

## 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

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



(Substitution des Säurewasserstoffs durch Metall).

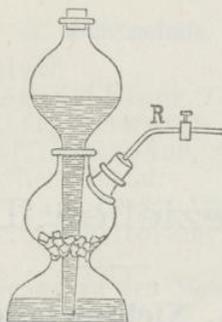
*H<sub>2</sub>O<sub>3</sub> mit  
minimale*

*mit H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> mischt ergibt reinen H<sub>2</sub>*

*unter 2/3  
am H<sub>2</sub>O<sub>3</sub>*

Abfluss eines H. mittels bei der Glaskolonne v. Ätzalkalium.  
sein zutheil Rhodium zerlegt. — 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. <sup>1)</sup> 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) ὕδωρ Wasser, γεννάω 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 konstruieren 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 (*1 Vol. H<sub>2</sub>* *1 Vol. O<sub>2</sub>*). In diesem schmilzt z. B. Platin.

Man vereinigt 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  $-187^{\circ}$ ).

*HF färbt Glas!  
mit BaCl<sub>2</sub>  
müssen beschaffen  
mit  
kg/100.*

Vorkommen: Hauptsächlich im Fluorkalzium  $\text{CaF}_2$ , 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  $-95^{\circ}$  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.

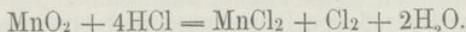
Darstellung: Aus dem Chlorwasserstoff:

- 1) durch Elektrolyse (auch aus Chloriden).
- 2) durch Oxydation. *anf. Fe, Mn, Pb, KClO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>*



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  $\text{MnO}_2$ . Dies ist die gewöhnliche Darstellung des Chlors: Kochen von Braunstein mit Salzsäure. Sie geht nach folgender Reaktion vor sich:



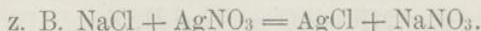
Eigenschaften: Gelbgrünes, sehr heftig riechendes, die Schleimhäute angreifendes Gas, das bei  $-40^\circ$  flüssig wird. Löst sich etwas im Wasser; die Lösung, die als Desinfektionsmittel benutzt wird, wirkt wie Chlor und heißt Chlorwasser (*aq. chlori*).

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.

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



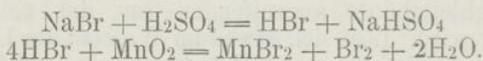
### Brom.

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 Steinsalzschichten 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 (βρωμικός 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)  $\text{NaNO}_3$  zerfällt auf  $\text{H}_2\text{SO}_4$  u.  $\text{HNO}_3$ :  $2\text{NaNO}_3 + 5\text{H}_2\text{SO}_4 =$   
 $2\text{NaHSO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + 5\text{HNO}_3$

— 51 —

4)  $\text{NaI} + \text{FeCl}_3 = \text{I} + \text{NaCl} + \text{FeCl}_2$   
 Jod.

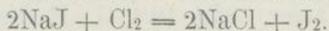
J. Atomg. 126,5. Mol. G. 253.

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 Chilisalpeter als Natriumjodat  $\text{NaJO}_3$ . In der Schilddrüse der Säugetiere als jodhaltige Eiweißverbindung (Thyreoglobulin).

Darstellung: 1) Aus Jodnatrium mit Braunstein und Schwefelsäure.  $2\text{NaI} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{NaHSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$

2) Aus Jodnatrium und Chlor:



Eigenschaften: Grauschwarze rhombische Kristalle von starkem Metallglanz und eigentümlichem chlorähnlichen Geruch. Färbt die Haut braun, wirkt schwach ätzend. Sdp.  $184^\circ$ , wobei es sich in einen violetten Dampf verwandelt ( $\text{ιοσιδης}$  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  $1500^\circ$  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.

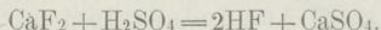
### Wasserstoffverbindungen der Halogene.

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  $\text{CaF}_2$ , 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.

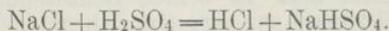
Die Glasätzung mit Flußspat und Schwefelsäure war schon 1670 in Nürnberg bekannt.

