

Denne fil er downloadet fra
Danmarks Tekniske Kulturarv
www.tekniskkulturarv.dk

Danmarks Tekniske Kulturarv drives af DTU Bibliotek og indeholder scannede bøger og fotografier fra bibliotekets historiske samling.

Rettigheder

Du kan læse mere om, hvordan du må bruge filen, på *www.tekniskkulturarv.dk/about*

Er du i tvivl om brug af værker, bøger, fotografier og tekster fra siden, er du velkommen til at sende en mail til *tekniskkulturarv@dtu.dk*

1916
D. J. ...
...
...

546

546 (022)

1916

546 (022)

Industribiblioteket

546(022)

Grp:

Forfatter:

O. T. Christensen

Titel:

Ung - Kemi.

Bind:

Udgave: 5

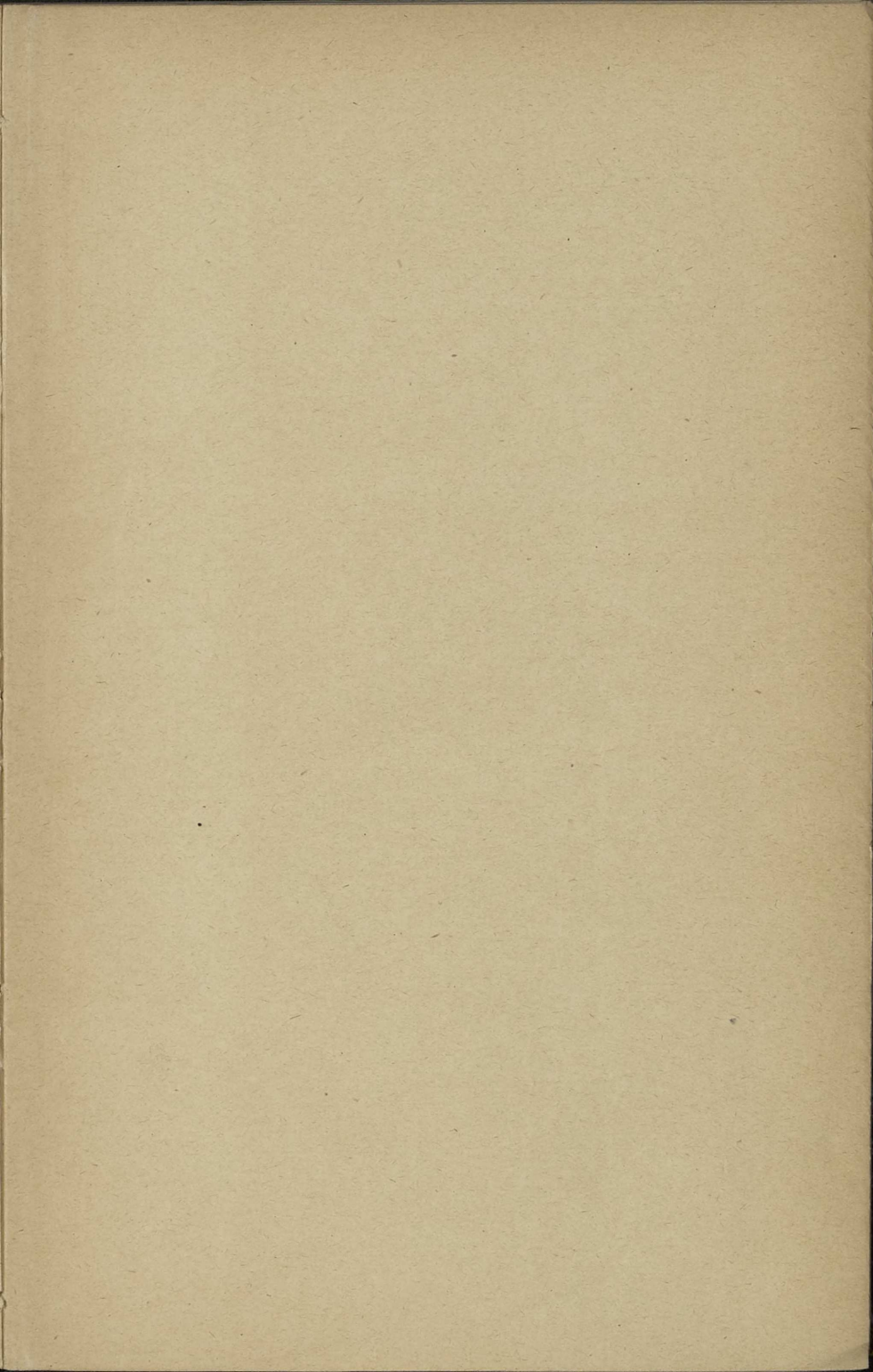
Trykkaar:

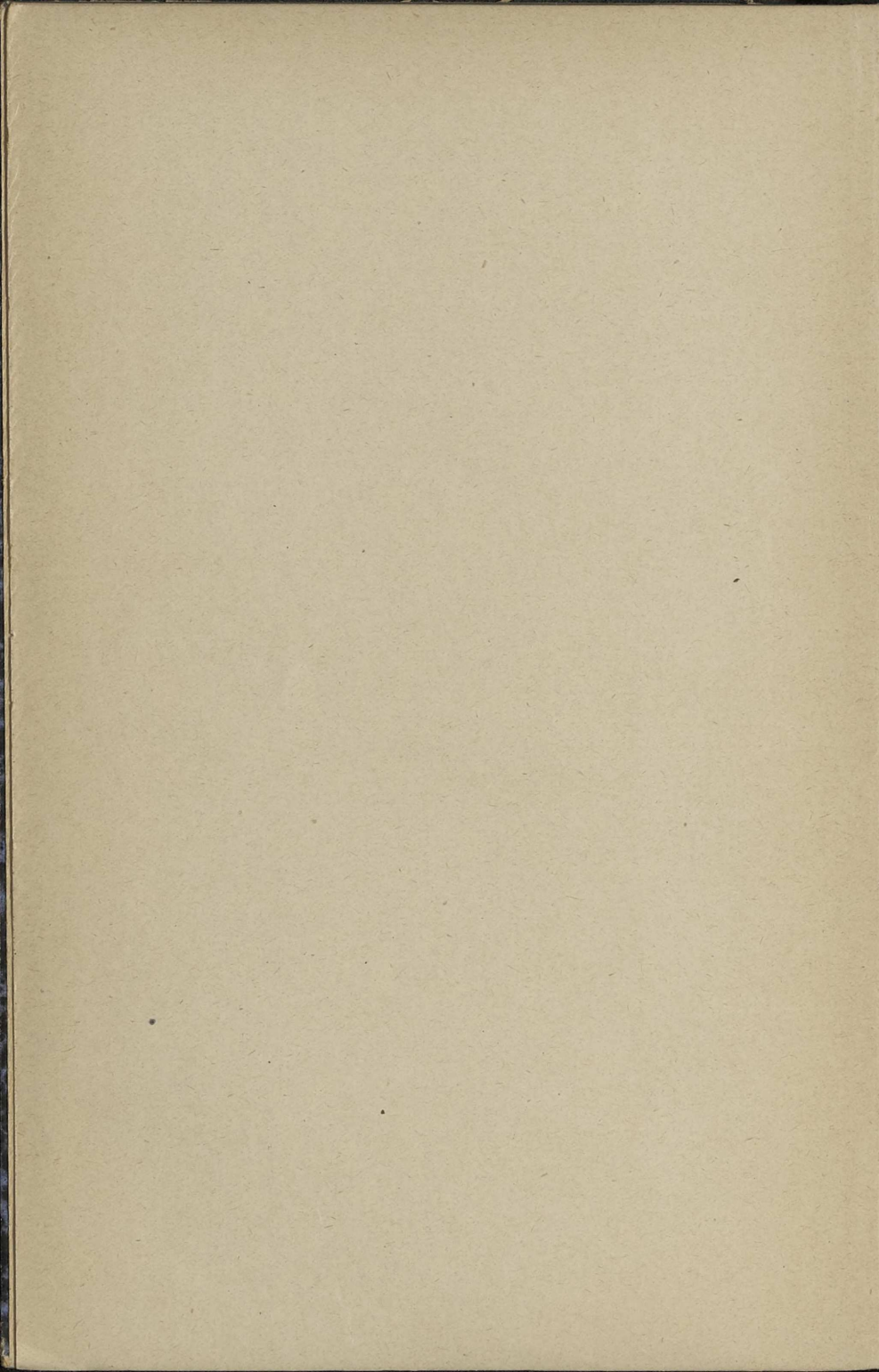
1916.

