Alle Säuren leiten sich vom fünfwertigen Phosphor ab. Die unterphosphorige Säure hat nur ein typisches (Hydroxyl-) Wasserstoffatom, ist also einbasisch; die phosphorige Säure hat zwei Hydroxyle, ist also zweibasisch; die Phosphorsäure mit drei Hydroxylen dreibasisch.

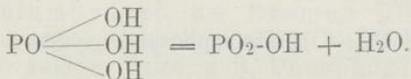
Die Phosphorsäure kann mehr oder weniger Wasser abspalten und bildet demgemäß mehrere Anhydride. Soweit diese noch Hydroxyl enthalten, sind sie noch Säuren und werden daher als Anhydrosäuren bezeichnet. Die Anhydride der Phosphorsäure sind folgende:

1) Aus zwei Molekülen Phosphorsäure spaltet sich ein Molekül Wasser ab:



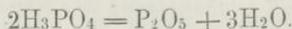
Diese Säure heißt Pyrophosphorsäure ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$). Sie enthält vier Hydroxyle, ist also vierbasisch.

2) Ein Molekül Phosphorsäure spaltet ein Molekül Wasser ab:



Diese Säure heißt Metaphosphorsäure (HPO_3). Sie enthält ein Hydroxyl, ist also einbasisch. Sie entspricht der Salpetersäure NO_2OH .

3) Zwei Mol. Phosphorsäure spalten drei Mol. Wasser ab:



Dieser Körper enthält kein Hydroxyl mehr, ist also keine Säure. Es ist das eigentliche Phosphorsäureanhydrid.

*Hypophosphite!
1 basisch
Reduktions-
mittel.
Pfl. für 5-normig*

Unterphosphorige Säure H_3PO_2 . Das Baryumsalz resp. Natriumsalz entsteht durch Kochen von gelbem Phosphor mit Baryumhydroxyd oder Natriumhydroxyd in wässriger Lösung, neben Phosphorwasserstoff:

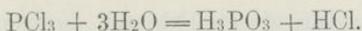


Die freie Säure wird aus dem Baryumsalz durch Schwefelsäure dargestellt. *W. L. 104: Wasserstoff (sulfid) 1/700 zerfällt in H_2 + H*
Zerfließliche, farblose Kristalle. Starkes Reduktionsmittel.

*2 basisch!
Phosphite*

Phosphorige Säure H_3PO_3 entsteht durch Oxydation von Phosphor an feuchter Luft, ferner aus Phosphortrichlorid durch Wasser.

Bestandteil 5-normig in H_3PO_3



Farblose, zerfließliche Kristallmasse. Wirkt stark reduzierend, indem sie sich zu Phosphorsäure oxydiert.

Phosphorsäure, auch Orthophosphorsäure (*acidum phosphoricum*) H_3PO_4 entsteht aus ihrem Anhydrid P_2O_5 durch heißes Wasser. Man stellt sie aus Knochenasche, die phosphorsaures Kalzium enthält, durch Schwefelsäure dar. ^{3) aus HPO_3 + H_2O}
2) H_2O + $CaH_2P_2O_7$ v. P. auf HNO_3

Farblose Prismen, die an der Luft zerfließen. Völlig ungiftig.

Sie bildet als dreibasische Säure drei Reihen von Salzen, die man als primäre, sekundäre und tertiäre Phosphate bezeichnet.

- NaH_2PO_4 primäres oder Mononatriumphosphat, $Ca(H_2PO_4)_2$
- Na_2HPO_4 sekundäres oder Dinatriumphosphat, $Ca_2(HPO_4)_2$
- Na_3PO_4 tertiäres oder Trinatriumphosphat. $Ca_3(PO_4)_2$

Phosphorsäure spielt im Haushalt der organischen Wesen eine ungemein wichtige Rolle. Sie ist in der Substanz der Zellkerne, dem Nukleïn, enthalten, ferner im Zentralnervensystem als Lecithin (s. org. Chemie), bildet ferner als phosphorsaurer Kalk den Hauptbestandteil der Knochengrundsubstanz. Ebenso ist sie für die Pflanzen unentbehrlich. Man muß deshalb den Boden mit Phosphaten düngen. Darauf hingewiesen zu haben, ist das unsterbliche Verdienst Justus v. Liebig's, der zuerst die künstliche Düngung des Bodens inaugurierte.

Nachweis: Molybdänsaures Ammonium gibt einen gelben Niederschlag, der in HNO_3 nicht löslich ist. $AgNO_3$ gibt einen gelben Niederschlag. Ag_3PO_4 u. NH_3 u. HNO_3 löslich. auf $H_2PO_4^-$ u. HPO_4^{2-} falkigen

^{4) Beispiel!} Pyrophosphorsäure $H_4P_2O_7$ entsteht durch Erhitzen von Orthophosphorsäure auf 260°. alkalische Lsg. f. Orthophosphate

Kristallinische, in Wasser leicht lösliche Masse. $AgNO_3$ gibt einen weißen Niederschlag. $Na_4P_2O_7$ löst Fe-Katzen!

^{5) Beispiel!} Metaphosphorsäure HPO_3 . Aus Ortho- oder

wenig glänzend, spez. G. 4.7. Verdampft bei 450° ohne zu schmelzen.

Chemisches Verhalten: Die Gasdichte des Arsens ist = 150, also ist sein Mol. G. 300. Sein Atomg. ist = 75, also ist sein Molekül ebenfalls, wie das des Phosphors, vieratomig.

Arsen verbrennt beim Erhitzen an der Luft. Entzündet sich in Chlorgas.

Arsenwasserstoff AsH_3 . Entsteht bei der Einwirkung von naszierendem Wasserstoff (Zink und Salzsäure) auf Arsenverbindungen. Farbloses, widrig riechendes, enorm giftiges Gas. Wird beim Durchleiten durch eine glühende Glasröhre in Arsen und Wasserstoff zerlegt: Das Arsen setzt sich dann als schwarzer Belag auf dem Glase fest (Arsenspiegel).

Man benutzt dies zum Nachweis von Arsen, indem man die zu untersuchende Substanz, z. B. vergiftete Speisen, mit Zink und Salzsäure zusammenbringt und den sich entwickelnden Wasserstoff durch ein Glasrohr leitet, das an einer Stelle erwärmt wird. Dann scheidet sich an dieser Stelle schwarzes Arsen ab (Marshscher Apparat). Sehr empfindlicher Nachweis.

Arsen und Halogene. Ähnlich den Phosphorverbindungen. Das Pentachlorid, -bromid etc. ist indessen nicht bekannt. Arsen-trichlorid AsCl_3 .

Sauerstoffverbindungen des Arsens.

Arsen hat zwei Oxydationsstufen, denen zwei Säuren entsprechen.

As_2O_3	H_3AsO_3
Arsentrioxyd	Arsenige Säure
As_2O_5	H_3AsO_4
Arsenpentoxyd	Arsensäure.

Arsentrioxyd, weißer Arsenik, Arsenigsäureanhydrid, gewöhnlich fälschlich als arsenige Säure (*Ac-*

Oppenheimer, Grundriss d. anorg. Chemie, 4. Aufl. 6

dum arsenicosum) bezeichnet, kommt in der Natur als Arsenikblüte vor. Es wird im großen bei der Verhüttung arsenhaltiger Erze gewonnen und zur Reinigung in eisernen Zylindern sublimiert. Weißes Pulver oder glasartige Masse, sehr giftig. Schwer löslich in Wasser. Wirkt reduzierend. Wird in der Medizin angewendet, besonders als Kaliumsalz (*Liquor Fowleri*).

Die arsenige Säure H_3AsO_3 ist in freiem Zustande nicht bekannt. In ihren Salzen ist sie dreibasisch.

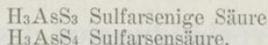
Arsensäure H_3AsO_4 entsteht durch Oxydation von Arsen mit Salpetersäure. Zerfließliche Kristalle. Dreibasische Säure. Die Arsensäure gibt wie die Phosphorsäure durch Wasserabspaltung zuerst Pyroarsensäure $H_4As_2O_7$ und dann Metarsensäure $HAsO_3$, schließlich das Arsensäureanhydrid As_2O_3 , weiße glasartige Masse.

Arsentrisulfid As_2S_3 . Schwefelwasserstoff fällt aus den Lösungen der arsenigsauren Salze gelbes Arsentrisulfid. Kommt in der Natur als Auripigment vor.

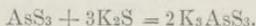
Arsenpentasulfid As_2S_5 . Durch Schwefelwasserstoff aus erwärmten sauren Lösungen von arsensauren Salzen. Gelbes Pulver.

Arsendisulfid As_2S_2 . Kommt in der Natur in rubinroten Kristallen als Realgar vor.

Ersetzt man in der arsenigen oder Arsensäure den Sauerstoff durch Schwefel, so entstehen die sogenannten Sulfosäuren:



Ihre Alkalisalze entstehen durch Auflösen von Schwefelarsen in Schwefelkalium:



Antimon (Stibium).

Sb. Atomg. 120.

Das Antimon nähert sich in seinem Verhalten bereits sehr den Metallen.