#### 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.

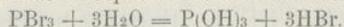
Verwendung: Die wässrige Salzsäure, die bei dem Leblancschen Sodaprozeß (s. d.) in großem Maßstabe als Nebenprodukt gewonnen wird, findet im technischen Betrieb ausgedehnte Verwendung. In der Medizin wird sie als Mittel zur Beförderung der Verdauung angewendet, da sie physiologisch im Magensaft vorkommt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

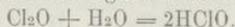
Fluorverbindungen sind unbekannt. Die Jodverbindungen sind beständiger als die Brom- und Chlorverbindungen. Man kennt je vier Oxydationsstufen, von denen drei säurebildend auftreten. In den Sauer-

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

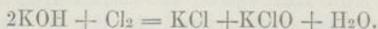
Chlormonoxyd  $\text{Cl}_2\text{O}$ .

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

Unterchlorige Säure  $\text{HClO}$ .



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



Chlortrioxyd  $\text{Cl}_2\text{O}_3$  und chlorige Säure  $\text{HClO}_2$  sind nur in den Salzen der letzteren bekannt.

Chlordioxyd  $\text{ClO}_2$ . Entsteht aus chlorsaurem Kalium durch konz. Schwefelsäure. Entzündet Papier, Phosphor etc. Sehr explosiv.

*Salp(20/2)*

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

*7. HCl. 2. HClO<sub>2</sub>*

*Spätere H. Unter*

*sp. HClO<sub>2</sub>*

*Wasserfall mit*

*Apperchlorat auf*

*H<sub>2</sub>O<sub>4</sub>*

**Überchlorsäure**  $\text{HClO}_4$ . Entsteht bei der Zersetzung der Chlorsäure durch Erwärmen, ihre Salze durch Erhitzen der Chlorate. Stark ätzende, explosive Flüssigkeit. Ihr Anhydrid ist das Chlorheptoxyd  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .

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

**Sauerstoff** (Oxygenium).

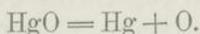
Symbol O. Atomg. Mol. G. 32.

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.

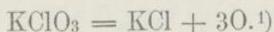
Vorkommen: Der Sauerstoff ist das verbreitetste aller Elemente. Er bildet einen wesentlichen Bestandteil

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):



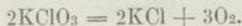
3) *triefend* *aus der Luft*, *mit N. aufsteigt*

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 Verbrennungerscheinungen vielfach, wenn auch mit geringerer Intensität, auch an der Luft vor sich. Andere „Verbrennungsvorgänge“ 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.

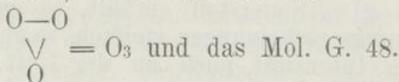
oder Hydrate, die Basen sind. Man bezeichnet wohl auch diese Oxyde selbst als Basen in weiterem Sinne, zumal wenn sie keine Hydrate besitzen, wie z. B. Silberoxyd, da auch sie mit Säuren unter Wasserabspaltung Salze ergeben.



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  $\text{H}_2\text{O}$  und das Wasserstoffsuperoxyd  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

### Wasser.

$\text{H}_2\text{O}$ . 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*).

*aus dem Dampf  
überziehen 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  $0^{\circ}$ , sein Siedepunkt gleich  $100^{\circ}$  C. gesetzt. Sein spezifisches Gewicht, seine spezifische Wärme sind als Einheit genommen. Ein ccm Wasser bei  $4^{\circ}$  ist die Gewichtseinheit = 1 Gramm.

Die größte Dichte hat das Wasser bei  $4^{\circ}$ . 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 =  $370^{\circ}$ , 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. Ather 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.

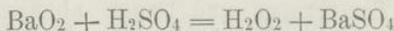
Meerwasser enthält ca. 3,5% feste Stoffe, darunter 2,7% Kochsalz.

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**, Wasserstoffsperoxyd  $H_2O_2$   
(Thénard 1818).

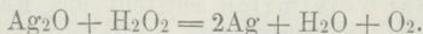
Vorkommen: In geringer Menge in der Luft und atmosphärischen Niederschlägen.

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  $\text{H}_2$  und  $\text{O}_2$  gespalten.

Verwendung: Als Haarfärbemittel, als Desinfiziens.

### Schwefel.

S. Atomg. 32. Mol. G. (bei über  $1000^\circ \text{C}$ ) 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 *rotlich* die Form, die in der Natur vorkommt und die beim Kristallisieren des Schwefels aus Lösungsmitteln (z. B. Schwefelkohlenstoff) entsteht. Er schmilzt bei  $114^\circ$  zu einer gelben Flüssigkeit, die bei höherem Erhitzen dunkel und dick, bei  $250^\circ$  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.