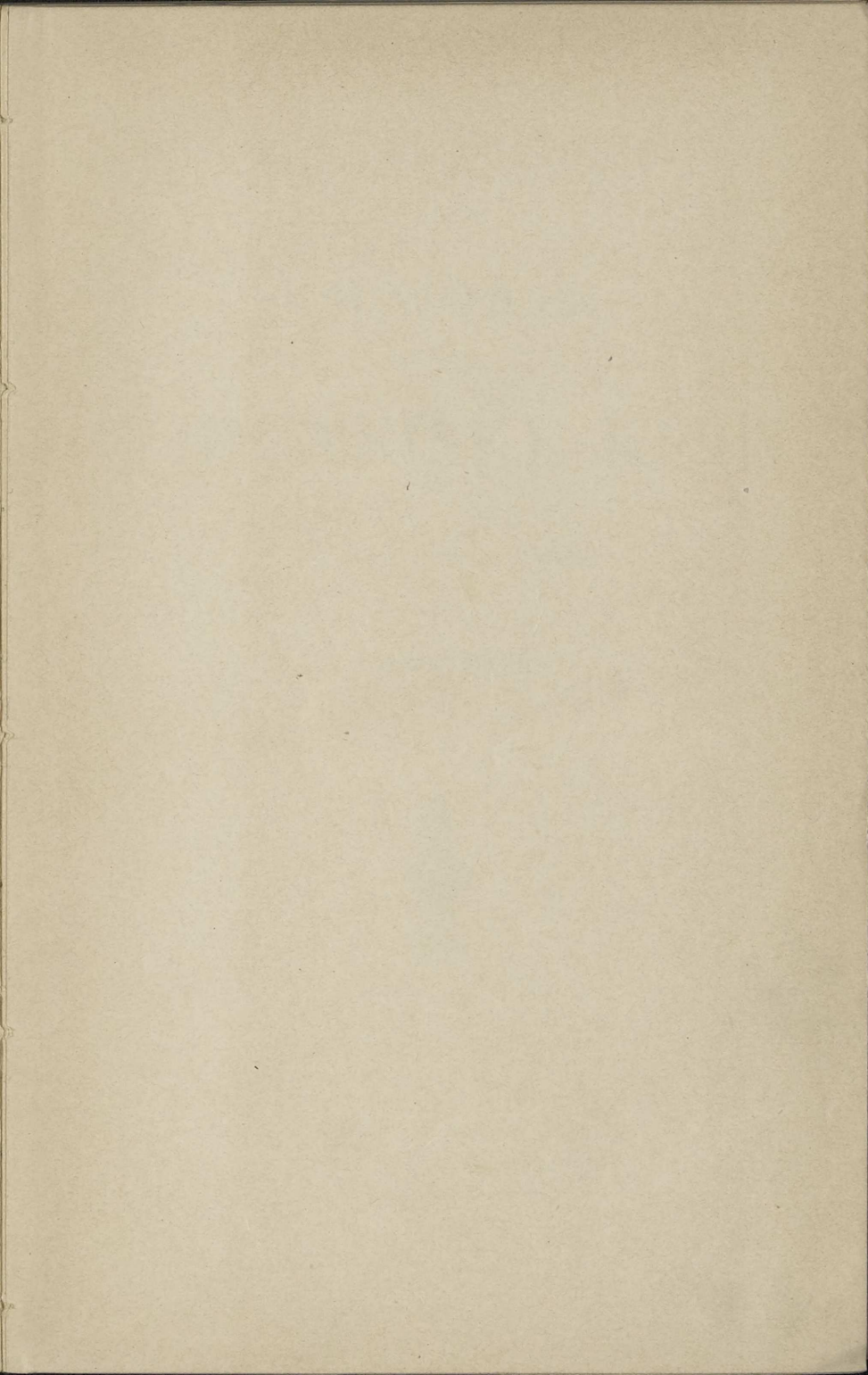
Industribiblioteket

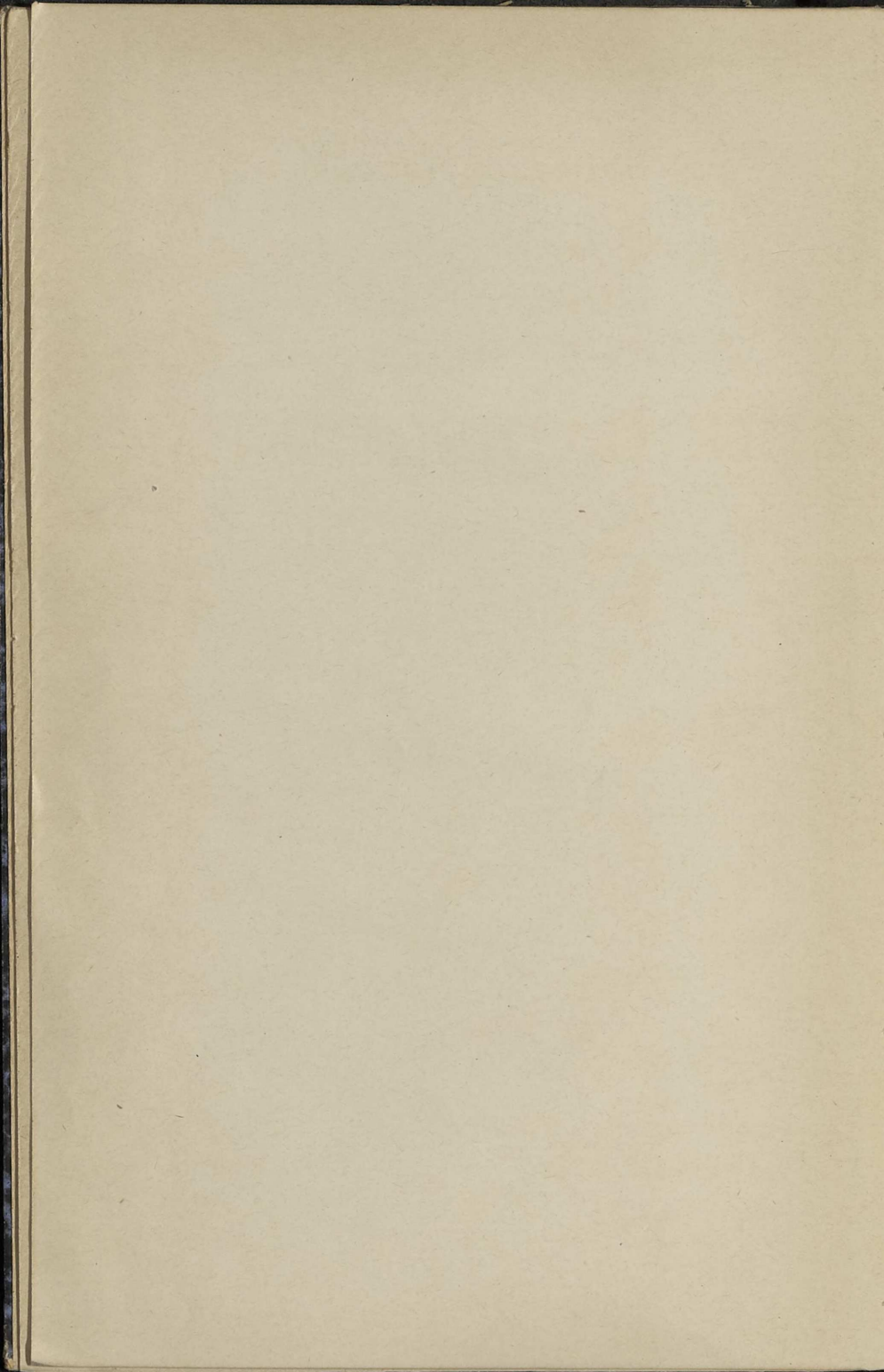
546(022)

I. B. gl









ODIN T. CHRISTENSEN

GRUNDTRÆK

AF DEN

UORGANISKE KEMI

FEMTE ÆNDREDE UDGAVE

VED

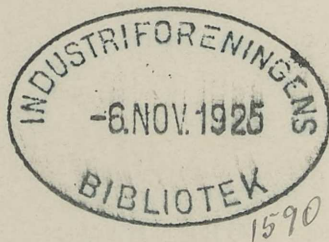
A. CHRISTENSEN



KØBENHAVN

VILHELM PRIORS KGL. HOFBOGHANDELS FORLAG

1916



TRYKT HOS J. JØRGENSEN & CO (IVAR JANTZEN).

Indledning.

KEMIEN er en Gren af Naturvidenskaberne; disses Formaal er at udforske Naturen. Vort Kendskab til de Legemer, som omgive os, og til de Processer, som foregaa paa Jorden og i Verdensaltet, hviler paa de Iagttagelser, vi gøre ved Hjælp af vore Sanser; Sanseindtryk-kene er for os det samme som Genstandene selv, idet disse kun komme til vor Bevidsthed gennem Sanserne.

Den naturvidenskabelige Forskning har først og fremmest den Opgave at give en nøjagtig *Beskrivelse* af de Legemer, der omgive os i Naturen; af en saadan Beskrivelse fremgaar det, at mange Genstande vise større eller mindre Overensstemmelser med hinanden, og ved Sammenligning bliver det da muligt at ordne (klassificere) Genstandene saaledes, at de ensartede indføjes i samme Gruppe, og at de enkelte Grupper sondres fra hinanden. Forskningen har imidlertid ogsaa den Opgave at undersøge det Forhold, hvori Genstandene staa til hinanden, og de Fænomener, der vise sig ved deres indbyrdes Paa-virkning. En saadan Undersøgelse støttes ved Udførelsen af *Forsøg* (*Eksperimenter*), ved hvilke Legemerne under *bestemte Betingelser* bringes til at paavirke hinanden, og de derved fremkaldte Virkninger nøje kontrolleres.

Kemien hører til de *eksperimentale* Naturvidenska-ber, hvortil ogsaa Fysik, Biologi o. a. henregnes. Den

undersøger ligesom Fysikken de Fænomener, der vise sig, naar de forskellige Legemer komme i Berøring med hinanden; herved kan Legemerne 1) enten antage forbigaende, forandrede Egenskaber, uden at deres Udseende eller Vægt forandres (f. Eks. Svovlets Forhold ved Gnidning, hvorved det bliver elektrisk, Jærnets ved Magnetisering o. s. v.), 2) eller der kan indtræde dybt indgribende Forandringer i Legemets Natur, som Følge af hvilke der opstaar ny Legemer, hvis Egenskaber ere fuldstændig forskellige fra de oprindelige Legemers. De først omtalte Fænomener henhører under *Fysikkens*, de sidstnævnte under *Kemiens* Omraade.

Fysik og *Kemi* ere nødvendige Hjelpevidenskaber for de øvrige Naturvidenskaber, som ikke kan naa det ønskelige Maal uden Kendskab til de førstnævnte.