Vorkommen: In der Natur hauptsächlich als Grauspießglanzerz Sb_2S_3 . Ferner in vielen anderen Mineralien.

Darstellung: Grauspießglanzerz wird an der Luft erhitzt (geröstet), wobei es in Sb_2O_3 übergeht. Dies wird dann mit Kohle reduziert. (Allgemeine Darstellungsweise der Metalle.)

Silberweißes, stark glänzendes Metall, spez. G. 6.7. Sehr spröde, läßt sich pulvern.

Verbrennt beim Erhitzen an der Luft, sowie in Chlorgas. Unlöslich in Salzsäure. Salpetersäure oxydiert zu Antimonsäure.

Antimonwasserstoff SbH_3 völlig analog dem Arsenwasserstoff.

Antimontrichlorid $SbCl_3$ aus Chlor und Antimon. Farblose, weiche Masse (*Butyrum Antimonii*), wird in der Baumwollfärberei als Beize verwendet. Viel Wasser scheidet ein weißes Pulver ab: Algarotpulver (von dem italienischen Arzte Algarotus, der es als Heilmittel verwendete). *Algarotpulver*

Antimonpentachlorid $SbCl_5$ aus dem Trichlorid durch Chlor. Gelbliche stark rauchende Flüssigkeit.

Die **Sauerstoffverbindungen des Antimons** entsprechen im wesentlichen denen des Arsens. Man kennt das Trioxyd Sb_2S_3 (Antimonige Säure) und das Pentoxyd Sb_2O_5 (Antimonsäure). Indessen zeigt sich hier schon der metallische Charakter des Antimons. Das Trioxyd ist schon kaum noch eine Säure. Man kennt zwar einige Salze, z. B. das Kaliumsalz; doch sind auch diese sehr unbeständig. Degegen bildet das Antimon in dieser Oxydationsstufe mit starken Säuren Salze, fungiert also als Base. *Antimontrichlorid*

$Sb(OH)_3 + 3NO_2OH = Sb(NO_3)_3 + 3H_2O$
Antimontrioxydhydrat Salpetersäure Antimonnitrat.

Außerdem gibt es noch ein basisches Hydrat des Antimons, das die Formel $SbO \cdot OH$ hat. Dies bildet Salze, in denen das einwertige Radikal SbO die Stelle

eines Metalls vertritt. Es ist deshalb auch besonders als **Antimonyl** bezeichnet worden. Es bildet z. B.

$(\text{SbO})\text{NO}_3$ Antimonylnitrat.

Das wichtigste Salz dieser Base ist der Brechweinstein, der ein weinsaures Antimonylkalium darstellt (s. org. Chemie).

Die Antimonsäure H_3SbO_4 ist eine schwache Säure, die ein Anhydrid Sb_2O_5 bildet.

Vanadin, Niob, Tantal

sind drei seltene Elemente, die in naher Beziehung zur Phosphorgruppe stehen, der auch ihre Verbindungen entsprechen.

Das Tantal hat jüngstens dadurch Bedeutung erlangt, daß man das sehr schwer schmelzbare Metall als Fäden für elektrische Glühlampen benutzt.

Kohlenstoff.

Symbol: C. Atomg. 12. Vierwertig.

Vorkommen: In freiem Zustande als Diamant, Graphit und Kohle. Ferner stellt er den wesentlichen Bestandteil der „organischen“ Körper, d. h. der Stoffe des Tier- und Pflanzenreiches dar; außerdem bildet er in den kohlen-sauren Salzen sehr häufig vorkommende Mineralien; namentlich kohlen-saurer Kalk ist ein sehr wichtiger gebirgsbildender Stoff (Kalkberge, Dolomite).

Eigenschaften: Der Kohlenstoff ist in drei Modifikationen bekannt:

1) als **Diamant** kristallisiert. Diamanten finden sich u. a. in Brasilien, Indien, Südafrika. Reguläre Kristalle von starkem Glanz, großem Lichtbrechungsvermögen und großer Härte; der Diamant ist der härteste Körper, den wir kennen. Er verbrennt im Sauerstoffstrom zu Kohlendioxyd. Neuerdings hat Moissan kleine Diamanten künstlich erhalten.

2) **Graphit** ist eine amorphe, grauschwarze, weiche Masse; findet sich z. B. in Sibirien. Völlig un-schmelz-

bar. Wird zu Bleistiften und zu feuerfesten Gefäßen und Anstrichfarben benutzt. Wenn man kohlenstoffhaltiges Eisen in Salzsäure löst, bleibt der Kohlenstoff z. T. als Graphit zurück.

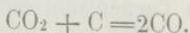
3) **Amorphe Kohle** entsteht durch Zersetzung (Verkohlung) organischer Substanzen. Die reinste Kohle ist der Kienruß, der durch unvollkommenes Verbrennen z. B. von Terpentinöl entsteht. Die Holzkohle, durch Verkohlen von Holz gewonnen, ist sehr porös; sie hat die Fähigkeit, Fäulnisstoffe und ähnliche Substanzen aufzunehmen; sie wird deshalb als Filter und zur Desinfektion benutzt. In noch höherem Maße hat diese Eigenschaften die Tierkohle, die man aus tierischen Geweben (Blut, Knochen) erhält, die außerdem viele Farbstoffe ihren Lösungen entzieht.

Gaskohle setzt sich bei der Leuchtgasfabrikation in den Röhren ab; sie ist sehr hart und leitet Elektrizität gut; sie wird deshalb zu galvanischen Batterien und Bogenlichtlampen benutzt. Koaks ist die geglühte Kohle der Gasfabriken, die in den Retorten zurückbleibt. In der Natur findet sich fossile Kohle aus alten Pflanzenbeständen gebildet: Braunkohle, Torf, die verhältnismäßig wenig Kohlenstoff enthalten (bis 70%); Steinkohle, die bis 90%, und Anthracit, der 96—98% enthält. Sie enthalten außerdem noch Wasserstoff, Sauerstoff Stickstoff und andere feste Beimengungen, die sog. Asche.

Chemisches Verhalten: Der Kohlenstoff ist in jeder Form sehr beständig, nur die energischsten Mittel greifen ihn an, z. B. rauchende Salpetersäure. Er verbrennt zu Kohlendioxyd. Er ist vierwertig, doch haben seine Atome die Fähigkeit, sich gegenseitig zu langen Ketten zu binden und auch ringförmige Verbindungen zu schließen. Dadurch ist die Zahl der Kohlenstoffverbindungen eine ganz ungeheure, und man hat sich gewöhnt, ihr Studium einem besonderen Zweige der Chemie zu überweisen, der sog. organischen Chemie.

Alter Gewohnheit folgend, besprechen wir hier nur die Sauerstoffverbindungen des Kohlenstoffs und einige andere einfachste Verbindungen.

Kohlenoxyd CO. Entsteht durch Verbrennen von Kohle bei höherer Temperatur, indem das zuerst entstehende Kohlendioxyd bei über 700° durch die überschüssige Kohle reduziert wird.



Aus Wasser und glühenden Kohlen entsteht ein Gemisch von CO und Wasserstoff:

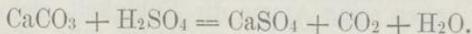


Dieses Gemisch findet zuweilen in der Technik Anwendung (Wassergas). Ähnliche Zusammensetzung zeigen Dowsongas und Regeneratorgas

Sie brennen mit sehr schwach leuchtender, aber sehr heißer Flamme. Der allgemeinen Verwendung steht ihre Giftigkeit bei völliger Geruchlosigkeit entgegen.

Farbloses, geruchloses Gas, schwer kondensierbar. Siedet bei -190° , schmilzt bei -211° . Heftiges Blutgift, indem es sich mit dem Blutfarbstoff verbindet und dadurch die Sauerstoffaufnahme verhindert (Kohlenoxydhämoglobin). Verbrennt mit bläulicher Flamme zu Kohlendioxyd CO_2 .

Kohlendioxyd CO_2 , vulgo **Kohlensäure**. Frei in der Luft (normal ca. 0,04%) und in Quellen. Gebunden besonders an Kalk, als Kalziumkarbonat, das mächtige Gebirge bildet (Kalkstein, Kreide, Dolomit). Entsteht beim Verbrennen von Kohle, sowie aus den Salzen der Kohlensäure durch Salzsäure oder Schwefelsäure:



Es ist also das Anhydrid der Kohlensäure H_2CO_3 . Farbloses, geruchloses Gas, ziemlich leicht löslich in Wasser. Es ist nicht giftig, verhindert aber, in größerer Menge der Atemluft beigemischt, die Atmung, man erstickt in Kohlendioxyd. Kritische Temperatur $30,9^\circ \text{C}$.

Bei dieser Temperatur läßt es sich durch 77 Atmosphären Druck verdichten. Läßt man flüssiges Kohlendioxyd schnell verdunsten, so erstarrt ein Teil zu fester Kohlensäure, die sehr langsam verdunstet, da sie die Wärme schlecht leitet. Es ist nicht brennbar, da es die letzte Oxydationsstufe des Kohlenstoffs darstellt, also keinen Sauerstoff mehr aufnehmen kann.