H<sub>2</sub>S. Mol. G. 34. Gasdichte 17.

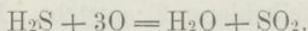
Vorkommen: In vulkanischen Gasen. Entsteht bei Fäulnis von Eiweißstoffen.

Darstellung: Einwirkung von Säuren auf Schwefel-metalle, 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 Schwefel-  
metalle. 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,  $S_2Cl_2$ ,  
 $SCl_2$ ,  $SCL_4$ .

### Sauerstoffverbindungen des Schwefels.

Der Schwefel bildet mit dem Sauerstoff vier Oxy-  
dationsstufen, von denen indessen nur zwei als An-  
hydride 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.

<b>Thioschwefelsäure</b>	$H_2S_2O_3$
Hydroschweflige Säure	$H_2SO_2$
<b>Schweflige Säure</b>	$H_2SO_3$
<b>Schwefelsäure</b>	$H_2SO_4$
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	$H_2S_5O_6$

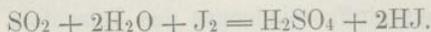
### Schwefeldioxyd $SO_2$ .

Vorkommen: In Vulkangasen.

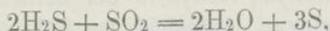
Darstellung: Durch Verbrennen von Schwefel an der Luft. Ferner beim Erhitzen von Schwefelmetallen an der Luft (Rösten).

Eigenschaften: Farbloses, äußerst heftig riechendes Gas. Bei  $-15^{\circ}$  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:



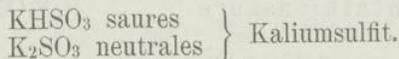
indem sich Schwefel abscheidet. Auf diese Weise sind vermutlich die großen Schwefelablagerungen in der Nähe der Vulkane entstanden.

Mit Chlor vereinigt es sich zu Sulfurylchlorid  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ . Es tauscht auch ein Atom O gegen  $\text{Cl}_2$  aus und bildet Thiochlorid  $\text{SOCl}_2$ .

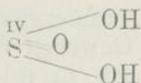
Die wässrige Lösung des Schwefeldioxyds enthält wahrscheinlich die sonst nicht bekannte

Schweflige Säure  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .

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



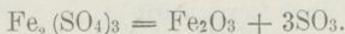
ausgedrückt.

Hydroschweflige Säure  $\text{H}_2\text{SO}_2$  durch Auflösen von Zink in wässriger schwefliger Säure als Zinksalz. Sehr zersetzlich.

### Schwefeltrioxyd $\text{SO}_3$ .

Anhydrid der Schwefelsäure  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Entsteht aus  $\text{SO}_2$  durch Aufnahme von 1 Atom Sauerstoff.

Wird dargestellt durch Erhitzen von wasserfreiem Eisenoxysulfat:



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

### Schwefelsäure $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

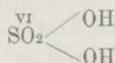
Schon im 15. Jahrhundert, wahrscheinlich sogar noch früher bekannt. Wegen ihrer ausgedehnten technischen Verwendung die wichtigste aller Säuren.

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  $\text{SO}_2$ , Luft und Wasserdampf bei bestimmter Temperatur über eine platinirte Tonkugel. Durch den Kontakt mit dem Platin wird das  $\text{SO}_2$  zu  $\text{SO}_3$  oxydiert.

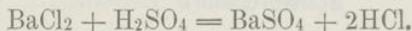
Eigenschaften: In reinem Zustande dicke, ölige Flüssigkeit vom spez. Gew. 1.8 Kp.  $338^\circ$ . Die bei dieser Temperatur destillierende Säure enthält noch immer 1,5% Wasser. Ganz wasserfrei erhält man die Schwefelsäure in Kristallen, wenn man die gewöhnliche 98%ige auf  $-10^\circ$  abkühlt. Sie ist 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 Vorsicht 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 z weibasisch, 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  $\text{SO}_2$ , 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  $\text{SO}_2$  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:  $H_2SO_4(60^\circ Be) + N_2O_3 + N_2O_4$ .

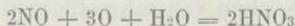
— 65 —

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:

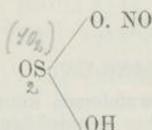


Das Stickoxyd NO wird durch Luft und Wasser wieder in Salpetersäure verwandelt:



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.