Naturvidenskaben nøjes ikke med den nøjagtige, erfaringsmæssige Beskrivelse af Genstandene og af Forsøgsresultaterne; den søger ogsaa at finde en Forklaring for disse; har man undersøgt en Række Fænomener, da opstiller man en *Formodning* om, hvorfor netop disse Fænomener indtræde under de givne Forhold: man opstiller en *Hypotese*; ud fra denne kan man atter drage Slutninger, som kontrolleres ved Forsøg, og saafremt disse Forsøg føre til det Resultat, som man efter den opstillede Hypotese var berettiget til at vente, da vinder Hypotesen i Sandsynlighed; viser det sig, at den opstillede Hypotese er i Stand til at forklare en hel Række Fænomener og til at bringe disse i nøje Samklang med hinanden, da op højes Hypotesen til en *Teori*. Det maa dog altid erindres, at kun det rigtigt og nøjagtigt udførte Forsøg og den derved vundne Erfaring er det faste Grundlag; Hypoteserne og Teorierne kunne besidde nok saa høj Grad af Sandsynlighed og medvirke til at bringe Videnskaben mægtige Skridt fremad — alligevel maa de vige for ny Hypoteser og Teorier, naar Forsøget og Erfaringen viser, at de ikke længere gøre Fyldest til Forklaring af de Fæno-

mener, som den eksperimentale Videnskab i Tidens Løb bringer for Dagen. Ogsaa i Naturvidenskaben maa der skarpt skelnes mellem, hvad vi virkelig *véd*, og hvad vi *formoder*.

Grundstoffer, Elementer. Udsætter man de mangfoldige forskellige Stoffer, som staa til vor Raadighed, for de mest forskelligartede Indvirkninger saa vel af Varme, Elektricitet, Lys o. s. v. som af andre Stoffer, da vil de ofte spaltes i to eller flere uensartede Bestanddele, og man vil ved fortsat Behandling støde paa saadanne Stoffer, som ikke yderligere kan spaltes ved noget af de Hjælpemidler, der for Tiden staa til vor Raadighed. Disse usønderdelelige Stoffer kaldes *Grundstoffer* eller *Elementer*.

Et Grundstof er et Stof, som ikke ved noget os bekendt Middel lader sig sønderdele i uensartede Bestanddele. Ved enhver kemisk Indvirkning vil et Grundstofs Vægt altid enten forøges eller forblive usorandret.

Antallet af fysiske eller kemiske Hjælpemidler, der staa til vor Raadighed, og den Maade, hvorpaa disse kunne anvendes, vil imidlertid forøges og udvides med Tiden; det er derfor meget muligt, at flere af de Stoffer, som vi for Tiden betragte som Grundstoffer, senere vil vise sig at være sammensatte af uensartede Stoffer. Begrebet Grundstof er altsaa relativt. Antallet af bekendte Grundstoffer er for Tiden 78; de kunne ligesom alle andre Stoffer optræde i forskellig Tilstandsform; de fleste ere faste, kun 2 ere flydende, nemlig *Brom* og *Kvægsølv*, og 10 ere luftformige, nemlig: *Brint*, *Fluor*, *Klor* samt følgende Bestanddele af den atmosfæriske Luft: *Ilt*, *Kvælstof*, *Argon*, *Krypton*, *Neon*, *Helium* og *Xenon*.

Grundstofferne findes i højst forskellig Mængde udbredt i Naturen; medens nogle kun forekomme enkelte Steder og i forholdsvis ringe Mængde, ere andre i rigelig Mængde til Stede overalt i fri eller bunden Tilstand.

Hovedmassen af den faste Jordskorpe bestaar i 100 Dele af følgende 8 Grundstoffer: *Ilt* 44,0—48,7, *Silicium* 22,8—36,2, *Aluminium* 9,9—6,1, *Jærn* 9,9—2,4, *Calcium* 6,6—0,9, *Magnium* 2,7—0,1, *Natrium* 2,4—2,5, *Kalium* 1,7—3,1. De fem Grundstoffer Ilt, Silicium, Aluminium, Jærn og Calcium udgøre altsaa i Form af forskellige Forbindelser de ni Tiendedele af den tilgængelige Del af Jordens Masse.

Navnene paa de for Tiden bekendte Grundstoffer ere opførte paa følgende Liste.

Aluminium	Jærn	Rubidium
Antimon	Kalium	Ruthenium
Argon	Klor	Samarium
Arsen	Kobber	Scandium
Barium	Kobolt	Selen
Beryllium	Krom	Silicium
Bly	Krypton	Strontium
Bor	Kulstof	Svovl
Brint	Kvægsølv	Sølv
Brom	Kvælstof	Tantal
Cadmium	Lanthan	Tellur
Calcium	Lithium	Terbium
Cerium	Magnium	Thallium
Cæsium	Mangan	Thorium
Erbium	Molybdæn	Thulium
Fluor	Natrium	Tin
Fosfor	Neodym	Titan
Gadolinium	Neon	Uran
Gallium	Nikkel	Vanadin
Germanium	Niobium	Vismut
Guld	Osmium	Wolfram
Helium	Palladium	Xenon
Ilt	Platin	Ytterbium
Indium	Praseodym	Yttrium
Iridium	Radium	Zink
Jod	Rhodium	Zirkonium

Af denne Liste fremgaar det, at *Metallerne*, høre til Grundstofferne, men desuden findes blandt disse en Række andre Stoffer, som kaldes *Metalloider*, og af hvilke flere

have meget stor Betydning f. Eks. Ilt, som danner Forbindelser med de fleste andre Grundstoffer, Kulstof, som er en Bestanddel af alle levende Væsener, Svovl, Klor og endelig Silicium, som i bunden Tilstand danner en Bestanddel af hele den faste Jordskorpe.

Alle øvrige Stoffer ere sammensatte af Grundstoffer og kunne enten være *kemiske Forbindelser* eller *mekaniske Blandinger*.

Kemiske Forbindelser. Af Grundstofferne dannes de kemiske Forbindelser derved at hine forene sig.

1) efter *bestemte Vægtforhold*, der for de samme Forbindelser altid ere de samme.

2) under Varmefænomen, *Varmetoning*, der enten er positiv (Varmeudvikling) eller negativ (Varmeforbrug), i Regelen det første.

3) saaledes at Grundstofferne i den dannede Forbindelse ikke genkendes med deres oprindelige Egenskaber.

Eksempel: *Vand* er en kemisk Forbindelse af Grundstofferne *Brint* og *Ilt*; disse forene sig til Vand 1) efter det bestemte Vægtindhold $1_{,01} : 8$ (ø: $1_{,01}$ Del Brint med 8 Dele Ilt), 2) under betydelig Varmeudvikling (positiv Varmetoning) og 3) idet de fuldstændig miste deres oprindelige Egenskaber: Brinten er en brændbar Luftart, Ilten en ildnærende Luftart, medens det dannede Produkt, Vand, er en Vædske, som hverken er brændbar eller ildnærende.

En kemisk Forbindelse skal være *homogen* ø: den skal overalt i sin Masse have samme Sammensætning.

Mekaniske Blandinger. I de mekaniske Blandinger indgaa Bestanddelene efter ubestemte Vægtforhold, uden nogen Varmetoning og med Bibeholdelse af deres oprindelige Egenskaber.

Det sorte Krudt er saaledes en mekanisk Blanding af Salpeter, Svovl og Kul, af hvilken Salpetret lader sig udtrække med Vand, Svovlet derefter med Svovlkulstof, medens Kul bliver tilbage.

De saakaldte *homogene Blandinger* α : Blandinger, som overalt i deres Masse har samme Sammensætning, ere i enkelte Tilfælde mekaniske Blandinger i den Forstand, hvori disse ovenfor ere beskrevne, f. Eks. Blandinger af Luftarter; i andre Tilfælde minde de om de kemiske Forbindelser uden dog at kunne regnes til disse; dette er f. Eks. Tilfældet med *Opløsninger*, idet der er en vis Grænse for et Stofs Opløselighed i en Vædske, og idet Opløsningen af Stoffet i Vædsken i Regelen medfører en Varmetoning. Til de homogene Blandinger henføres ogsaa mange Metallegeringer og Glas.

En Blanding *kan* altsaa være homogen, en kemisk Forbindelse *skal* være det.

Kemien er Læren om Grundstofferne og deres Forbindelser, om disses Dannelse og Sønderdeling og om de Kræfter, som derved ere virksomme.

Den *kemiske Proces* bestaar enten i en Dannelse eller i en Sønderdeling af Forbindelser — oftest begge Dele samtidigt — og ledsages altid af fysiske Fremtoninger, f. Eks. Udvikling af Lys, Varme, Elektricitet o. s. v.

Kemisk Tiltrækning, Affinitet. Dannelsen af de kemiske Forbindelser betinges af en Aarsag, om hvis Natur vi kun vide meget lidt. Efter gammel Skik betegnes denne Aarsag som *Affinitet*, (eg. Slægtskab), fordi Fortidens Kemikere mente, at kun saadanne Stoffer kunde forene sig med hinanden, som viste et vist Slægtskabsforhold; denne Anskuelse har dog maattet vige for den modsatte, idet Stofferne nemlig i Virkeligheden vise saameget større Tilbøjelighed til at forbinde sig med hinanden, jo mere forskelligartede de ere. Udtrykket »Affinitet« har man imidlertid desuagtet bibeholdt. Selve Affinitetens

Væsen er os ubekendt, kun dens Virkning og dennes Afhængighed af andre Størrelser kan vi erkende. Affiniteten adskiller sig fra Magnetisme, Elektricitet, Tyngde o. lign. ved, at den ikke virker paa maalelige Afstande; de Stoffer, som skulle virke kemisk paa hinanden, maa derfor *bringes i saa inderlig Berøring med hinanden som muligt*, og dette sker bedst derved, at man anvender dem i *opløst, smeltet eller luftformig Tilstand*. *Affiniteten ytrer sig baade som en forbindende og som en sønderdelende Kraft*; oftest forløber begge Processer ved Siden af hinanden, idet Dannelsen af nye Forbindelser foregaar samtidigt med Spaltningen af andre.