Kohlendioxyd spielt in der Natur eine große Rolle. Es ist in der Luft enthalten; aus ihr nehmen es die Pflanzen auf und bauen daraus die kompliziertesten Stoffe ihrer Zellen auf, besonders Kohlehydrate und Eiweißstoffe. Dabei scheiden sie Sauerstoff aus. Die Tiere verbrennen in ihrem Organismus diese pflanzlichen Stoffe zu Kohlendioxyd, das sie ausatmen. So macht also das Kohlendioxyd einen großen Kreisprozeß durch.

Die dem Kohlendioxyd entsprechende Säure ist eine zweibasische, die **Kohlensäure** H_2CO_3 oder $\text{CO} \begin{matrix} \text{OH} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{matrix}$.

Freie Kohlensäure ist nur bei 0° und ca. 12 Atmosphären Druck beständig, zerfällt sonst sofort in CO_2 und H_2O .

Schwefelkohlenstoff CS_2 entsteht, wenn man Schwefeldämpfe über glühende Kohlen leitet. Farblose, faulig riechende, erst bei -116° erstarrende Flüssigkeit. Stark lichtbrechend. Sdp. 47° . Brennt mit bläulicher Flamme. Löst viele Stoffe, z. B. Phosphor, Schwefel, Jod, Harze. Wird zum Vulkanisieren des Kautschuk verwendet. Die Dämpfe sind sehr giftig.

Kohlenoxysulfid COS . Unangenehm riechendes Gas, brennbar.

Leuchtgas.

Wenn man Steinkohle unter Luftabschluß erhitzt, so gibt sie die in ihr noch vorhandenen flüchtigen Bestandteile ab, und es bleibt nur der Kohlenstoff und

die nicht flüchtigen Aschenbestandteile zurück. Es geschieht dies in großen Retorten. Die entweichenden Bestandteile sind:

1) **Ammoniak**, resp. kohlen-saures Ammonium, das in verdünnten Säuren aufgefangen wird. Diese „Gaswässer“ werden auf Ammoniak verarbeitet (s. d.).

2) **Der Steinkohlenteer** ist ein Gemenge von einer großen Anzahl mehr oder minder flüchtiger flüssiger und fester Stoffe, das in gekühlten Vorlagen aufgefangen wird. Er ist in neuerer Zeit die Fundgrube sehr vieler wichtiger Stoffe geworden, die namentlich für die Farbstofftechnik von ungeheurem Werte geworden sind, wie z. B. Benzol, Anilin, Naphthalin, Anthracen, oder zu anderen Zwecken, z. B. denen der Heilkunde dienen, wie Karbolsäure etc.

3) **Leuchtgas**, ein Gemenge verschiedener Gase, das als Stoff für Heizung und Beleuchtung große Bedeutung erlangt hat. Es besteht im wesentlichen aus Wasserstoff (ca. 40%) und Grubengas CH_4 , dem als eigentlich leuchtende Bestandteile Äthylen C_2H_4 und Azetylen C_2H_2 beigemischt sind. Seine Giftigkeit verdankt es einer Beimengung von 5—7% Kohlenoxyd, seinen Geruch dem Azetylen.

Verbrennung und Flamme.

Eine Verbrennung im chemischen Sinne ist eine Vereinigung eines Stoffes mit Sauerstoff. Eine Verbrennung im physikalischen Sinne ist ein Prozeß, der unter Wärme- und Lichtentwicklung vor sich geht, meist mit dem Bilde einer Flamme. Eine Flamme entwickelt sich nur dort, wo ein Gas in einem anderen verbrennt. Feste Körper verbrennen wohl unter Erglühen, aber nie mit Flamme. Reiner Kohlenstoff verbrennt ohne Flamme, da er nicht in den gasförmigen Zustand übergeht. Gewöhnliche Kohle dagegen spaltet

beim Erwärmen, wie wir sahen, gasförmige, brennbare Substanzen ab, die dann mit Flamme verbrennen.

Die Verbrennung von Gasen in Sauerstoff ist die häufigste Ursache der Flammenbildung. Doch ist die Verbrennung eine relative Erscheinung. Wie Wasserstoff, Kohlenoxyd, Leuchtgas in Sauerstoff verbrennen, so verbrennt Sauerstoff umgekehrt in diesen Gasen, wie sich experimentell zeigen läßt, und zwar unter Bildung einer Sauerstofflamme.

Wenn ein Gas in einem anderen brennt, ist seine Flamme meist sehr schwach leuchtend, wie z. B. die Wasserstofflamme an der Luft. Stark leuchtend ist eine Flamme nur dann, wenn sie feste, nicht vergasbare Partikelchen enthält. Diese können entweder von den strömenden Gasen mechanisch mitgeführt sein, wie z. B. Staub usw., oder sie können sich bei dem Prozeß der Verbrennung erst bilden. Während z. B. Methan CH_4 an der Luft direkt zu Kohlensäure und Wasser verbrennt, also nicht leuchtet, scheidet sich beim Verbrennen von Äthylen C_2H_2 , das beträchtlich mehr Kohlenstoff enthält, ein Teil dieses Kohlenstoffes in festen Partikelchen in der Flamme ab, die nun beginnen zu glühen: die Flamme leuchtet. Man kann dies nachweisen, indem man in die Flamme ein kaltes Stück Porzellan oder dergl. hält: es schlägt sich schwarzer Kohlenstoff, Ruß, auf demselben nieder.

Das Bild einer solchen Flamme, z. B. einer Stearinkerze, ist also folgendes: Das Stearin zersetzt sich an dem heißen Docht in verschiedene Kohlenwasserstoffe, u. a. Äthylen. Dies wird also verbrannt. Die entstehende Flamme läßt deutlich drei Schichten unterscheiden:

1) den Kern. Dieser besteht aus unzersetztem Gas, das, vorläufig von der Luft abgeschlossen, nicht verbrennen kann.

2) die leuchtende Schicht. In dieser geht die Zersetzung des Äthylens unter Abscheidung von Kohlenstoff vor sich, der, zur Weißglut gebracht, leuchtet.

3) den Mantel, eine kaum sichtbare, schwach bläulich leuchtende Schicht, in der die eigentliche Verbrennung auch des Kohlenstoffs beendigt wird, weil hier genügend Luft zugeführt wird. Hier ist die heißeste Stelle der Flamme.

Genau so verhält sich z. B. die Leuchtgasflamme. Wenn man aber das Leuchtgas vor der Verbrennung mit so viel Luft mischt, daß jedes Kohlenstoffpartikelchen, das beim Verbrennen des Athylens entsteht, sofort damit in Berührung tritt, so hört das Leuchten auf: die Flamme wird aber dadurch viel heißer. Zu diesem Zwecke dient der viel benutzte Bunsenbrenner.

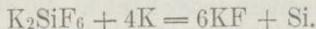
Andererseits gibt es zahlreiche Mittel, um einer Flamme einen möglichst großen Leuchteffekt zu verleihen. Solche Brenner, welche eine möglichst große leuchtende Fläche zu erzielen suchen, sind z. B. der Argandbrenner, der Regenerativbrenner u. a. Auf der Einführung besonders stark leuchtender Stoffe beruht das Gasglühlicht (s. b. Thorium). In neuester Zeit benutzt man auch das Azetylen als Leuchtquelle (s. org. Chemie).

Silizium.

Si. Atomg. 28. Vierwertig.

Vorkommen: In der Natur als Kieselsäure und kieselsaure Salze sehr weit verbreitet. Es bildet den Grundstein der anorganischen Natur, wie der Kohlenstoff den der organischen. Denn fast alle gebirgsbildenden Gesteine enthalten Silizium: Granit, Gneis, Basalt, Ton, Schiefer u. a. Auch der Sand und die Ackererde bestehen hauptsächlich aus Kieselsäure. Nur dem Kalk ist eine annähernd so wichtige Rolle zuzuschreiben. Die Kieselsäure ist in diesen Gesteinen hauptsächlich an Kalzium, Kalium und Aluminium gebunden.

Darstellung: Aus Kieselfluorkalium mit Kalium.



Hierbei erhält man es als amorphes braunes Pulver.

Die amorphe Modifikation giebt bei Glühen: Silber

Kristallisiert erhält man es durch Glühen von Kieselfluorkalium mit Zink. Schwarze Oktaeder. Bleibt beim Glühen an der Luft unverändert, wird nicht durch Säuren angegriffen, löst sich aber in kochender Kalilauge zu Kaliumsilikat.

*beim Glühen
Modifikation*

Siliziumwasserstoff SiH_4 . Ähnlich dem Methan CH_4 . Gas.

Siliziumchlorid SiCl_4 aus Silizium und Chlor. Farblose Flüssigkeit. Ähnlich Bromid und Jodid.

Siliziumfluorid SiF_4 . Aus Kieselsäure SiO_2 und Fluorwasserstoff HF . Gasförmig. Diese Reaktion erklärt die Empfindlichkeit der Silikate, z. B. Glas, gegen Flußsäure.