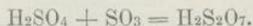


Entzieht man 2 Mol. Schwefelsäure ein Mol. Wasser, so entsteht die sog. Pyroschwefelsäure  $H_2S_2O_7$ , die als ein unvollkommenes Anhydrid der

Schwefelsäure aufzufassen ist und die Strukturformel



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



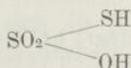
Sie ist in der sog. „rauchenden Schwefelsäure“ enthalten, die durch Erhitzen von trockenem Eisenvitriol  $FeSO_4$  erhalten wird. Diese ist eine dicke, stark rauchende Flüssigkeit, die auch als „Nordhäuser Vitriol-Öl“ bezeichnet wird, da sie früher in Nordhausen a./H. dargestellt wurde.

**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.

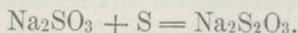
*H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>-Verschmelzflamme, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> färbt sich an der Luftpole ab, wenn H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> von  
H<sub>2</sub>O. Gew. 1,4 bei einer Temperatur von 2.5°C. abkühlt wird.*

— 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 Ableitungsrohren, 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  $\acute{\alpha}$  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.  $\frac{1}{5}$  des Volumens einnimmt. Außerdem als Ammoniak  $NH_3$  und Salpetersäure in deren Salzen. *Alle Quantitäten im Gasform exist.*

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: *haben wir die Luft über phosphorische Kupferoxyde*



Eigenschaften: Farbloses, geruch- und geschmackloses Gas. Wenig löslich in Wasser, läßt sich erst bei  $-146^\circ$  durch 35 Atmosphären Druck verflüssigen. Der flüssige Stickstoff siedet bei  $-194^\circ$ .

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 *Ca, CaC<sub>2</sub>* Licht erlischt, ein Tier erstickt in ihm.

### 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 Luftteilchen der Gase in der Luft als freies Kompart, die Luftteilchen selbst überall gleich.*

qem 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 ἄργον 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  $\text{NH}_3$ .

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

Stickstoffwasserstoffsäure  $\text{N}_3\text{H}$ .

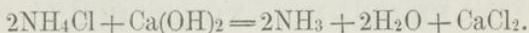
### Ammoniak.

NH<sub>3</sub>. 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 Ammoniak-salze überzuführen (Azotobakter). Andere verwandeln das Ammoniak im Boden in Salpetersäure, die die Pflanzen verwerten können (Nitrifikation).

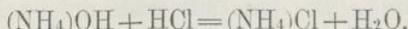
Darstellung: Aus den „Gaswässern“ (s. Leuchtgas) durch Eindampfen mit Salzsäure. Dabei entsteht Chlorammonium NH<sub>4</sub>Cl, aus dem man mit gelöschtem Kalk das Ammoniak wieder in Freiheit setzt.



Eigenschaften: Farbloses, eigenartig riechendes Gas, sehr leicht löslich in Wasser. Bei — 40° flüchtig. 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 NH<sub>4</sub>OH, das Ammoniumhydroxyd. Man nennt nämlich das einwertige Radikal NH<sub>4</sub> ( $\overset{\vee}{\text{N}}\equiv\text{H}_3$ ) 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.

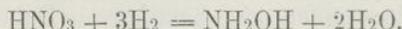
*In folgenden  
unlöslichen  
mit H<sub>2</sub>O.*

**Hydrazin** NH<sub>2</sub>—NH<sub>2</sub> hauptsächlich in seinen organischen Derivaten wichtig. Ist ebenfalls in seinem Hydrat NH<sub>2</sub>—NH<sub>2</sub>·OH stark basischer Natur.

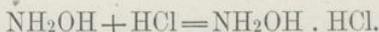
Stickstoffwasserstoffsäure N<sub>3</sub>H =  $\begin{matrix} N \\ || \\ N \end{matrix} > NH$  ist eine starke Säure. *Hydrazid* *— Nitrosgruppe* *— Amidgruppe*

Stark riechende, sehr explosive Flüssigkeit.

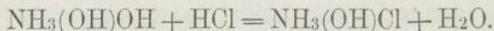
**Hydroxylamin** NH<sub>2</sub>OH. Entsteht durch Reduktion von Salpetersäure (oder besser ihrem Äthylester) mit Zinn:



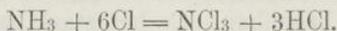
Farblose Nadeln. Ziemlich leicht zersetzlich. Verbindet sich mit Säuren zu Salzen:



Die Salze leiten sich von der Base: Oxyammonium her:



Chlorstickstoff, NCl<sub>3</sub>, aus Ammoniak und Chlor.