At Affiniteten virker bedst, naar de Stoffer, som skulle indvirke paa hinanden, befinde sig i opløst eller flydende Tilstand, kan forklares ved, at de smaa Dele, hvoraf disse Stoffer antages at bestaa, — de saakaldte *Molekuler* — ved Stoffernes Opløsning eller Smeltning opnaa en større Bevægelighed; herved muliggøres en Affinitetsvirkning. Foruden inderlig Berøring kan ogsaa andre Omstændigheder virke fremmende paa den kemiske Proces. Særlig have følgende Forhold Indflydelse: 1) *Varmen*, idet Reaktionshastigheden*) fremskyndes, naar Stofferne opvarmes til en vis Grad; saaledes lider en Blanding af 2 Rumfang Brint og 1 Rumfang Ilt ikke nogen kendelig Forandring ved almindelig Temperatur, men ved Opvarmning af Blandingen til 4—500° fremskyndes Reaktionshastigheden, saaledes at der efterhaanden dannes Vand uden Eksplosion; opvarmes Blandingen til omtrent 600°, forene begge Luftarter sig under Eksplosion og danne Vand; ligeledes vil Kvægsølv, som ved almindelig Temperatur holder sig uforandret i Luften, ved Opvarmning til over 300° under Luftens Adgang langsomt forene sig med Luftens Ilt og danne Kvægsølvilte. En

*) Ligesom et Legemes Hastighed maales ved den i Tidsenheden tilbagelagte Vej længde, saaledes *maales Reaktionshastigheden ved den i Tidsenheden omsatte Stofmængde*.

yderligere forøget Opvarmning vil oftest frembringe den modsatte Virkning, idet den dannede Forbindelse atter spaltes, Kvægsølv vil saaledes ved stærkere Opvarmning spaltes igen i Kvægsølv og Ilt, og selv Vanddamp vil ved Opvarmning til meget høje Temperaturer spaltes i Brint og Ilt. Ved lave Temperaturer vil mange Stoffer, som virke paa hinanden ved almindelig Temperatur, ikke længere vise nogen saadan Virkning; ved Temperaturer under $\div 125^{\circ}$ indtræder der oftest ikke mere nogen kemisk Virkning. — 2) *Elektriciteten*, a) *den elektriske Gnist* bevirker i nogle Tilfælde ved den fremkaldte Temperaturforhøjelse, at to Stoffer forene sig med hinanden, i andre Tilfælde fremkalder den en Sønderdeling; b) *naar den elektriske Strøm* ledes gennem vandige Opløsninger af Salte, udskilles disses Bestanddele ved Polerne; tidligere antog man, at den elektriske Strøm bevirkede Sønderdelingen af det opløste Salt og betegnede derfor denne Sønderdeling som *Elektrolyse*. Nu nærer man i Almindelighed den Anskuelse, at den opløste Forbindelse allerede ved Opløsningen i Vand er mere eller mindre fuldstændig spaltet, ganske vist ikke i de Grundstoffer, hvoraf den er dannet, men i Bestanddele, som ere forsynede med stærke elektriske Ladninger, og som kaldes *Ioner* (*Elektrolytisk Dissociation*). *Strømmens Virkning* bestaar da deri, at den berøver Ionerne deres elektriske Ladninger og derved omdanner dem til elektrisk neutrale Elementer, som da kunne udskille sig i den Tilstand, hvori de i Almindelighed ere kendte (se derom senere). Opløse vi f. Eks. en Forbindelse af Zink og Klor, *Zinkklorid*, i rigeligt Vand, da tænke vi os, at Zinkklorid ved selve Opløsningsprocessen er delvis spaltet i elektrisk ladede Klorioner og elektrisk ladede Zink-ioner; de første ere ladede med negativ, de sidste med positiv Elektricitet; lede vi nu en elektrisk Strøm gennem Opløsningen, da vandre de positive Zink-ioner til den negative Pol, afgive deres Elektricitet og udskille sig som Zink ved Polen, medens

de negative Klor-ioner vandre til den positive Pol, afgive deres Elektricitet og udskille sig som Klor.

3) *Lyset* fremskynder ofte Dannelsen af kemiske Forbindelser, men virker dog oftest sønderdelende. Klor og Brint forene sig ved Lysets Virkning direkte til Klorbrinte under Eksplosion; Sølvklorid og mange andre Forbindelser sønderdeles derimod i Lyset.

4) *Paavirkning af visse Stoffer i Frigørelsesøjeblikket* (status nascendi). Grundstofferne vise ofte stærkere Tilbøjelighed til at paavirke andre Stoffer, naar de træffe disse i samme Øjeblik, de frigøres af deres Forbindelser.

5) *Katalyse (Kontaktvirkning)*, idet enkelte Stoffer fremskynde Reaktionshastigheden *uden selv at undergaa nogen Forandring derved*; saaledes vil Platinsvamp ved Indvirkning paa Brint og Ilt fremskynde Reaktionshastigheden saaledes, at disse forene sig til Vand. Stoffer, der virke paa denne Maade, kaldes *Katalysatorer* eller *katalytiske Stoffer*.

6) Fremdeles vil Forbindelsernes Dannelse og Sønderdeling være afhængig af *de ved den kemiske Proces dannede Produkters Opløselighed og Flygtighed*, saaledes som det senere vil blive vist.

Grundstoffernes og de kemiske Forbindelsers Form. Naar Legemerne gaa over fra flydende eller luftformig Tilstand til den faste Tilstandsform eller udskille sig i fast Form af deres Opløsninger ved disses Afkøling eller Fordampning, antage de hyppigt bestemte ydre Former, de *krystallisere*.

Ved en *Krystal* forstaa vi et ensartet Legeme, som *af Naturen* er begrænset af plane Flader, der skære hinanden under bestemte Vinkler. Krystaller lade sig i Reglen lettere spalte efter visse Retninger end efter andre (have bestemte *Gennemgange*), lede hyppigt Varmen forskelligt i forskellige Retninger og bryde ofte Lysstraaerne dobbelt. Gaar et flydende Legeme hurtigt over i fast

Form, forstyrres Krystallerne i deres Udvikling, og der dannes et *krystallinsk* Legeme. Saadanne krystallinske Legemer vise et *kornet, straalet* eller *bladet* krystallinsk Brud. De Legemer, der optræde i hvilken som helst Form, samtidigt med at de ikke vise nogen Evne til at spaltes i bestemte Retninger, ikke lede Varmen forskelligt i forskellige Retninger og bryde Lyset enkelt, kaldes *amorfe*. Mange amorfe Legemer vise i flere Henseender Forhold, der berettiger til at henregne dem til de flydende Legemer; de kan da betragtes som Vædsker med stor indre Gnidning. De krystallinske Stoffer ere derimod i egentlig Forstand faste Legemer, og deres krystallinske Form er det ydre Udtryk for en bestemt indre Bygning.

Ethvert Legeme, der kan krystallisere, har i Regelen sin bestemte Krystalform; Kogsalt krystalliserer altid i Tærninger, Alun i regelmæssige Oktaedre o. s. v. (se dog Side 13).

Den store Mangfoldighed af Krystalformer, der findes, og som tilsyneladende indbyrdes ere højst forskellige, kan henføres til 6 bestemte *Krystalsystemer*, naar man sammenligner de enkelte Former efter de Retninger, i hvilke de fortrinsvis ere udviklede; disse Retninger kaldes Krystalformens *Akser*, og disse tænkes lagte saaledes gennem Krystallens Midtpunkt, at Fladerne ere symmetrisk ordnede omkring dem. Akserne kunne indbyrdes være lige eller ulige store, og de Vinkler, de danne med hinanden, kunne være rette eller skæve. Alt efter Aksernes Længdeforhold og indbyrdes Stilling haves følgende Krystalsystemer:

1) *Det regulære System*: Tre paa hinanden lodrette, lige lange Akser.

2) *Det kvadratiske System*: Tre paa hinanden lodrette Akser, af hvilke de to ere lige lange, den tredje (Hovedaksen) længere eller kortere.

3) *Det rombiske System*: Tre paa hinanden lodrette Akser, der alle tre have forskellig Længde.

4) *Det monokliniske* (skævt rombiske) *System*: Tre ulige lange Akser, af hvilke de to danne en ret Vinkel med hinanden, medens den tredje staar skævt til de andres Plan.

5) *Det trikliniske System*: Tre ulige lange Akser, der alle skære hinanden under skæve Vinkler.

6) *Det heksagonale System*: Fire Akser, af hvilke de tre danne Vinkler paa 60° med hinanden og ere ligestore, medens den fjerde (Hovedaksen) staar lodret paa de andres Plan og er længere eller kortere end disse.

I det regulære System er det *regulære Oktaeder*, *Terningen*, *Rombedodekaedret* og *Pentagonaldodekaedret* de hyppigst optrædende Former; i det kvadratiske System nævnes: den *kvadratiske Pyramide* og det *kvadratiske Prisme*; i det rombiske System: den *rombiske Pyramide* og det *rombiske Prisme*; i det heksagonale System: den *heksagonale Pyramide* og det *heksagonale Prisme* samt *Romboëdret*.

Som det let vil indses af den nævnte Oversigt over Systemerne, afhænger Indordningen af de forskellige Krystalformer under 6 Systemer af Krystalformens forskellige Grad af *Symmetri*; et Plan, der deler en Krystal i to lige store Dele, af hvilken den ene forholder sig som Spejlbillede af den anden, kaldes et *Symmetriplan*; den paa Symmetriplanet lodrette Akse kaldes *Symmetriakse*. I det mest uregelmæssige af Systemerne, det trikliniske, findes intet Symmetriplan; det monokliniske System har et, det rombiske tre, det kvadratiske fem, det heksagonale syv og det regulære ni Symmetriplaner.

Man skelner mellem to Slags Symmetriplaner; der findes nemlig ofte et eller flere Symmetriplaner, der ere parallelle med flere Symmetriakser, som, uden, at der derved sker nogen Ændring i Krystalformen, kunne ombyttes med hinanden. De Symmetriplaner, der ere parallelle med disse Akser, kaldes *Hoved-Symmetriplaner*, de Akser, der ere lodrette paa disse Planer, kaldes *Hovedakser*. I det regulære System er af de anførte 9 Symmetriplaner de tre *Hoved-Symmetriplaner*; det

heksagonale og det kvadratiske System har hvert et Hoved-Symmetriplan; de øvrige Systemer have intet Hoved-Symmetriplan.

De i Naturen forekommende Krystaller vise sjældent saa ligeligt udviklede Flader som de fuldkomment udviklede Former; Vinklerne ere derimod altid konstante, og ved Maaling af dem kan man finde det rigtige Udtryk for Fladernes indbyrdes Stilling.