Siliziumkarbid (Siliziumkohlenstoff, **Karborundum**) CSi . Ein Repräsentant einer in neuerer Zeit sehr wichtig gewordenen Klasse von Kohlenstoffverbindungen, die durch Erhitzen von Kohle mit Metalloxyden im elektrischen Ofen dargestellt werden. Das Siliziumkarbid entsteht aus Kohle und Sand bei 3500°. Es sind grünglänzende Kristalle von großer Widerstandsfähigkeit und Härte, die nur dem Diamanten und dem Borkarbid nachsteht; es wird deshalb als ausgezeichnetes Schleifmaterial verwendet.

Siliziumdioxid SiO_2 , **Kieselsäureanhydrid** kommt in der Natur in mannigfachen Formen vor. Kristallisiert u. a. als: Quarz, Bergkristall¹⁾ (farblos), Rauchtropas (gelb), Amethyst (violett). Mikrokristallinisch u. a. als: Chalzedon, Achat, Chrysopras, Feuerstein. Amorph als Opal, Kieselsinter, Sand etc.

Ferner findet sich Kieselsäureanhydrid in den Panzern kleinster Lebewesen, der Diatomeen, die massenhafte Ablagerungen bilden (Kieselguhr, Infusorienerde). Zur Darstellung von Dynamit benutzt (s. org. Chemie). Auch manche höhere Pflanzen, z. B. Bambus, häufen Kieselsäure auf, sowie ferner einige Schwämme

¹⁾ $\kappa\rho\iota\sigma\tau\alpha\lambda\lambda\omicron\nu$ bedeutet griechisch Eis. Der Bergkristall wurde von den Griechen so genannt, und der Name „Kristall“ ging von ihm auf die andern Körper über.

(Kieselschwämme). Auch tierische Gewebe enthalten geringe Mengen Kieselsäure.

Darstellung: Versetzt man kieselsaures Natrium oder Kalium mit Salzsäure, so scheidet sich eine Gallerte aus, die nach dem Trocknen ein feines Pulver darstellt und jetzt die Formel H_2SiO_3 besitzt, also eine Kieselsäure darstellt. Diese geht durch Glühen in SiO_2 über. Amorphes, weißes Pulver, fast unschmelzbar. Künstlich dargestelltes SiO_2 löst sich in Alkalien zu Alkalisilikat, das natürliche kristallisierte nicht.

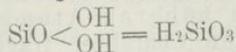
Kieselsäure $Si(OH)_4$. Eine Lösung von reiner Kieselsäure erhält man durch Dialyse einer Lösung von kieselsaurem Natrium, die überschüssige freie Salzsäure enthält. In dieser ist Kieselsäure löslich. Gießt man diese Lösung in ein Gefäß, das unten mit einem Pergamentpapier verschlossen ist, und setzt es in Wasser, so geht aus dem Gefäß (Dialysator) das Chlornatrium und die freie Salzsäure heraus und man behält eine reine Lösung von Kieselsäure. Die Salzsäure nämlich ist imstande, das Pergament zu durchdringen (**Osmose**), die Kieselsäure hingegen nicht.

Solche Körper, die durch Membranen zu dringen imstande sind, nannte Graham Kristalloide, die andern Kolloide. Doch sind dies relative Begriffe, die von der Art der Membran abhängen. Solche Diffusionsvorgänge spielen sowohl in der Pflanzen-, als auch in der Tierwelt eine große Rolle. Der ganze Saftkreislauf der Pflanzen ist dadurch bedingt. Auch im menschlichen Organismus spielen osmotische Vorgänge, z. B. im Darm und den Nieren, mit. Die wichtigsten Kolloide sind die Eiweißsubstanzen (s. org. Ch.).

Diese Lösung gerinnt sofort unter Abscheidung der oben genannten Gallerte, sobald man eine Spur Natriumkarbonat zusetzt.

Diese Gallerte stellt wahrscheinlich die Ortho-

kieselsäure von der Formel $\text{Si}(\text{OH})_4$ dar. Beim Trocknen geht sie in die **gewöhnliche Kieselsäure**



über, die der Kohlensäure entspricht. Die Silikate leiten sich nur selten von der Orthokieselsäure ab, meist von der gewöhnlichen Kieselsäure H_2SiO_3 , oder sie sind Abkömmlinge noch viel komplizierterer Säuren, die sich von der Orthokieselsäure durch mannigfaltige Wasserabspaltung aus mehreren Molekülen herleiten, den sog. Polykieselsäuren, z. B. $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$, $\text{H}_4\text{Si}_3\text{O}_8$ usw.

Titan, Ti. Zirkonium, Zr. Thorium, Th.

Drei seltene Elemente, die sich an das Silizium anschließen, zu dem sie das periodische System stellt. Sie zeigen in ihren Oxydhydraten z. B. $\text{Ti}(\text{OH})_4$ nur noch schwach sauren Charakter, nähern sich also den Metallen.

Das Thorium, das in einigen seltenen Mineralien vorkommt, hat in neuerer Zeit durch seine Anwendung als Glühkörper ungeahnte Bedeutung erlangt. Nach Auer v. Welsbach werden Baumwollstrümpfe, die mit Thoriumnitrat getränkt sind, der Flamme eines Bunsenbrenners ausgesetzt. Die Baumwolle verbrennt; das Gerüst der Thorerde behält seine feinmaschige Form und leuchtet beim Erhitzen mit ruhigem weißen, intensiven Licht. Doch muß zur Erzielung einer hohen Leuchtkraft ein Zusatz von Salzen anderer seltener Erden, besonders Cer- und Lanthansalzen, etc. gemacht werden.

Noch metallähnlicher sind die drei letzten Elemente dieser Gruppe des periodischen Systems. Wir wollen sie deshalb auch bei den Metallen behandeln. Es sind dies Germanium, Zinn, Blei.

Übergang zu den Metallen.

Nur die beiden ersten Gruppen des periodischen Systems, die Gruppe der Alkalimetalle und die der alkalischen Erden, sind rein metallischer Natur. Die

übrigen Gruppen zeigen die Eigentümlichkeit, daß ihre niederen Glieder Metalloide sind, während die Elemente mit höherem Atomgewicht immer mehr metallischen Charakter tragen. Ihre Verwandtschaft mit den Metalloiden zeigt sich dann nur noch darin, daß ihre höheren Sauerstoffverbindungen Säuren bilden, die den Säuren der Metalloide derselben Gruppe analog sind. So findet sich in der siebenten Gruppe neben den Halogenen das Mangan, das als siebenwertiges Element eine Säure, die Übermangansäure HMnO_4 bildet, die der Überchlorsäure HClO_4 analog ist. Zur Schwefelgruppe gehören die Elemente Chrom, Wolfram, Molybdän, welche der Schwefelsäure analoge Säuren, die Chromsäure H_2CrO_4 , Wolframsäure, Molybdänsäure bilden. An die Kohlenstoff-Siliziumgruppe schließen sich Zinn und Blei, die in der Zinnsäure und Bleisäure der Kohlen- säure resp. Kieselsäure H_2SiO_3 analoge Säuren bilden. Zur Stickstoffgruppe gehört in ähnlicher Weise das Wismut. Doch sind andererseits die Eigenschaften der Elemente selbst, sowie die ihrer niederen Sauerstoffverbindungen ganz metallisch, so daß wir alle diese Elemente bei den Metallen abhandeln wollen. In der sonst ganz metallischen dritten Gruppe ist nur das Anfangsglied, das Bor, noch von nichtmetallischer Natur, doch auch schon in abgeschwächter Form, so daß es gewissermaßen einen Übergang zu den Metallen bildet. Es bildet zwar noch eine, wenn auch sehr unbeständige Wasserstoffverbindung; sein Chlorid ist durch Wasser zersetzlich — Eigenschaften nichtmetallischer Natur; — doch nähert es sich auch in mancher Beziehung den Metallen, namentlich dem Aluminium, dadurch, daß sein Oxyd sowohl als Base, wie als Säure auftreten kann. Es möge deshalb gesondert besprochen werden.

Bor

B. Atomg. 11.

Vorkommen: In der Natur als Borsäure und deren Salze: Borax (borsaures Natrium).

*Luftsuperoxyde: Ba O_2 , Zn O_2 , besonders mit Kalher HCl = H_2O_2
flüchtig. Luftsuperoxyde (Hyperoxyde) liefern " " " kein H₂O
 Ba O_2 , Zn O_2 .*

*Ba O_2 reagiert mit Wasserdampf auf Kalher HCl = Wasser frei, nicht bei Luft
bei Zinn!*

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°. 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:

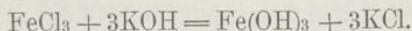
Die Metalle bilden zunächst unter sich sog. Legierungen; diese sind indessen nicht als eigentliche chemische Verbindungen, sondern als Lösungen eines Metalls in dem anderen aufzufassen; man kann solche Legierungen in jedem beliebigen Mengenverhältnisse darstellen.

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.

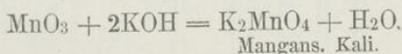
Die Chloride der Metalle sind im Gegensatz zu den Metalloidchloriden gegen Wasser beständig. Die Metalle bilden meist keine Wasserstoffverbindungen, wie dies alle Nichtmetalle tun.