Ölige Flüssigkeit, schon bei leiser Berührung heftig explodierend.

Jodstickstoff NJ<sub>2</sub>H, 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).

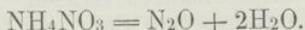
$NO_2(N_2O_4)$  Stickstoffdioxyd.

$N_2O_5$  Stickstoffpentoxyd (Salpetersäureanhydrid).

#### Stickoxydul $N_2O$ .

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

2) Rein aus Ammoniumnitrat durch Erhitzen:



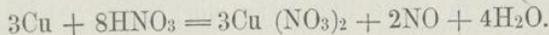
Eigenschaften: Farbloses, süßlich schmeckendes Gas von schwachem Geruch. Ziemlich leicht löslich in Wasser.

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 NO<sub>2</sub>.

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 N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> 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 NO<sub>2</sub> 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 NO<sub>2</sub> vollständig ist.

*Salp. Nit. der HNO<sub>2</sub> auf NO<sub>2</sub>*

Salpetrigsäureanhydrid N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Bei Temperaturen unter 21° eine tiefblaue Flüssigkeit. Zersetzt sich beim Sieden (Sdp. 3,5°). Gibt mit wenig Wasser wahrscheinlich die *Trioximide* gas.

Salpetrige Säure, HNO<sub>2</sub>. 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, NO<sub>2</sub> und NO; sie macht aus Jodverbindungen das Jod frei.

Salpetersäureanhydrid N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>. Aus der Salpetersäure durch Wasserentziehung mittelst Phosphorpentoyd:

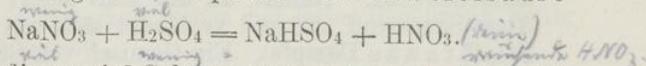


Farblose, leicht zersetzliche Prismen.

### Salpetersäure HNO<sub>3</sub> = NO<sub>2</sub>OH.

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 (Chilusalpeter).

Darstellung: Aus Salpeter mit Schwefelsäure

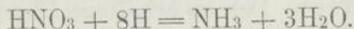


Neuerdings wird Salpetersäure (neben salpetriger S.) aus Luft durch Oxydation des Stickstoffs mittels sehr

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.



*typhlich liefert ffg: Brausalpetersäure.*

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 Stickstoffdioxids.

4NO<sub>3</sub>  
Eine Lösung von Diphenylamin in konz. Schwefelsäure wird selbst durch Spuren von HNO<sub>3</sub> 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  $60^\circ$ ) 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.

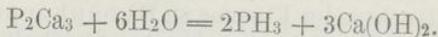
Verwendung: In der Medizin. Zu Zündhölzern: Die alten Zündhölzchen bestanden aus einem Holzstäbchen, das an dem einen Ende in Schwefel gesteckt und dann noch mit einem aus Phosphor und Gummi arabicum bestehenden Köpfchen versehen wurde. Die sog. schwedischen Zündhölzer haben statt dessen eine Zündmasse 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  $P_2H_4$  beigemischt 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.

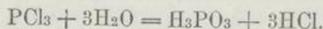
Die Gasdichte des  $PH_3$  ist = 17, daraus folgt sein Mol. G. = 34 und daraus, daß das Atomgewicht des Phosphors nicht = 62 sein kann, sondern = 31 sein muß, da man dem Phosphorwasserstoff nach Analogie mit dem Ammoniak die Formel  $PH_3$  zuschreiben muß.

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.

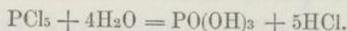
### Phosphor und Halogene.

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

*flüchtig* 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.

*Sehr beständige Verbindungen*

## 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

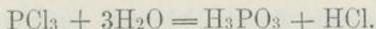
$O = \overset{v}{P}$   $\begin{cases} / OH \\ - OH \\ \backslash OH \end{cases}$  Phosphorsäure.

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:





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. *aus HPO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O*  
*aus Knochenasche durch H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + H<sub>2</sub>O*

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<sub>3</sub>(H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>*
- $Na_2HPO_4$  sekundäres oder Dinatriumphosphat, *Ca<sub>2</sub>(HPO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>*
- $Na_3PO_4$  tertiäres oder Trinatriumphosphat, *Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>*

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.