Krystallernes Forhold overfor Lyset (optiske Forhold) staar i nær Forbindelse med Symmetrien; de regulære Krystaller, der ere de mest symmetriske, ere *enkeltbrydende*, alle de andre ere *dobbeltbrydende*, saaledes at de kvadratiske og de heksagonale Krystaller ere dobbeltbrydende i alle Retninger undtagen i Retning af Hovedaksen, som altsaa bliver *optisk Akse*, medens de øvrige Systemer have to optiske Akser. — Varmeledningsevnen og Udvidelsen ved Varmen ere i det regulære System lige store i alle Retninger, medens de i de andre Systemer ere forskellige efter Retningen af de forskellige Symmetriakser.

Om mange Stoffer gælder det, at de saavel kendes i *krystalliseret* som i *amorf* Tilstand; de have da oftest forskellige fysiske Egenskaber i de forskellige Tilstande; fra den amorfe Form gaa de ofte frivilligt over i den krystallinske. Mange Stoffer kunne optræde i krystallinske Former, der henhøre til forskellige Systemer, de kaldes *dimorfe* eller *trimorfe*, alt eftersom de kunne henføres under to eller tre Systemer: Eks. Kulstof som Diamant og Grafit, Calciumkarbonat som Kalkpat og Aragonit o. fl.

Mange Stoffer, der ere sammensatte af kemisk analoge Grundstoffer, krystallisere i samme Former; saadanne Stoffer kaldes *isomorfe*.

Metalloider.

Inddelingen af Grundstofferne i *Metalloider* og *Metal* (se S. 4—5) er ikke fuldkommen, da der ikke findes nogen skarp Grænse mellem disse to Hovedgrupper. *Metalloiderne* danne hyppigt flygtige Brintforbindelser, have

oftest ikke Metalglans og ere hyppigst daarlige Ledere for Varme og Elektricitet. Flere Grundstoffer have fysiske Egenskaber, ifølge hvilke de maa henregnes til Metallerne, medens deres kemiske Egenskaber nærmest svare til Metalloiderne og omvendt. Tin er saaledes i fysisk Henseende fuldstændig at betragte som et Metal, medens en Del af dets Forbindelser i høj Grad minde om Metalloidernes. — (Om Metalloider og Metaller som Bestanddele af Syrer og Baser se S. 50—52).

Til Metalloiderne regnes følgende Grundstoffer:

Vandets Bestand- dele	{	Brint Ilt	Fluor	(Ilt)	Kvælstof	Fosfor	Kulstof
			Klor	Svovl	Arsenik	Silicium	
			Brom	Selen	Antimon	Germanium	
			Jod	Tellur	<u>Vismut</u>	Tin	
					Bor		

samt de i den atmosfæriske Luft forekommende sjældne Luftarter Helium, Neon, Argon, Krypton og Xenon.

Brint.

Forekomst: I fri Tilstand træffes Brint kun i ringe Mængde paa Jorden: den findes saaledes i vulkaniske Luftarter og ved enkelte Petroleumskilder; naar der ved Stassfurt slaas Kløfter i Karnalliten, udstømmer der næsten ren Brint. Ogsaa i Tarmluftarter hos Mennesker og Dyr forekommer Brint; i stor Mængde er den paavist i Solens og enkelte Fiksstjerner's Fotosfære. Brintens Forbindelser ere meget udbredte; dens Iltforbindelse, *Vand*, dækker $\frac{4}{5}$ af Jordens Overflade, findes i Dampform i Atmosfæren og saavel i fri som i bunden Tilstand i Jordskorpen, ligesom det udgør en væsentlig Bestanddel i Planter og Dyr. Brint indgaar som Bestanddel i saa godt som alle organiske Stoffer; af Belysningsgas udgør den fri Brint ca. 50 Procent.

Fremstilling: Brint fremstilles i Almindelighed ved Sønderdeling af Brintforbindelser, f. Eks. af *Syrer*, som alle indeholde Brint. I Regelen lader man Zink (eller Jærn) virke paa fortyndet Svovlsyre eller Saltsyre, hvorved *Syrens Brint ombyttes med Metal*, og der foruden Brint dannes et Salt (se Side 51); da Jærn altid indeholder mere eller mindre Kulstof, faar man ved Anvendelse heraf en mindre ren (kulbrinteholdig) Brint. Kemisk ren Zink virker ikke paa fortyndet Svovlsyre; ved Tilsætning af en ringe Mængde Platinklorid eller Kobbersulfat udfældes der Platin eller Kobber paa Zinken, og der indtræder da en livlig Brintudvikling. Den udviklede Brint befries for Urenheder, idet man leder den gennem forskellige Iltningmidler (f. Eks. en svovlsur Opløsning af Kaliumdikromat), og tørres sluttelig, idet den ledes gennem *koncentreret Svovlsyre* eller *porøst Calciumklorid*; de sidstnævnte Stoffer ere vandsugende og *bruges til Tørring af de fleste Luftarter*.

Brint dannes ogsaa ved Indvirkning af Zink eller Aluminiumspaaner paa koncentrerede Opløsninger af Kalium- eller Natriumhydroxyd.

Til tekniske Øjemed kan Brint fremstilles ved Ophedning af læsket Kalk med Zink, Jærn eller Kul (Antracit). Eller af Vandgas (se denne) ved at fordraabe Kulilten.

Af *Vand*, som er en Forbindelse af Brint og Ilt, kan Brint fremstilles 1) ved Hjælp af den elektriske Strøms Virkning paa syreholdigt Vand (*Elektrolyse*), hvorved Brinten udvikles ved den *negative* Pol; 2) ved Indvirkning af Natrium; eller 3) idet man leder Vanddampe hen over glødende Jærn; i begge de sidste Tilfælde træder Metal ind i Stedet for Brint i Vandet (se Side 50—51).

Egenskaber: Brint er en farveløs Luftart uden Lugt og Smag; den lader sig først ved højt Tryk og lav Temperatur fortætte til en farveløs Væske. Flydende Brint koger ved $-252,5^{\circ}$, ved denne Temperatur bliver alle andre Luftarter, undtagen Helium, til faste Stoffer. Flydende

Brint har Vf. 0,07 i Forhold til Vand. Den bliver *fast* ved hurtig Fordampning under 30—40^{mm} Tryk. Fast Brint smelter ved -259° . Af alle Luftarter har Brint den største Ledningsevne for Varme og Elektricitet, hvilket svarer til dens i kemisk Henseende metalliske Karakter. Brint er kun i ringe Grad opløselig i Vand. 1 Liter Vand optåger ved almindelig Temperatur 18 Ccm Brint. Brintens Vægtfylde i Forhold til Luft er 0,0696; den er altsaa 14,37 Gange lettere end Luften og er det letteste af alle Legemer. Den vil derfor diffundere hurtigere gennem porøse Skillevægge end nogensomhelst anden Luftart; Diffusionshastighederne for Luftarter gennem saadanne Vægge forholde sig omvendt som Kvadratrødderne af Luftarterne Vægtfylde. En Liter Brint vejer ved 0° og 760 mm Tryk 0,09 Gram; *1 Gram Brint indtager et Rumfang af 11,1 Liter.*

Paa Grund af sin ringe Vægtfylde lader Brinten sig opsamle i et luftfyldt Kar, der holdes i omvendt Stilling (\ominus : med Bunden opad).

Brint kan antændes i Luften og brænder med blaa-lig, ikke lysende Flamme; dens Forbrændingsprodukt er *Vand*, hvilket let ses, naar man over en Brintflamme holder en kold Genstand; denne vil da beslaa sig med Dug. Derimod kan Brint ikke selv nære Forbrændingen, hvilket fremgaar af, at et Lys slukkes, naar det bringes op i et Kar, der er fyldt med Brint, medens denne derimod bryder i Brand nede ved Glassets Munding.

Platinsvamp virker som Katalysator (Side 9) paa en Blanding af Brint og Ilt, saaledes at disse forene sig til Vand. Dette Forhold har fundet Anvendelse i *Døbereiners Fyrtoj.*

Ved Brintens Forbrænding, \ominus : ved dens Forening med Luftens Ilt, udvikles der en betydelig Mængde Varme. En Blanding af 2 Rumfang Brint og 1 Rumfang Ilt eller af 2 Rumfang Brint og 5 Rumfang Luft eksploderer hæftigt ved Antændelse (*Knaldluft*); blæser man Ilt ind i en Brint-

flamme, fremkommer den saakaldte Knaldluftflamme, der er saa hed, at den kan bringe særlig tungt smeltelige Stoffer, f. Eks. Platin, til at smelte; rettes Knaldluftflammen mod et Stykke brændt Kalk, bliver dette stærkt hvidglødende og udsender et intensivt Lys (*Drummonds Kalklys*). Paa Grund af de eksplosive Egenskaber, som Blandinger af Brint og Luft besidde, maa man altid ved Fremstillingen af Brint sørge for, at al Luft er udjaget af Apparatet, inden man antænder eller opsamler Brinten.

Brint forener sig ogsaa med bunden Ilt; mange Metal-ilter afgive saaledes deres Ilt (*afiltes*), naar de ophedes i en Brintstrøm, \varnothing : de *reduceres* (føres tilbage) til Metal, f. Eks. Kobberilte + Brint = Kobber + Brintilte (\varnothing : Vand). Der dannes ved disse *Reduktioner* tillige Vand.

Med Fluor forbinder Brint sig endog ved lav Temperatur og uden Lysets Paavirkning til Fluorbrinte under Eksplosion; med Klor forener den sig ved Lysets Paavirkning under Eksplosion til Klorbrinte.

Brinten blev opdaget af *Cavendish* 1766.

Ilt.

Forekomst: Iltten er det mest udbredte Grundstof; den udgør omtrent $\frac{1}{4}$ af Luftens og $\frac{8}{9}$ af Vandets Vægt og er en væsentlig Bestanddel af den faste Jordskorpe og af alle Organismer; i Luften findes den i fri Tilstand, medens den ellers er bundet til andre Stoffer.