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. 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:

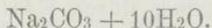
Oppenheimer, Grundriss d. anorg. Chemie, 4. Aufl.

7

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 Löslichkeit

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		zersetzen Wasser nicht								
Hydrate	löslich	löslich	unl.	unl.	unl.	unl.	unl.	nicht bekannt			
Karbonate	löslich	unlöslich									
Chloride	löslich		unlöslich								
Phosphate	löslich	löslich		schwer		Cu Cl unl. Cu Cl ₂ lösl.		Hg Cl unl. Hg Cl ₂ lösl.	unl.	löslich	
Sulfate	löslich	unlöslich	löslich		unl.		löslich		schwer löslich		
Stilfate	löslich	unlöslich oder nicht bekannt									
Schwefel- metall in Wasser	löslich		unlöslich								
Schwefel- metall in Säuren ¹⁾	löslich		unlöslich								

¹⁾ 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 Li_2CO_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 (Chilisalpeter) und Fluorid mit Aluminiumfluorid als Kryolith.

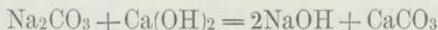
Darstellung: Aus Natriumhydroxyd durch Reduktion mit Kohle und Eisen oder durch Elektrolyse von Natriumchlorid oder Natriumhydroxyd.

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

Natriumoxyd Na_2O zersetzt Wasser und wird zu Natriumhydroxyd.

Natriumperoxyd Na_2O_2 durch Erhitzen von Natrium an trockener Luft. Kräftiges Oxydationsmittel.

Natriumhydroxyd NaOH , Natronhydrat oder **Aetzatron**, aus Natriumkarbonat und Kalziumhydroxyd (eventuell auch mit Eisenoxyd Fe_2O_3 nach einer komplizierteren Gleichung).



ferner durch Elektrolyse von 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, NaCl , **Kochsalz**. Im Meerwasser (ca. 2,7%) und in gewaltigen Lagern (Steinsalz) z. B. in Staßfurt und Wieliczka in Galizien. Das Wasser des „Toten Meeres“ enthält 27% 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 NaJ wird zuweilen an Stelle des Jodkaliums in der Medizin verwendet.

Natriumsulfat Na_2SO_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 Na_2SO_3 durch Kochen mit Schwefel. Löst Chlor- und Bromsilber und findet deshalb in der Photographie Anwendung.

$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 10\text{H}_2\text{O}$
37% wasserf.
früher Na_2CO_3
Natriumkarbonat, Soda Na_2CO_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:

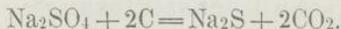
1. Der Leblancsche Sodaprozess.

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:



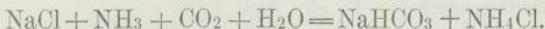
Nach Leblancs Prozeß aufgefassen als Halogenverbinden: $S, H_2, SO_2, Na_2CO_3, Ca(OCl)_2, HCl$

— 103 —

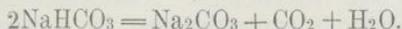
Das Natriumkarbonat wird aus der Schmelzmasse mit kaltem Wasser ausgelaugt und gereinigt. Es enthält immer etwas Atznatron. Das Kalziumsulfid wird auf Schwefel verarbeitet.

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

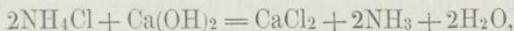
In eine konzentrierte, mit Ammoniak gesättigte Kochsalzlösung wird Kohlendioxyd eingeleitet, das aus kohlensaurem Kalk durch Glühen gewonnen wird. Es entsteht Ammoniumkarbonat, das sich sofort mit dem Kochsalz zu Ammoniumchlorid und saurem Natriumkarbonat umsetzt, das schwer löslich ist und ausfällt.



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,

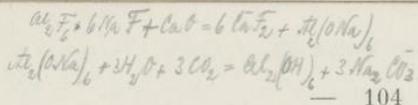


das wieder in eine Kochsalzlösung eingeleitet wird. So sind die eigentliche Rohstoffe die denkbar billigsten: Kochsalz und kohlensaurer Kalk. Das Ammoniak wird stets regeneriert. Als Nebenprodukt entsteht Chlorkalzium. Der Solvayprozeß hat den Leblancschen schon zum größten Teil verdrängt.

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 Ätznatron umwandelt. Beide Pole müssen durch eine poröse Scheidewand voneinander getrennt sein. Man gewinnt dabei Wasserstoff, Chlor und Ätznatron, 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). $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{S} + \text{CO}_2 = 2\text{NaHCO}_3$
242d

Natriumnitrat, **Chilialpeter** findet sich in großen Lagern in Chile. Es dient hauptsächlich zur Darstellung des Kalialpeters und als Düngermittel.

Natriumphosphate. Es gibt drei:

$\text{Ca}_2(\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7 = 2\text{CaH}_2\text{P}_2\text{O}_7 + \text{Ca}(\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7)_2$	primäres	NaH_2PO_4
$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2$	sekundäres	$\text{Na}_2\text{HPO}_4 = 124,2$
$\text{Ca}_2(\text{PO}_4)_2 + 2\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{PO}_4 + \text{Ca}_2\text{O}$	tertiäres	Na_2PO_4

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: $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 10\text{H}_2\text{O}$. 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).

Na₂SiO₃ =
Natriumsilikat, kieselsaures Natron. Glasähnliche Masse, löslich in Wasser/(Natronwasserglas), s. b. Kaliumsilikat. $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{SiO}_2 = \text{Silber-Na-Silikat } 33\%$
1242d

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 $\text{Sb}_2\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{Na}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$. Bei Zusatz des entsprechenden löslichen Kaliumsalzes zu Natriumsalzlösungen entsteht der unlösliche Niederschlag.

Na₂SiO₃ in Alkohol löslich!

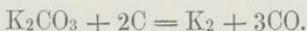
Kalium.

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 K_2O . Durch Oxydation von Kalium an trockener Luft. Weiße Masse, die sich mit Wasser lebhaft verbindet. Kaliumperoxyd K_2O_2 und Kaliumsuboxyd K_2O . Sehr unbeständig.

Kaliumhydroxyd 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 KCl , (vgl. bei 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.

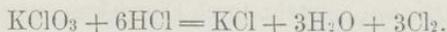
Kaliumchlorid (Kalium chloratum) KCl kommt in den Staßfurter Lagern als Sylvin oder mit Chlormagnesium als Carnallit vor. Wichtige Düngstoffe, auch sonst im Großbetrieb vielfach verwendet. Glasglänzende Würfel.

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*) KClO_3 . Durch Einleiten von Chlor in heiße konzentrierte Kalilauge. Gibt beim Erhitzen Sauerstoff ab, indem es in Chlorkalium und überchlorsaures Kali 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 KClO . Aus Chlor und kalter Kalilauge; ist in dem so dargestellten Eau de Javelle enthalten, das als Fleckenwasser dient.

Kaliumsulfat K_2SO_4
Saures Kaliumsulfat KHSO_4 } aus Chlorkalium mit Schwefelsäure.

Kaliumnitrat, Salpeter 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 NaCl aus. Beim Erkalten ist das 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, K_2CO_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 K₂S 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.

merklich im Alkali.
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 NH₄, dem Ammonium, ableiten, das sich wie ein Alkalimetall verhält. Es bildet sogar ein Amalgam mit Quecksilber, das dem Natriumamalgam sehr ähnlich ist, das Ammoniumamalgam.

Ammonium:
(NH₄)₂SO₄ + 2NH₃
= 2NH₄Cl + H₂O
Chlorammonium NH₄Cl, **Salmiak**. Aus den Ammoniak enthaltenden Gaswässern durch Sättigung mit HCl.

neutrale
Reakt
Weiße Würfel. Zersetzt sich beim Erhitzen in NH₃ und HCl, die sich beim Abkühlen wieder vereinigen.

Ammoniumsulfat (NH₄)₂SO₄ aus den Gaswässern mit Schwefelsäure.

Ammoniumnitrat (NH₄)NO₃ zerfällt beim Erhitzen in Stickoxydul und Wasser (s. S. 70).

Ammoniumnitrit (NH₄)NO₂ 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 H_2S ; 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 CaO , gebrannter Kalk, wird aus dem Karbonat (Kalkstein, Marmor etc.) durch

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

Kalziumhydroxyd Ca(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 Ziegelsteinen 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 CO_2 mittelst brennender Koaxskörbe.) 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 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 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 CaSO_4 . Kommt kristallisiert mit 2 Mol. H_2O als Gips, Alabaster, Marienglas vor. Wasserfrei als Anhydrit. Entsteht durch Fällungen der Kalziumsalze mit Schwefelsäure als fein kristallinisches, in Wasser schwer lösliches Pulver (1 Teil auf 400 Teile Wasser). Gibt bei 110° 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° 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 Mauer- salpeter 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 Düngermittel.