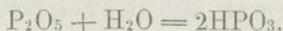
Nachweis: Molybdänsaures Ammonium gibt einen gelben Niederschlag, der in  $HNO_3$  nicht löslich ist.  $AgNO_3$  gibt einen gelben Niederschlag. *auf die folgenden 4. v. H. färbigen*  
*Ag<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> u. NH<sub>3</sub> in HNO<sub>3</sub> löslich.*

*4. v. H. färbig!* Pyrophosphorsäure  $H_4P_2O_7$  entsteht durch Erhitzen von Orthophosphorsäure auf  $260^\circ$ . *alkalische u. Gipsarten sind Orthophosphate.*

Kristallinische, in Wasser leicht lösliche Masse.  $AgNO_3$  gibt einen weißen Niederschlag. *Na<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub> löst Fe. Kalk!*

*4. v. H. färbig!* Metaphosphorsäure  $HPO_3$ . Aus Ortho- oder

*Realgar*  
*in H<sub>2</sub>P<sub>2</sub> auf*  
*4 gleiche*  
*grün in Phosphate*  
Pyrophosphorsäure durch Erhitzen auf 400° oder aus Phosphorpentoxyd P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> mit kaltem Wasser.



*H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> auf*  
*schwarz*  
Glasartige, durchsichtige Masse (*Acid. phosphoricum glaciale*). Leicht in Wasser löslich. Fällt Eiweißlösungen (Unterschied gegen Ortho- und Pyrophosphorsäure). Geht mit kaltem Wasser langsam, mit heißem schnell in Orthophosphorsäure über.

*Alle löslichen in P<sub>2</sub> löst in NH<sub>3</sub> in HNO<sub>3</sub> auf nur in unvollständiger Lösung.*

Phosphorsäureanhydrid, Phosphorpentoxyd P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> entsteht durch Verbrennen des Phosphors an trockener Luft oder in Sauerstoff.

Weiß, sehr lebhaft Wasser anziehende Masse. Wird als sehr energisches Mittel zum Trocknen der Gase und zur Wasserentziehung aus Verbindungen angewendet.

#### Phosphor und Schwefel.

Durch Zusammenschmelzen von Phosphor und Schwefel entstehen mehrere Verbindungen, von denen das Phosphorsulfid P<sub>2</sub>S<sub>3</sub> und das Pentasulfid P<sub>2</sub>S<sub>5</sub> die wichtigsten sind.

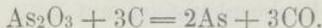
### Arsen.

As. Atomg. 75. Mol. G. 300.

Vorkommen: Selten gediegen. In vielen Mineralien an Metalle gebunden. Ferner als Arsenikblüte As<sub>4</sub>O<sub>6</sub>, Realgar As<sub>2</sub>S<sub>2</sub>, Auripigment As<sub>2</sub>S<sub>3</sub>.

Nach neueren Untersuchungen ist das Arsen in sehr geringen Mengen ein konstanter Bestandteil sehr vieler tierischen Gewebe, besonders der Haut und der Haare.

Darstellung: Aus Arsen trioxyd mit Kohle:



Eigenschaften: Arsen ist dimorph. Das kristallisierte Arsen ist eine grauweiße, metallisch-glänzende Masse vom spez. G. 5.7; das amorphe ist schwarz,

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**  $\text{AsH}_3$ . 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  $\text{AsCl}_3$ .

### Sauerstoffverbindungen des Arsens.

Arsen hat zwei Oxydationsstufen, denen zwei Säuren entsprechen.

$\text{As}_2\text{O}_3$   
Arsentrioxyd

$\text{As}_2\text{O}_5$   
Arsenpentoxyd

$\text{H}_3\text{AsO}_3$   
Arsenige Säure

$\text{H}_3\text{AsO}_4$   
Arsensäure.

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

*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.

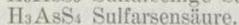
Arsensäure  $H_3AsO_4$  entsteht durch Oxydation von Arsen mit Salpetersäure. Zerfließliche Kristalle. Dreibasische Säure. Die Arsensäure gibt wie die Phosphorsäure durch Wasserabspaltung zuerst Pyroarsensäure  $H_4As_2O_7$  und dann Metarsensäure  $HAsO_3$ , schließlich das Arsensäureanhydrid  $As_2O_3$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

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

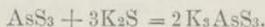
Arsenpentasulfid  $As_2S_5$ . Durch Schwefelwasserstoff aus erwärmten sauren Lösungen von arsensauren Salzen. Gelbes Pulver.