Fremstilling: Ilt faas hyppigt ved Ophedning af særlig iltrige Forbindelser; til almindeligt Brug fremstilles den hyppigt ved Ophedning af Kaliumklorat, der blandes med $\frac{1}{5}$ Brunsten (Manganoverilte); denne virker som Katalysator, saa Iltudviklingen bliver livligere og foregaar ved lavere Temperatur. Ogsaa ved Ophedning af smeltende Salpeter til højere Temperatur udvikles Ilt (*Scheele*). Til teknisk Brug kan Ilt fremstilles, idet man lader koncentreret Svovlsyre, som er en temmelig iltrig Svovl-

forbindelse, flyde ned i en Retort, der er fyldt med glødende, porøs Tegl; herved spaltes Syren i Vand, Ilt og den mindre iltholdige Forbindelse, Svovlsyrtinganhydrid, hvilken sidste fjernes, idet de udviklede Luftarter ledes gennem Vand.

Ilt kan ogsaa fremstilles ved Ophedning af forskellige højere Metalilte, som derved afgive en Del af deres Ilt; saaledes giver *Manganoverilte* ved Glødning Ilt og lavere Manganilte; *Bariumoverilte* giver ved Ophedning til ca. 700° under formindsket Tryk Bariumilte og Ilt; da Bariumilte igen ved Ophedning i Luft under forhøjet Tryk optager Ilt og giver Bariumoverilte, vinder man paa denne Maade i det store Ilt af Luften, idet det dannede Bariumoverilte ved Ophedning igen giver Ilt o. s. v. Ilt, som er fremstillet paa denne Maade, gaar i Handelen paa Staal-cylindre, komprimeret ved 100 Atmosfærers Tryk. I det store vindes Ilt ogsaa af Luften, der fordraabes. Den flydende Luft afgiver da Kvælstoffet allerede ved $\div 196^{\circ}$, medens Ilten først koger ved $\div 183^{\circ}$. — Kvægsøvilte spaltes ved Ophedning til 400° i Kvægsølv og Ilt; paa denne Maade blev Ilten fremstillet af *Priestley* 1774. Ved Indvirkning af Svovlsyre paa flere højere Ilter, f. Eks. *Manganoverilte* (Brunsten) ved højere Temperatur, udvikles ligeledes Ilt, idet der samtidigt dannes svovlsure Salte. Ved *Elektrolyse af svovlsyreholdigt Vand* udvikles Ilt ved den positive Pol.

Egenskaber: Ilt er en farveløs Luftart uden Lugt og Smag; den fortættes først ved samtidigt højt Tryk og lav Temperatur ($\div 118^{\circ}$) til en blaalig Vædske, som koger ved $\div 183^{\circ}$. Fast Ilt smelter ved $\div 227^{\circ}$. Iltens Vægtfylde i Forhold til Luft er 1,1054; 1 Liter Ilt vejer 1,43 Gram. Ilt opløses kun i ringe Mængde i Vand, men den i det naturligt forekommende Vand opløste Ilt er af overordentlig Betydning for Organismerne i dette. Presser man atmosfærisk Luft gennem Vand, vil der opløses forholdsvis mere Ilt end Kvælstof; den opløste Luftblanding

er altsaa iltrigere og kan ved Trykformindskelse uddrives af Vandet; presses den da atter ind i Vand, vil dette opløse en endnu mere iltrig Luftblanding, og ved Gentagelse af denne Opløsningsproces kan man tilsidst skaffe sig temmelig ren Ilt (se ogsaa under »Atmosfærisk Luft«).

1 Liter Vand opløser ved 0° 49 Ccm., ved 15° 35 Ccm. Ilt.

Iltten har stærk Tiltrækning til de fleste Grundstoffer, dog ikke til Kvælstof, Fluor, Klor, Brom, Jod og de ædle Metaller. Alle Grundstoffer undtagen Fluor og de sjældne Luftarter i den atmosfæriske Luft danne Forbindelser med Ilt. Denne nærer Forbrændingen (er ildnærende, deraf Navnet Ilt) og spiller derfor en betydelig Rolle. Aandedrætsprocessen bevirker en langsom Forbrænding i Organismen; ved Indaandingen optages Luftens Ilt i Blodet, forbinder sig med en Del af Organismens Kulstof og Brint til Kulsyre og Vand, der udaandes, medens andre Iltningsprodukter udskilles gennem Urinen. Ved denne Forbrændingsproces fremkaldes den dyriske Varme. De grønne Planter optage Luftens Kulsyre og sønderdele den ved Sollysets Hjælp i Kulstof, der i Form af organisk Stof optages af Planten, og Ilt, der atter udskilles (*Kulsyre-assimilation*); ved Dyrelivet foregaar altsaa en Iltningsproces, ved Plantelivet en Reduktionsproces; dog maa det bemærkes, at Planterne samtidigt indaande Ilt og udaande Kulsyre, og at der altsaa ogsaa i dem foregaa Iltningsprocesser, ligesom der ogsaa i Dyreorganismen foregaa Reduktionsprocesser. — Medens den her omtalte langsomme Forbrænding kun giver sig til Kende ved Varmeudvikling, give de almindeligt bekendte Forbrændingsprocesser sig tillige til Kende ved mere eller mindre stærk Lysudvikling. I ren Ilt foregaar Forbrændingen langt livligere end i atmosfærisk Luft, og af den Grund vilde ren Ilt ikke være tjenlig for Aandedrættet, da den vilde fremkalde en altfor livlig Forbrændingsproces. Bringes et Stykke glødende *Kul* ned i en med Ilt fyldt Beholder,

forbrænder det under intensiv Glødning til *Kulsyreanhydrid*; Fosfor brænder i Ilt med stærk Glans til *Fosforsyreanhydrid*; selv Jærn brænder livligt i ren Ilt, medens dette ikke er Tilfældet i almindelig Luft. Mange Stoffer forene sig med Ilt, naar de udsættes for Luftens Virkning, særlig naar der er Fugtighed til Stede; saadanne *Iltninger (Oxydationer)* ere meget almindelige og foregaa efter Stoffernes Natur med større eller mindre Hurtighed; Fosfor iltes meget let i Luften og maa derfor opbevares under Vand; Kalium og Natrium iltes ligeledes straks og maa opbevares under Petroleum (fordi de ogsaa sønderdele Vand); Jærn rustet i fugtig Luft. Ligesom Fugtigheden spiller en Rolle ved Iltningen af mange Metaller ved almindelig Temperatur, har den ogsaa Betydning ved den egentlige Forbrænding, idet nyere Undersøgelser have vist, at flere ellers meget brændbare, brintfri Stoffer, f. Eks. Fosfor, Kulilte o. a., langt vanskeligere brænde i absolut tør Ilt, end naar der er lidt Fugtighed til Stede. Den Hurtighed, hvormed Legemerne iltes ved almindelig Temperatur, er ogsaa afhængig af deres Overflades Natur; frembyde de i Forhold til deres Vægt en stor Overflade, angribes de lettere; dette er f. Eks. Tilfældet med porøse Legemer og med pulverformede Metaller; enkelte Metaller kunne endog i findelt Tilstand bryde i Brand i Luften, fordi de ilte sig hurtigt og under stærk Varmeudvikling; saadanne Stoffer kaldes *pyroforiske* ($\pi\upsilon\rho$, Ild). Naar Hø undertiden bryder i Brand af sig selv, hidrører dette fra, at det i ikke fuldstændig tør Tilstand lettere indsuger Ilt; Varmeudviklingen ved Iltningsprocessen stiger da saa betydeligt, at Høet tilsidst antændes; ogsaa andre Stoffer kunne paa lignende Maade bryde i Brand som Følge af Iltningsprocesser, f. Eks. fedtede Klude, svovlkisholdige Kul o. l.

Den Temperatur, ved hvilken et Stof bryder i Brand, kaldes dets *Antændelsestemperatur*; efter at Antændelsen er indtraadt, stiger Temperaturen under Forbrændingen,

indtil en vis højere Temperatur er naaet; denne Temperatur kaldes Stoffets *Forbrændingstemperatur*. Ligger et Stofs Antændelsestemperatur ved eller under almindelig Temperatur, siges det at være *selvantændeligt*: det bryder i Brand i samme Øjeblik, det kommer i Berøring med Luften. — Ved Forbrænding af samme Vægtmængde af et og samme Stof under Dannelse af de samme Produkter, udvikles der altid den samme Mængde Varme, hvad enten Forbrændingen foregaar hurtigt eller langsomt; denne Varmemængde, beregnet paa en Vægtenhed af Stoffet, kaldes Stoffets *Forbrændingsvarme*; naar 2 Gram Brint forene sig med 16 Gram Ilt til 18 Gram Vand, udvikles der altid saa megen Varme, at man derved vilde kunne opvarme 68360 Gram Vand fra 0° til 1°, ∴: 68360 Varmeenheder; Brintens Forbrændingsvarme er derfor 34180 (= $\frac{1}{2} \cdot 68360$) Varmeenheder.

Ved Forbrændingen vil den samlede Vægt af Forbrændingsprodukterne være større end Vægten af det forbrændte Stof; Forøgelsen i Vægt vil netop være lig Vægten af den til Forbrændingen medgaaede Ilt. Naar det ved de almindeligst bekendte Forbrændinger ser ud, som om der fandt et Vægttab Sted, ligger dette i, at Hovedmængden af de dannede Produkter er flygtig og derfor undgaar Opmærksomheden; opsamle og veje vi Produkterne, ville vi finde, at der har fundet en Vægtforøgelse Sted. Lettest viser dette sig, naar man forbrænder et Stof, hvis Forbrændingsprodukt er fast og ikke flygtigt, f. Eks. Jærn; det dannede Jærnilte vejer mere end den anvendte Mængde Jærn.

De fra det daglige Liv mest bekendte Forbrændingsprocesser er dem, der tjene os til Varme og Belysning, og ved hvilke kulstof- og brintholdige Stoffer forene sig med Luftens Ilt til Kulsyre og Vand. Disse Processer blive senere nærmere omtalte (se Kulstof).