Minerale:
zahnärztlich
Kalkspat
zahnärztlich
Tragant
Kalziumkarbonat 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 Kalkspat u. f. Natron zusammen
Zur Darstellung des Glases wird ein Gemisch von Kalk, Quarzsand und Soda oder Pottasche in Öfen zusammengesmolzen. 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 glass** 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-

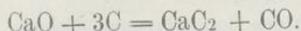
Calciumphosphorit: $\text{Ca}(\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7)_2$ *erhalten & Kupfer v. P. auf. Fällung
im H₂O Lösung.*

— 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 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). *Isolle in H₂O-Alkohol Lösung*

Seine Verbindungen sind denen des Kalziums sehr ähnlich. Strontiumsulfat 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. *in Alkohol unlöslich*

Baryum.

Ba. Atomg. 137.

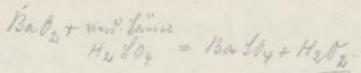
Kommt in größerer Menge als Sulfat (Schwerspat) vor. Seine Verbindungen haben alle ein hohes spez. Gewicht. Daher der Name des Elementes ($\beta\alpha\rho\upsilon\varsigma$ schwer). *Wasserit: BaCl₂*

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

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

Oppenheimer, Grundriss d. anorg. Chemie, 4. Aufl.

S



*BaO₂ in
 Alkohol unlöslich*

Barymsuperoxyd BaO₂ durch Erhitzen von Baryumoxyd BaO an trockener Luft auf 400°. Gibt bei 800° den Sauerstoff wieder ab. Technische Darstellung von Sauerstoff.

BaCO₃ 4/

Baryumnitrat Ba(NO₃)₂ dient zur Darstellung des bengalischen Grünlichts (s. a. Strontiumnitrat).

*Grüßen grünlich
 in Wasser unlöslich*

Baryumsulfat, BaSO₄, **Schwerspat**. Weiße kristallinische Masse, unlöslich in Wasser und Säuren. Wichtige Anstrichfarbe (Permanentweiß).

Alle Salze

Nachweis der Erdalkalimetalle:

*Ba + Verbindungen
 sind giftig!*

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

*Ba + Verbindungen
 4/ Gasogenmittel*

Die Flamme des Bunsenbrenners färben

*Ba + Verbindungen
 4/ Gasogenmittel*

Kalziumverbindungen gelbrot,
 Strontiumverb. rot,
 Baryumverb. gelbgrün.

*Ba + Verbindungen
 4/ Gasogenmittel*

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.

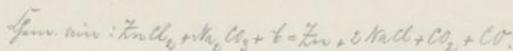
Es ist in seinen Verbindungen dem Magnesium sehr ähnlich, nähert sich aber auch etwas dem Aluminium.

Magnesium.

Mg. Atomg. 24.

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

Mg: starkes Reduktionsmittel.



*Messing:
32 Cu,
17 Zn.*

*Tomilak:
67 Cu, 17 Zn*

*Blattgold:
5,5 Cu, 17 Zn*

*Aluin:
2,16 Zn, 100 H₂O + 34,6 O*

ZnCl₂ + 2H₂O + 300

2 ZnCl₂ + 3H₂O + 300

5 ZnCl₂ + 3H₂O + 300

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.

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.

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

Zinkchlorid ZnCl₂. Durch Auflösen von Zink in Salzsäure. Weiße zerfließliche Masse. Wird in der Medizin als kräftiges Aetzmittel verwendet.

Zinksulfat ZnSO₄, **Zinkvitriol** (*Zincum sulfuricum*). Aus Zink und Schwefelsäure. Rhombische Kristalle, leicht löslich in Wasser. Wird in der Medizin als adstringierendes, entzündungswidriges Mittel, z. B. gegen Augentzündung verwendet.

Nachweis: H₂S fällt weißes ZnS, das in Säuren außer Essigsäure sich löst. *mit Leuchttrüffel: Kinnbarbes Grün Zn O. Gt.*

Kadmium.

Cd. Atomg. 112.

ist in den Platinen von Zinkblende.

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.

Quecksilber (Hydrargyrum).

Hg. Atomg. 200. Mol. G. 200.

Das Quecksilber findet sich selten gediegen; meist als Sulfid, Zinnober, z. B. in Kalifornien, Mexiko, Idria in Krain. *Frankfurter Quecksilber, Coccinell (Jodnatrium)*

Dargestellt wird es aus Zinnober, indem dieser in Öfen geröstet wird. Dabei verbrennt der Schwefel zu Schwefeldioxyd und das Quecksilber destilliert über. Zur Reinigung wird es durch Gamsleder gepreßt und dann nochmals destilliert. *Hg₂Cl₂ = Hg₂ + Hg*

Spezifisches mit kal. Sal, kal. H₂ + kal. S
Das Quecksilber ist das einzige Metall, das bei gewöhnlicher Temperatur flüssig ist. Es erstarrt bei ~~49~~³⁹° und siedet bei 360°. Seine Dämpfe sind sehr giftig. Spez. Gewicht 13,59. Seine Gasdichte ist 100. (Wasserstoff = 1).

Folglich ist sein Molekulargewicht (Wasserstoff = 2) = 200 (s. S. 14), das heißt gleich dem Atomgewicht. Das Molekulargewicht des Quecksilbers ist also gleich dem Atomgewicht; d. h. das Quecksilbermolekül besteht nur aus einem Atom. Dasselbe gilt u. a. auch für Zink und Kadmium.

Es löst fast alle Metalle (Eisen nicht) zu sog. Amalgamen. An der Luft bleibt es unverändert, bei höherer Temperatur oxydiert es sich zu rotem Oxyd. Es ist unlöslich in kalter Salzsäure und Schwefelsäure, leicht löslich in Salpetersäure. Das Quecksilber bildet zwei Reihen von Verbindungen, Merkurverbindungen¹⁾ vom einwertigen Hg, z. B. HgCl, und Merkurverbindungen vom zweiwertigen Hg, z. B. Hg(NO₃)₂. Die Quecksilberverbindungen sind giftig, aber zugleich starke Heilmittel.

Sie wirken in kleinen Dosen abführend, in größeren Erbrechen und Speichelfluß erregend. Quecksilber und seine Verbindungen sind in der Heilkunde sehr wichtig als spezifische Heilmittel gegen konstitutionelle Syphilis. Quecksilber selbst in innigem Gemisch mit Fett bildet die bekannte graue Salbe (*Unguentum cinereum*).

1) Merkur ist der alte Name des Quecksilbers.

Oxydulverbindungen des Quecksilbers.

Merkuroverbindungen. *auf NH₃ = Lösung*

aus Kalomel v. Hg₂Cl₂ + H₂ = Hg₂Cl₂ über

Quecksilberchlorür HgCl. (*Hydrargyrum chloratum mite*), Kalomel, entsteht als weißer amorpher Niederschlag beim Versetzen einer Lösung von Merkursalzen mit Chlornatrium: *Hgchlorat. sic humida parat.*



Mercuriodidchlorat Hg₂ NH₂ Cl.

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 Hg₂O entsteht aus den Salzlösungen durch Kalilauge als schwarzes Pulver. Das Hydrat ist nicht bekannt.

auf H₂S: Hg₂NO₃OH

Mercuronitrat Hg(NO₃)₂ } entstehen beim Auflösen von Quecksilber in den entsprechenden Säuren, verdünnter kalter Salpetersäure resp. konz. Schwefelsäure.
Merkursulfat Hg₂SO₄ }

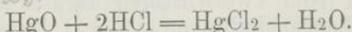
Oxydverbindungen des Quecksilbers.

Merkuriverbindungen. *auf NH₃ = Lösung*

aus Kalomel v. Hg₂Cl₂ auf NaCl.

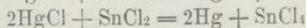
Quecksilberchlorid HgCl₂, **Sublimat**, (*Hydrargyrum bichloratum*) entsteht durch Auflösen von Quecksilberoxyd in Salzsäure oder von Quecksilber in Königswasser:

*Hg₂Cl₂ + 2NaCl = Na₂Cl₂ + HgCl₂.
Lösung mercuri prae, wird für die
von HCl 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.