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.

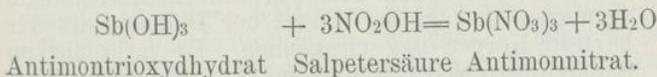
Verbrennt beim Erhitzen an der Luft, sowie in Chlorgas. Unlöslich in Salzsäure. Salpetersäure oxydiert zu Antimonsäure.

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*  
*Antimonpentachlorid*  
*Antimontrichlorid*



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  $\text{H}_3\text{SbO}_4$  ist eine schwache Säure, die ein Anhydrid  $\text{Sb}_2\text{O}_5$  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 unschmelz-

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.

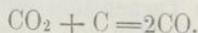
3) **Amorphe Kohle** entsteht durch Zersetzung (Verkohlung) organischer Substanzen. Die reinste Kohle ist der Kienruß, der durch unvollkommenes Verbrennen z. B. von Terpentinöl entsteht. Die Holzkohle, durch Verkohlen von Holz gewonnen, ist sehr porös; sie hat die Fähigkeit, Fäulnisstoffe und ähnliche 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.



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

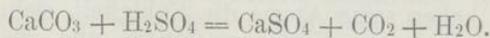


Dieses Gemisch findet zuweilen in der Technik Anwendung (Wassergas). Ähnliche Zusammensetzung zeigen Dowsongas und Regeneratorgas

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<sub>2</sub>.

**Kohlendioxyd** CO<sub>2</sub>, 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<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. 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° 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  $CO < \begin{matrix} OH \\ OH \end{matrix}$ .

Freie Kohlensäure ist nur bei  $0^\circ$  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  $-116^\circ$  erstarrende Flüssigkeit. Stark lichtbrechend. Sdp.  $47^\circ$ . 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 ungeheurer 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  $\text{CH}_4$ , dem als eigentlich leuchtende Bestandteile Äthylen  $\text{C}_2\text{H}_4$  und Azetylen  $\text{C}_2\text{H}_2$  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 Sauerstoffflamme.

Wenn ein Gas in einem anderen brennt, ist seine Flamme meist sehr schwach leuchtend, wie z. B. die Wasserstoffflamme 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  $\text{CH}_4$  an der Luft direkt zu Kohlen- säure und Wasser verbrennt, also nicht leuchtet, scheidet sich beim Verbrennen von Azetylen  $\text{C}_2\text{H}_2$ , 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 Stearin- kerze, ist also folgendes: Das Stearin zersetzt sich an dem heißen Docht in verschiedene Kohlenwasserstoffe, u. a. Äthylen. Dies wird also verbrannt. Die ent- stehende Flamme läßt deutlich drei Schichten unterscheiden:

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

2) die leuchtende Schicht. In dieser geht die Zersetzung des Äthylens unter Abscheidung von Kohlen- stoff 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.

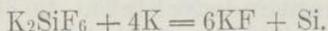
Andererseits gibt es zahlreiche Mittel, um einer Flamme einen möglichst großen Leuchteffekt zu verleihen. Solche Brenner, welche eine möglichst große leuchtende Fläche zu erzielen suchen, sind z. B. der Argandbrenner, der Regenerativbrenner u. a. Auf der Einführung besonders stark leuchtender Stoffe 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 zählt zu Glas: Siliz*

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

*Kristall.  
Modifikation*

Siliziumwasserstoff  $\text{SiH}_4$ . Ähnlich dem Methan  $\text{CH}_4$ . Gas.

Siliziumchlorid  $\text{SiCl}_4$  aus Silizium und Chlor. Farblose Flüssigkeit. Ähnlich Bromid und Jodid.

Siliziumfluorid  $\text{SiF}_4$ . Aus Kieselsäure  $\text{SiO}_2$  und Fluorwasserstoff HF. Gasförmig. Diese Reaktion erklärt die Empfindlichkeit der Silikate, z. B. Glas, gegen Flußsäure.

**Siliziumkarbid** (Siliziumkohlenstoff, **Karborundum**)  $\text{CSi}$ . 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 grünlänzende Kristalle von großer Widerstandsfähigkeit und Härte, die nur dem Diamanten und dem Borkarbid nachsteht; es wird deshalb als ausgezeichnetes Schleifmaterial verwendet.