Naar det tidligere (se S. 15) er bemærket, at Brint ikke kan nære Forbrændingen, men selv brænder i Ilt,

maa det dog anføres, at man ved Forsøg kan vise, at Ilt kan brænde i en Brintatmosfære, og at Brinten altsaa her tilsyneladende nærer Forbrændingen. *Brint kan brænde i Ilt, men Ilt kan ogsaa brænde i Brint.* Forbrændingen er altsaa et relativt Begreb.

Iltens Forbindelser med andre Grundstoffer kaldes *Iltter (Oxyder)*; saaledes benævnes Iltens Forbindelse med Zink *Zinkilte* (Zinkoxyd), dens Forbindelse med Sølv *Sølvilte* (Sølvoxyd); danner Iltten mere end een Forbindelse med et Grundstof, skelner man mellem Forilte, Ilte, Overilte o. s. v. (Oxydul, Oxyd, Peroxyd), eller man anvender i de fremmede Benævnelser visse Ændringer i Vokalerne, f. Eks. Cuprooxyd = Kobberforilte, Cuprioxyd = Kobberilte, Ferrooxyd = Jærnforilte, Ferrioxyd = Jærnilte o. s. v.

Ozon. Iltten kan forekomme i en anden Modifikation, i hvilken den viser langt kraftigere iltende Virkninger (*aktiv Ilt*) og tillige udmærker sig ved en ejendommelig Lugt, paa Grund af hvilken denne Modifikation af Iltten har faaet Navnet *Ozon* (af ὄζον, at lugte). Ozon forekommer i meget ringe Mængde i Luften og dannes, naar elektriske Gnister slaa igennem denne (f. Eks. under Tordenvejr), samt i de højere Luftlag ved Indvirkning af de ultraviolette Straaler i Sollyset, endvidere ved Indvirkning af den stille elektriske Udladning paa tør Ilt samt ved Elektrolyse af fortyndet Svovlsyre; det opstaar ligeledes ved Fordampning af Vand. Anbringer man nogle Stykker Fosfor i en rummelig Flaske, saaledes at de ere halvt dækkede af Vand eller bedre af en Opløsning af tvekromsurt Kali, dannes i Løbet af nogen Tid kendelige Mængder Ozon, der kan paavises ved, at det frigør Jod af Jodkalium. Det frigjorte Jod farver Stivelseklister blaat. Ozon lugter meget lig fortyndet Klor; det angriber

Slimhinderne stærkt og ilter mange organiske Stoffer saa vel som mange Metalloider og de fleste Metaller ved almindelig Temperatur. Det fremstilles derfor i stor Maalestok til teknisk Brug som Blegemiddel, Desinfektionsmiddel m. v. Ved Afkøling af ozonrig Ilt til meget lav Temperatur under temmelig højt Tryk fortættes Ozon til en indigoblaa Vædske, som ved brudt Destillation kan skilles fra indblandet Ilt, da denne koger ved lavere Temperatur. Under normalt Tryk er Ozonets Kogepunkt $\div 125^{\circ}$. Ufortyndet Ozondamp er i høj Grad eksplosiv og gaar ved Eksplosionen over til Ilt under stærk Varmeutvikling. Ved Ophedning til 300° gaar ogsaa fortyndet Ozon over til Ilt. Med Vand omsætter Ozon sig til Brintoverilte (S. 29).

Ozonets Vægtfylde er $1\frac{1}{2}$ Gange Iltens og er altsaa meget nær 24 Gange saa stor som Brintens Vægtfylde.

Dette har man bestemt paa en Blanding af Ozon og Ilt, som blev vejlet i et med Haner lukket Glasrør. Hvis Røret havde været fyldt med Ilt, vilde Indholdet, v cm^3 , have vejlet: $v \cdot 1,43$ milligr. Det vejede a milligr. mere. Ved Rystning med lidt Terpentiniolie indsugedes Ozonen heraf, og Rumfangsformindskelsen var b cm^3 . Det viste sig nu, at $b \cdot 1,43$ milligr. $+$ a milligr. var: $1\frac{1}{2} \cdot$ Vægten af $1,43 \cdot b$ milligr.

Ozon er, som det fremgaar af det ovenfor anførte, en særlig Form af Ilt, men er i kemisk Henseende forskellig fra denne; et lignende Forhold genfindes ogsaa hos adskillige andre Grundstoffer; de optræde i forskellige Modifikationer; man kalder dette Forhold *Allotropi*.

Iltten blev fremstillet 1774 af *Priestley*, men den var dog allerede et Par Aar i Forvejen fremstillet af *Scheele*, Ozon 1839 af *Schönbein*, efter at *van Marum* allerede i 1785 havde iagttaget, at Iltten ved Indvirkning af elektriske Gnister antog en ejendommelig Lugt og derefter angreb Kvægsølv ved almindelig Temperatur. — At Ozon kun er en særlig Form af Ilt og ikke indeholder andre

Grundstoffer bevises, som *Maignac* har godtgjort, derved, at den kan faas ved Indvirkning af elektriske Udladninger paa fuldkommen ren og tør Ilt.

Forbindelser af Brint og Ilt.

Vand.

Vand er, som tidligere omtalt, Brintens Forbrændingsprodukt og dannes ved alle Lejligheder, hvor Brint eller brintholdige Forbindelser forbrænde i Luften. Det dækker $\frac{4}{5}$ af Jordens Overflade og findes i Dampform i Luften; tillige er det til Stede i Jordskorpen og i alle Organismer, i hvilke det altid indeholdes i betydelig Mængde.

Det i Naturen forekommende Vand er mere eller mindre urent, fordi det har opløst saavel Luftens Bestanddele: Ilt, Kvælstof og Kulsyre, som flere af de Stoffer, der findes i de Jordlag, gennem hvilke Vandet har passeret, deriblandt ofte organiske Stoffer. — Det reneste, naturligt forekommende Vand er *Regnvandet*; dette bliver først rent, naar det har regnet i nogen Tid, og Luften derved er bleven udvasket for Indblandinger; dog indeholder det reneste Regnvand gennemsnitlig 0,01 Gram faste Stoffer i en Liter, fordi det optager Salpetersyre og Ammoniak af Luften. Saadant rent Regnvand vedbliver at være rent, naar det passerer gennem uopløselige Sten- og Jordarter, f. Eks. Kvarsit og Sandsten; trænger det derimod gennem Jordlag, der indeholde Calciumkarbonat (kulsur Kalk), vil det ved Hjælp af den Kulsyre, som det optager saavel af Luften som paa sin Vej gennem Jorden, opløse Kalkstenen og blive kalkholdigt, saadant Vand kaldes *haardt Vand*; dette bliver *blødt* ved Kogning, idet Kulsyren gaar bort, og den kulsure Kalk derved udfældes,

saaledes som det sker i Kedler (*Kedelsten*). Ogsaa andre Forbindelser, f. Eks: Gips, Magniumforbindelser, Jærnforbindelser, Alkalisalte, Fosforsyre, samt kvælstofholdige Forbindelser og organiske Stoffer, navnlig humusagtige Stoffer, optages af Vandet, og dets Indhold af disse forskellige Stoffer er bestemmende for dets Anvendelighed til forskellige Øjemed. *Kilde-* og *Brøndvand* indeholder Calcium- og Magniumsalte; sætter man en Sæbeopløsning til haardt Vand, fremkommer der et hvidt Bundfald af uopløselig Kalksæbe, og man har heri et Middel til Bestemmelse af Vandets Haardhedsgrad. Haardt Vand egner sig ikke til Vadsk, fordi Sæben, som nævnt, omdannes til uopløselig Kalksæbe; heller ikke kan det anvendes til Kogning af Bælfrugter. Det kan gøres blødt enten ved Kogning eller ved Tilsætning af Natriumkarbonat (Soda) eller Kalkvand, hvorved den opløste kulsyre Kalk udfældes, fordi den fri Kulsyre fjernes eller bindes af de tilsatte Stoffer. Saakaldt *permanent haardt* Vand indeholder Gips (Calciumsulfat) og gøres blødt ved Hjælp af Soda, hvorved fældes Calciumkarbonat. — De varme Kilder indeholde ofte større Mængder af Kulsyre og uorganiske Salte, f. Eks. Natrium-, Magnium- og Jærnforbindelser og finde Anvendelse som helbredende Vande s. k. *Mineralvande*; disse kunne fremstilles ved Kunst i Mineralvandsfabrikkerne.

Vandet i *Floder* og *Søer* indeholder en mindre Mængde uorganiske Salte end Kildevand, hvorimod det ofte indeholder rigelige Mængder organisk Stof, fordi saadant Overfladevand har været mere i Berøring med Planter og Dyr; til disse har det afgivet en Del af sine uorganiske Salte, medens det som Regel ikke har passeret gennem større Jordlag, og derfor ikke har haft Lejlighed til at optage saa mange uorganiske Stoffer som Kildevand; det er derfor *blødt Vand* og indeholder som Regel under 0,1 Gram faste Stoffer i en Liter.

Som Følge af de ovenfor nævnte Egenskaber egner

Kildevand sig bedre til Drikkevand end Overfladevand. Det forlanges, at godt Drikkevand skal være klart og farveløst, ikke besidde Lugt eller Smag, og ikke sætte Bundfald eller antage raadden Lugt ved Henstand i lukkede Kar. Kendelige Mængder Salpetersyre, Ammoniak og organiske Stoffer maa helst ikke være til Stede, thi deres Nærværelse tyder paa, at der har fundet Gæringsprocesser Sted i Vandet, og at dette maaske har optaget Vand fra Kloaker, Møddinger og lign. Ved Sønderdeling af de kvælstofholdige organiske Stoffer dannes nemlig under visse Betingelser Salpetersyre og Ammoniak; disse Om-sætninger foregaa ved Indvirkning af visse Bakterier. Nærværelsen af kendelige Mængder Salpetersyre eller af Ammoniak tyder altsaa paa, at saadanne ere til Stede. For at afgøre om Drikkevand er sundhedsfarligt, er det derfor ikke tilstrækkeligt at underkaste det en kemisk Undersøgelse, men det maa tillige ved Hjælp af Mikroskopet afgøres, om der er Bakterier til Stede, og i saa Fald ved bakteriologisk Undersøgelse nærmere bestemmes, hvilke disse ere.