Stenobothsalz stammen Quecksilberchlorid kryf. sind *Stenobothsalz* & i. 7. HgCl₂ u.
 $27. HgCl_2 : HgCl_2 : 2NH_4Cl + 6H_2O$

— 119 —

Ammoniak fällt einen weißen Niederschlag, dem die Formel $Hg \begin{matrix} Cl \\ < \\ NH_2 \end{matrix}$, also eines Quecksilberamidochlorids, zukommt. Wenn man ihn als Abkömmling des Ammoniums NH_4 auffaßt, kann man ihn als Merkuriammoniumchlorid bezeichnen. Die Substanz wird zu Salben verwendet und heißt **weisser Präzipitat** (*Hydrargyrum praecipitatum album*). *Hg in der Quecksilberchloride einwirkungslos!*

Quecksilberjodid HgJ aus Quecksilber und Jod. Rote Oktaeder, die sich beim Erwärmen zu gelben Nadeln umwandeln, die sehr leicht wieder in die roten Oktaeder übergehen. *HgCl₂ + J₂ einwirkungslos, Lösung & färbt.*

Quecksilberoxyd HgO . Zwei Modifikationen:

1) Rotes Quecksilberoxyd (*Hydrargyrum oxidatum rubrum*), durch Erhitzen des Quecksilbers an der Luft. *mit Luft im Hg(NO₃)₂ + Hg = 2H₂ + HgO.*

2) Gelbes Quecksilberoxyd (*Hydr. oxyd. flavum*), durch Fällen der Salze mit Kalilauge. Beide Modifikationen geben bei 400° ihren Sauerstoff ab. *HgCl₂ in Kalilauge einwirkungslos. mit in langer Zeit auf Salzen in gelbem Hg umwandelt.*

Mercurinitrat $Hg(NO_3)_2$ } entstehen durch Auflösen des Metalles in den heißen konz. Säuren.
Merkursulfat $HgSO_4$ }

Quecksilbersulfid HgS kommt in der Natur als **Zinnober** vor. Kristallinische Masse von dunkelroter Farbe. Unlöslich in allen Lösungsmitteln außer Königswasser. Das aus den Salzlösungen gefällte HgS ist oft schwarz, läßt sich aber destillieren und geht dabei in Zinnober über. Wichtige Malerfarbe. *Reinigt Zinnober mit Salzsäure & Hg auf J.*

Nachweis: Beim Erhitzen von Quecksilberverbindungen mit trockenem Natriumkarbonat entweicht metallisches Quecksilber, das sich im Reagensglas in Tropfen absetzt. In Oxydulverbindungen gibt HCl , in den Oxydulverbindungen Zinnchlorür einen weißen Niederschlag, der durch 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.

*Feinblei + 3/2 FeS, CuO, Sn
- Luft + FeS = FeO + CuS
2 Cu + Luft = 2 CuO + O₂
Kupferstein*

Kupfer (Cuprum).

Cu. Atomg. 63.3.

Ein- und zweiwertig.

Vorkommen: Häufig gediegen. Ferner als Rotkupfererz Cu₂O, Kupferglanz Cu₂S, 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, partially illegible.

Kuproverbindungen.

Kupferoxydul Cu_2O 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, 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 CuS ist der natürlich kristallisiert vorkommende Kupferglanz.

Es existiert auch eine Verbindung des Kupfers mit Wasserstoff 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 Ammoniak 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 CuCl_2 , hellgrünes Salz, leicht löslich in Wasser.

Kupfersulfat, 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.

in (b) 2
Kupferarsenit; arsenigsäures Kupfer, ist ein grünes Pulver von inkonstanter Zusammensetzung, das früher als Malerfarbe verwendet wurde (Scheeles Grün).

Kupfersulfid CuS fällt aus Kupfersalzlösungen durch H_2S als schwarzer Niederschlag. *in KCN Lösung zu $\text{K}_2\text{Cu}(\text{CN})_4$*

Schwefelhaltiges Grün: Kupriarsenit, Kupriarsenat = $\overline{\text{Cu}}(\text{AsO}_4)_2 + \overline{\text{Cu}}(\text{As}_2\text{O}_7)_2$

— 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° . 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 Silberweißverbindungen (Protargol, Alargin) die wichtigsten sind. Auch das kolloidale Silber wird zu ähnlichen Zwecken verwendet.

Silberoxyd Ag_2O 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, AgBr, AgI
Ag₂SO₄
Ag₂CO₃*

Silberchlorid, Chlorsilber, 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. AgBr : Ganz analog.

Silberjodid, AgI , unterscheidet sich durch seine gelbe Farbe und Unlöslichkeit in Ammoniak.

Silbercyanid 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 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 Ag_2S in der Natur als Silberglanz. Fällt aus Silberlösungen durch H_2S .

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 gefällte 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 aber Salp.*

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_3 .

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 AuCl durch Erhitzen von Goldchlorid. Unlöslich in Wasser.

Goldjodür AuJ , gelbes Pulver.

Goldcyanid-Cyankalium AuCN , KCN , in Wasser löslich, dient zur galvanischen Vergoldung. *K₂Cu(CN)₄*

Auriverbindungen.

Goldchlorid 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. $\text{AuCl}_3 \cdot \text{KCl}$ Chlorgoldkalium. *z. B. $\text{AuCl}_3 \cdot \text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O}$*

Goldoxyd Au_2O_3 und **Goldhydroxyd** $\text{Au}(\text{OH})_3$ sind schwache Säuren (**Goldsäure**), die mit Alkalien Salze (Aurate) bilden, z. B. Kaliumaurat 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 Al_2O_3 bei Gegenwart v. Kohlenstoff
als Kathode*

*„Aluminium“
Legierungen
von Mg u. Ill.*

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 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 Al_2O_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.

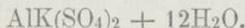
Es verhält sich wie eine schwache Säure, vermag z. B. Alkalisalze zu bilden, indem es sich in Kali- oder Natronlauge löst: Kaliumaluminat KAlO_2 .

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 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

Oppenheimer, Grundriss der anorg. Chemie. 4. Aufl.

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 kieselsaures 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 geblüht. 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 violetten 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.

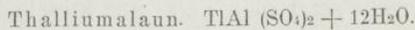
Unsicher sind:

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

Einige dieser Elemente spielen in der Beleuchtungstechnik eine sehr wichtige Rolle, indem sie der Torerde (s. dort) beigemengt 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: Gedeiegen nur in Meteorsteinen. Sehr weit verbreitet; die wichtigsten Erze sind:

Magneteisenstein Fe_3O_4 ;

Roteisenstein Fe_2O_3 ;

Spateisenstein 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 heute 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 Düngermittel, 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 Fe_3O_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, $FeCl_2$ durch Auflösen von Eisen in Salzsäure. Grüne Prismen, leicht in Wasser löslich.

Eisenoxydul FeO . Schwarzes Pulver.

Eisenoxydulhydrat $Fe(OH)_2$ 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 FeCO_3 kommt als Spateisenstein in der Natur vor.

Schwefeleisen, Ferrosulfid, FeS durch Zusammenschmelzen von Schwefel mit Eisen. Dunkelgraue Masse, gibt mit Salzsäure H_2S .

Ferriverbindungen.

Eisenchlorid, *Ferrum sesquichloratum*, 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, 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 Fe_3O_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 FeS_2 kommt als Schwefelkies in der Natur vor.

Eisensaures Kalium K_2FeO_4 , vom Eisentrioxyd 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 $\text{NiS}_2 \cdot \text{NiAs}_2$ 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 , $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ 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 - schmelzbar: schmelzbar
schmelzbar: schmelzbar

— 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 H_2S keinen Niederschlag; auf Zusatz von Ammoniak fällt schwarzes Schwefelmetall, das nun in HCl unlöslich ist. Zur Trennung von Co und Ni benutzt man z. B. die Eigenschaft der Co-Verbindungen, mit Kaliumnitrit einen gelben Niederschlag von Kobaltkaliumnitrit $[\text{K}_2\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ zu geben.

$(\text{Co}(\text{NO}_2)_2)_3 + 3 \text{KNO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

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 HMnO_4 ist der Überjodsäure 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) 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 MnO (zweiwertig),
- Manganoxydsalze von Mn_2O_3 (dreiwertig),
- Mangansäure H_2MnO_4 von MnO_3 (sechswertig),
- Übermangansäure HMnO_4 von Mn_2O_7 (siebenwertig).

Außerdem bildet es noch die isoliert stehenden Oxyde MnO_2 Manganperoxyd und Mn_3O_4 Manganoxyd-
oxydul.

Manganverbindungen.

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

^{2/3} **Manganchlorür** $MnCl_2$ } durch Auflösen von Mangan in
^{2/3} **Mangansulfat** $MnSO_4$ } Salzsäure resp. Schwefelsäure.

Mangansulfid MnS . Fleischfarbener Niederschlag.

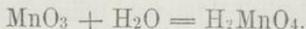
Manganverbindungen.

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:

*2. Mol. H₂O
K₂MnO₄ geben
im alkal. Lös-
ungszustand
3. Atomb. ab
wird bei v. M.
2. Mol. H₂O
geben in Säure
lösung 5 Atome
ab. Sauerbildung
2. Mangansalz.*

Übermangansaures Kali, Kaliumpermanganat, $KMnO_4$, das aus der Lösung in grünlich schillernden, schwarz-roten 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.

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. CrO ,
Chromverbindungen (dreiwert.) von Cr_2O_3 ,
Chromsäure H_2CrO_4 (sechswertig) von CrO_3 .

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

Chromchlorür CrCl_2

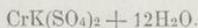
Oxydverbindungen.

Chromoxyd Cr_2O_3 . Grünes, amorphes Pulver, in Säuren unlöslich.

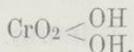
Chromhydroxyd $\text{Cr}(\text{OH})_3$ aus Chromoxydsalzen durch Ammoniak als blaugrauer Niederschlag.

Chromichlorid CrCl₃. 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 Cr₂(SO₄)₃; 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:



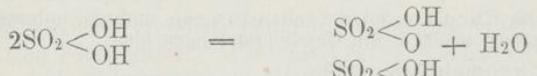
Chromsäure. Die Chromsäure, H₂CrO₄, entspricht in ihren Salzen völlig der Schwefelsäure, ist aber nicht in freiem Zustande zu erhalten, da sie sogleich in ihr Anhydrid CrO₃ und Wasser zerfällt. Sie hat also die Konstitution:



Chromtrioxyd CrO₃, 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.