**Siliziumdioxid**  $\text{SiO}_2$ , **Kieselsäureanhydrid** kommt in der Natur in mannigfachen Formen vor. Kristallisiert u. a. als: Quarz, Bergkristall<sup>1)</sup> (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

<sup>1)</sup>  $\kappa\rho\acute{\upsilon}\sigma\tau\alpha\lambda\lambda\omicron\nu$  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.

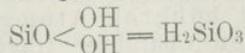
**Kieselsäure**  $Si(OH)_4$ . Eine Lösung von reiner Kieselsäure erhält man durch Dialyse einer Lösung von kieselsaurem Natrium, die überschüssige freie Salzsäure enthält. In dieser ist Kieselsäure löslich. Gießt man diese Lösung in ein Gefäß, das unten mit einem Pergamentpapier verschlossen ist, und 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 instande, das Pergament zu durchdringen (**Osmose**), die Kieselsäure hingegen nicht.

Solche Körper, die durch Membranen zu dringen instande 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  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , 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 Oxyhydraten 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  $\text{HMnO}_4$  bildet, die der Überchlorsäure  $\text{HClO}_4$  analog ist. Zur Schwefelgruppe gehören die Elemente Chrom, Wolfram, Molybdän, welche der Schwefelsäure analoge Säuren, die Chromsäure  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ , Wolframsäure, Molybdänsäure bilden. An die Kohlenstoff-Siliziumgruppe schließen sich Zinn und Blei, die in der Zinnsäure und Bleisäure der Kohlenensäure resp. Kieselsäure  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  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).

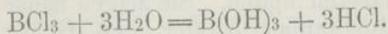
1) mit  $B_2O_3$  durch Glühen auf metall. St. (Kryofluor. Boräure)   
 2) durch Glühen auf metall. St. in kryofluor.  $B_2O_3$    
 — 45 —   
 Kryofluor. Boräure

Darstellung: Aus  <sup>$B_2O_3$</sup>  Borsäure durch Glühen mit Magnesium.   
 (amorph oder kristall.)  $B_2O_3 + 3Mg = 3MgO + B_2$    
 4) durch Glühen  $B_2O_3$    
 gem. Borax mit  $B_2O_3$    
 gelöst.

Eigenschaften: Bor kann sowohl amorph als auch kristallisiert erhalten werden. Die Borkristalle sind dem Diamanten sehr ähnlich, namentlich an Härte. Bor ist sehr beständig gegen chemische Einwirkungen, doch ist er eines der wenigen Elemente, die sich direkt mit Stickstoff verbinden, zu Borstickstoff BN.

Borwasserstoff  $BH_3$ . Unangenehm riechendes Gas, unbeständig.

Borchlorid  $BCl_3$  aus Bor und Chlor. Farblose Flüssigkeit, durch Wasser zersetzt in Borsäure und Chlorwasserstoff.



**Borsäure**  $B(OH)_3$  kommt in einigen heißen Quellen frei vor. Fumarolen sind Wasserdämpfe, die in vulkanischen Gegenden aus der Erde strömen. Diese Dämpfe, welche Borsäure mitführen, werden dann in flache Becken mit Wasser (Lagoni) geleitet; aus diesen wird dann die Borsäure gewonnen.   
 4) durch Glühen  $H_2BO_3$    
 in  $H_2O$    
 (4. 110°)

Darstellung: Aus Borax durch Salpetersäure.

Eigenschaften: Farblose Schüppchen, ziemlich leicht löslich in Wasser und Alkohol. Eine alkoholische Borsäurelösung brennt mit grünesäumter Flamme. (Nachweis.) Leichtes Antisepticum. Die Salze der normalen Borsäure sind nicht bekannt. Der **Borax** leitet sich von einer anhydrierten Säure (Tetrabor-säure oder Pyroborsäure)  $H_2B_4O_7$  ab.

$H_2 B_4 O_7$  färbt in salpetersäure Lösung Eisenmangankupfer: körnig.   
 $H_2 B_4 O_7$  färbt: bläulichgrüne Färbung.

$H_2 B_4 O_7$ : durch Kalkigen u.  $H_2 B_4 O_7$  auf  $Na_2 B_4 O_7$ :  $4H_2 B_4 O_7 + Na_2 CO_3 =$

in Manganflammen mit dem Borax sehr schön   
 gefärbt, wenn man  $H_2 B_4 O_7$  durch  $H_2 S$  in   
 Flüssigkeit färbt.   
 $Na_2 B_4 O_7 + CO_2 + 6H_2O$