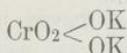
Kaliumchromat, K₂CrO₄, gelbes chromsaurer Kalium, entsteht durch Schmelzen von Chromeisenstein mit Salpeter. Gelbe, rhombische Kristalle.

Beim Erwärmen mit Säuren geht es in **Kaliumdichromat**, rotes, chromsaurer Kalium K₂Cr₂O₇ über. Große, rote Kristalle. Es verhält sich zum normalen Kaliumchromat wie Pyroschwefelsäure zur Schwefelsäure.

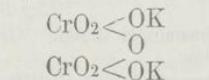


Schwefelsäure

Pyroschwefelsäure

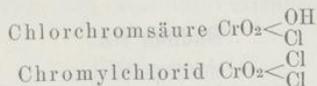


Kaliumchromat



Kaliumdichromat.

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 MoS_2 .

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

Molybdäntrioxyd MoO_3 , das Anhydrid der **Molybdänsäure** H_2MoO_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 WO_3 , das sowohl die der Schwefelsäure entsprechende Säure H_2WO_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 U_3O_8 vor.

Es bildet als vierwertiges Element Oxydulverbindungen und als sechswertiges Oxydverbindungen. Hierbei reagiert das zweiwertige Radikal UO_2 als Base, die man Uranyl nennt.

UCl_4 Uranchlorür.

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

UO_3 Uranoxyd = $\text{UO}_2 \cdot \text{O}$.

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

Uranoxyd färbt Glas schön grünelb (Urannglas). 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 ungewein 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 (α , β , γ -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
stoff

Grun
die
Cler
und

SnC
mit
Das
Eise

G.
eine
Ger
and
deh
Es l
Salp
säur
ver:
Koc
ist

Tee
ster
sind
das
Ant

es
wer

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 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 (Zinn geschrei). Es ist weich und sehr dehnbar. Es schmilzt bei 231° 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, 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 SnO über.

Zinnsulfür SnS aus Zinnchlorürlösung durch H_2S als brauner Niederschlag.

Stanniverbindungen.

Zinnchlorid 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 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** H_2SnO_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 H_2CO_3 und der Kieselsäure H_2SiO_3 analog.

Zinnsulfid SnS_2 aus Zinnchloridlösung durch H_2S 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 Na_2SnS_3 .

Nachweis: H_2S fällt gelbes Sulfid, das in Schwefelammonium löslich ist.

Blei (Plumbum).

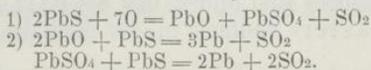
Pb. Atomg. 206. Zweiwertig.

Findet sich hauptsächlich als Bleiglanz PbS. Ferner als Weißbleierz $PbCO_3$ etc. *Wahlung 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:

Wahlung: 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:

*Wahlung des Bleies =
Wahlung des Bleies =
Wahlung des Bleies =*



Oder man glüht Bleiglanz mit Eisen.

Wahlung des Bleies:



Das so dargestellte Blei enthält zahlreiche Verunreinigungen, von denen es durch umständliche Prozesse befreit wird. *Wahlung des Bleies: $PbS, Fe = Pb + FeS$.*

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 Karbonat und wird nun nicht weiter angegriffen. Nur wenn das Wasser viel Kohlensäure enthält, ist auch das Karbonat etwas löslich. Dies Verhalten ist für die Hygiene von großer Bedeutung, da Blei sehr viel zu Wasserleitungsrohren 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° und wird zum Löten verwendet (Schnellot). Das Lettermetall besteht aus 4—5 Teilen Blei und 1 Teil Antimon.

PbO bildet sich beim Erhitzen des Pb. in der Luft als PbO₂.

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

*Leithydroxyd
Pb(OH)₂ - Pb(OH)₂
Pb(OH)₂ - PbO
+ H₂O + H₂
Löst sich in Wasser
als Pb(OH)₂*

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 $Pb(OH)_2$. Aus Bleisalzen durch Kalilauge als weißer Niederschlag. Etwas löslich in Wasser.

Bleichlorid $PbCl_2$ fällt aus Bleisalzlösungen durch Salzsäure. Ziemlich leicht löslich in heißem, fast unlöslich in kaltem Wasser.

Bleijodid PbJ_2 . Goldgelbe Blättchen.

Bleinitrat $Pb(NO_3)_2$. Durch Auflösen von Blei in Salpetersäure.

Bleisulfat $PbSO_4$. Unlöslich in Wasser, leicht in Natronlauge.

Bleichromat $PbCrO_4$ kommt als Rotbleierz in der Natur vor. Entsteht als rotgelber Niederschlag aus Bleinitrat und Kaliumchromat. Wird als Anstrichfarbe benutzt.

Bleikarbonat $PbCO_3$ kommt als Weißbleierz vor. Ein basisches Bleikarbonat ($2PbCO_3$, $Pb(OH)_2$) 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** PbO₂. 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 KPbO₃ löst, das dem zinnsauren Kalium analog ist.

Das Bleiperoxyd ist also als das Anhydrid der Bleisäure aufzufassen.

Auch das Bleitetrachlorid PbCl₄ 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: H₂S 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 Bi₂O₅, oder sogar basischer Natur, wie das Trioxyd Bi₂O₃.

Vorkommen: Hauptsächlich gediegen. Dann als Wismutglanz Bi₂S₃; ferner in manchen Erzen.

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

Eigenschaften: Rötlich weißes Metall. Spez. G. 10.
Spröde, leicht pulverisierbar. Schmilzt bei 267°. Ver-
brennt beim Erhitzen an der Luft. Unlöslich in Salz-
säure, 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°; Wood-
sches Metall (Sn, Pb, Cd, Bi) bei 65°; letzteres ist die am
leichtesten schmelzbare aller Legierungen.

Wismutchlorid BiCl_3 aus Wismut und Chlor.

Wismutoxyd Bi_2O_3 Durch Verbrennung von Wismut. Gelbes
Pulver.

Wismutpentoxyd Bi_2O_5 . Anhydrid der Wismutsäure HBiO_3 .

Wismutnitrat $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$. Durch Auflösen von Wis-
mut in Salpetersäure. Wasser fällt einen käsigen, weißen
Niederschlag (*Bismutum subnitricum*), der in der Medi-
zin verwendet wird. $\text{Bi}(\text{OH})_3$

Wismutsulfid Bi_2S_3 fällt aus Wismutsalzlösungen durch Schwefel-
wasserstoff 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° . 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° . Unlöslich selbst in Königswasser. Bildet ebenfalls das Oxydul OsO , das Oxyd Os_2O_3 , und **osmiumsaures Kalium** K_2OsO_4 .

Beim Glühen an der Luft geht es in OsO_4 Uberosmiumsäureanhydrid, 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 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° . 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 PdO und Oxydverbindungen PdO_2 .

Palladiumchlorür $PdCl_2$ aus Palladium durch Auflösen in Königswasser.

Palladiumjodür PdJ_2 , schwarzes, in Wasser unlösliches Pulver das zum Nachweis von Jod dient

Palladiumchlorid $PdCl_4$ 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° . 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 $PtCl_2$ gibt mit Kalilauge das K-Salz der Platinchlorwasserstoffsäure H_2PtCl_4 .

Platinchlorid. $PtCl_4$ entsteht beim Auflösen von Platin in Königswasser. Gibt mit Salzsäure eine additionelle Verbindung, die Platinchlorwasserstoffsäure, eine zweibasische Säure H_2PtCl_6 , die Salze, die sog. Chloroplatinate bildet:

Kaliumchloroplatinat K_2PtCl_6 .

Ammoniumchloroplatinat $(NH_4)_2PtCl_6$ ist der sog. Platinsalmiak.

Platinhydroxyd $Pt(OH)_4$ gibt sowohl mit Säuren Salze, z. B. $Pt(SO_4)_2$ Platinsulfat, als auch mit Basen, z. B.

$Pt < \begin{matrix} (OH)_2 \\ O_2 Ba \end{matrix}$ 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-

nahmsweise 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 erzeugt¹⁾, die salzsaure Lösung mit **Schwefelwasserstoff**. Es entsteht ein Niederschlag:

- 1) Dieser ist schwarz oder braunschwarz.

Man kocht mit Salpetersäure:

a) er löst sich

a) die Lösung gibt mit Ammoniak:

- 1) einen weißen Niederschlag . . . **Wismut.**
- 2) eine Blaufärbung **Kupfer²⁾.**

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:

α) 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) **Chrom¹).**

4) Er ist schwarz.

a) Er löst sich in Salzsäure **Eisen²).**

b) Er löst sich nicht.

α) 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
α) einen Niederschlag **Kalzium**.
β) keinen Niederschlag.

Phosphorsaures Natrium mit Ammoniak gibt einen Niederschlag **Magnesium**¹⁾.

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 Fixsternen¹⁾, 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.