Havvandet indeholder i Modsætning til det ferske Vand overvejende Alkalisalte, hvorimod Calciumsaltene her forekomme i underordnet Mængde. Gennemsnitlig findes der i Havvandet 3,₅ Procent faste Bestanddele, de 2,₇ Procent ere Kogsalt (Natriumklorid), medens Resten væsentlig bestaar af Magnium-, Calcium- og Kaliumsalte. I de saakaldte Saltøer indeholder Vandet meget betydelige Mængder uorganiske Salte.

Som det ses af det ovenfor anførte, er intet i Naturen forekommende Vand fuldstændig rent; for opslemmede uopløselige Stoffer kan det ganske vist befries ved Filtring, ligesom det ogsaa ved hensigtsmæssige Filtreraapparater kan lykkes at fjerne sundhedsfarlige Stoffer af Drikkevand, men for de opløste Stoffer kan Vandet kun befries ved Destillation, idet det opvarmes i en Dampkedel eller Retort, og de udviklede Vanddampe fortættes

i et ved koldt, rindende Vand afkølet Svaleapparat. Dog indeholder *destilleret* Vand oftest smaa Mængder Luft, Spor af Ammoniak og organiske Stoffer, for hvilke det kan befries ved yderligere Rensning og Destillation.

Rent Vand er i tynde Lag farveløst; ser man derimod gennem et Vandlag paa 26 Meters Tykkelse, da har det en mørkeblaa Farve. Vand fryser ved 0° , koger ved 100° og har sin største Tæthed ved 4° (eg. $3,7^{\circ}$). 1 Kubikcentimeter Vand ved 4° er valgt til Vægtenhed og vejer 1 Gram. I Liter Vand ved 4° vejer 1 Kilogram = 1000 Gram = 2 danske Pund.

Afkøles Vand under 4° , udvider det sig atter, og naar det ved 0° gaar over til Is, foregaar der en betydelig Forøgelse af dets Rumfang, idet 100 Rumfang Vand ved 0° giver 109 Rumfang Is. Isens Vægtfylde i Forhold til Vand ved 4° er 0,922. Disse Forhold ere af den største Betydning i Naturen; hvis Vandet ikke udvidede sig ved Afkøling under 4° og derved fik en ringere Vægtfylde, vilde Søer og Floder i de kolde Lande bundfryse, og de klimatiske Forhold forandres betydeligt; ved den stærke Udvidelse, der indtræder, naar Vand gaa over til Is, fremkaldes en betydelig Søndergrusning af Bjergarter, der finder Sted i de koldere Lande, idet Vandet i Bjergarternes Porer og Revner ved Overgangen til Is sprænger Stenene.

Som Sneflokkene bedst vise, krystalliserer Vand, idet det gaar over til Is. Krystallerne høre til det heksagonale System.

Vanddamp begynder ved 1000° at sønderdeles (*dissocieres*) i Brint og Ilt; ved 2500° er omtrent Halvdelen af Vandmolekulerne dissocierede.

Vandets Sammensætning kan bestemmes saavel ved *Analyse* (Adskillelse), idet Vandet ved den elektriske Strøms Indvirkning spaltes i 2 Rumfang Brint og 1 Rumfang Ilt, som ved *Syntese* (Sammensætning), idet man reducerer en afvejet Mængde Kobberilte med Brint (se S. 16) og vejer den dannede Mængde Vand og det tilbage-

blevne Kobber: Kobberilte + Brint = Kobber + Brintilte, 2: Vand. Forskellen mellem Vægten af det anvendte Kobberilte og det tilbageblevne Kobber giver Mængden af Ilt i den fundne Mængde Vand, og Vandmængden ÷ den fundne Iltmængde giver den Mængde Brint, der er medgaaet til Vanddannelsen. *Af saadanne Undersøgelser fremgaar det, at 1,01 Del Brint forener sig med 8 Dele Ilt til 9,01 Dele Vand.*

Vand blev første Gang fremstillet syntetisk af *Cavendish* 1781 ved Forbrænding af Brint; noget senere viste *Lavoisier* ad analytisk Vej, at Vand indeholder Ilt og Brint, og i 1783 udførte han den første kvantitative Bestemmelse af Vandets S sammensætning. At Vand dannes ved Forening af 2 Rumfang Brint med 1 Rumfang Ilt viste *Gay Lussac* og *Humboldt* i 1805. Først i Aaret 1820 udførte *Berzelius* og *Dulong* en nøjagtigere Bestemmelse af de Vægtforhold, hvorefter Brint og Ilt danne Vand.

Vand har stor Betydning som *Opløsningsmiddel* for forskellige Stoffer og spiller som saadant, da det forholder sig neutralt overfor de fleste Stoffer, en betydelig Rolle i Kemiens Tjeneste.

Opløses faste Legemer i Vand, uden at der samtidigt indtræder nogen egentlig kemisk Proces, kræves der, ligesom til disse Legemers Smeltning, Tilførsel af Varme; Opløsningen foregaar altsaa under Forbrug af Varme; og saafremt denne ikke tilføres udenfra, tages den fra Legemet og Vandet selv, hvorved Temperaturen synker; mange letopløselige Stoffer frembringe ved deres Opløsning i Vand en saa betydelig Temperatursænkning, at dette Forhold kan benyttes til Frembringelse af kunstig Kulde, fordi Temperaturen synker under 0°.

Omvendt vil der ved Opløsning af Luftarter i Vand, ligesom ved disses Fortætning til Vædske, frigøres Varme. Som Følge af de ovenfor nævnte Forhold understøtter man som Regel et fast Legemes Opløselighed i Vand, idet man tilfører Varme, medens man understøtter en Luftarts Op-

løselighed i Vand ved Afkøling. Faste Legemer ere i Regelen lettest opløselige i varmt Vand, Luftarter i koldt Vand. Ogsaa Vædsker kunne hyppigt opløses i Vand, nogle i alle mulige Forhold, f. Eks. Alkohol, andre kun indenfor visse Grænser. Naar andre Stoffer opløses i Vand, *synker dettes Frysepunkt*, medens *Damptrykket* (ved samme Temperatur) *formindskes* proportionalt med Mængden af opløst Stof. *Kogepunktet vil derfor forhøjes* ved samme ydre Tryk. Disse Ændringer ske paa lovebestemt Maade (se derom senere).

Har Vand opløst saa meget som muligt af et fast Legeme ved en bestemt Temperatur, siges Opløsningen at være *mættet* ved denne Temperatur.

Af de Opløsninger, der ere tilvejebragte ved højere Temperatur, udskiller det opløste Legeme sig ved Opløsningernes Afkøling, saafremt der er opløst mere af Legemet, end Vandet kan holde i Opløsning ved lavere Temperatur. Hyppigst vil Legemet da *udkrystallisere* af Opløsningen, og de udskilte Krystaller kunne da have optaget en bestemt Mængde Vand i kemisk bunden Tilstand, som s. k. *Krystalvand*. Saaledes indeholder krystalliseret Soda næsten 63 Procent Vand som Krystalvand, medens Kogsalt udkrystalliserer ved almindelig Temperatur uden Krystalvand. Som Regel ville Saltene udkrystallisere med mere Krystalvand ved lavere Temperaturer end ved højere, og Krystallerne ville blive bedre udviklede ved langsom end ved pludselig Afkøling af Opløsningen. Krystalvandet bortgaar i Regelen helt eller delvis ved Opvarmning af Krystallerne; opløses den afvandede Forbindelse igen i Vand, vil den imidlertid atter optage Krystalvand og udkrystallisere hermed.

Enkelte Metaliliter, f. Eks. Kaliumilte, optage direkte Vand under stærk Varmeudvikling; det optagne Vand er imidlertid ikke længere tilstede som saadant, og kan i flere Tilfælde ikke engang uddrives af den dannede Forbindelse ved Glødning.

Nogle Stoffer optage særlig let Vand af Luften og flyde hen; de kaldes da *hygroskopiske* (vandsugende), f. Eks. Calciumklorid, Potaske o. fl.; andre krystalvandholdige Stoffer miste Vand, naar de henligge i Luften, og blive derved uigennemsigtige (»*forvitre*«), f. Eks. Soda, Natriumsulfat o. fl.

Foruden Vand, som paa 1,₀₁ Del Brint indeholder 8 Dele Ilt, danner Brint og Ilt endnu en Forbindelse; denne indeholder paa 1,₀₁ Del Brint 16 Dele Ilt og kaldes

Brintoverilte.

Brintoverilte findes i ringe Mængde i Atmosfæren efter Uvejr og stærke Snefald; Regn og Sne indeholde næsten altid Brintoverilte (0,04—1 Milligram i 1 Liter). Det faas i vandig Opløsning ved Indvirkning af fortyndet Svovlsyre paa Bariumoverilte, hvorved Bariumsulfat udfældes. Opløsningen kan koncentrerer, idet man lader Vandet fryse og derpaa inddamper den tilbageblevne Opløsning i Vakuum over Svovlsyre. Den faas nu mest ved Destillation i Vakuum af Natriumoverilte og Saltsyre. Ren Brintoverilte (99,₈ procentholdig) kan faas ved Destillation af en fortyndet Brintoverilteopløsning under 68^{mm} Tryk; ved 84—85° overdestillerer ren Brintoverilte. Brintoverilte er i koncentreret Tilstand en farveløs Sirup af Vf. 1,5 ved 0°, der krystalliserer i en Kuldeblanding; den sønderdeles let frivilligt under Eksplosion, hvorved udvikles Varme. En 30 pCt. holdig ren Brintoverilteopløsning gaar i Handelen under Navnet *Perhydrol*. Fortyndede (3 pCt. holdige), svagt sure Opløsninger af Brintoverilte ere nogenlunde bestandige og fremstilles i det Store. Brintoverilte opstaar ogsaa paa andre Maader, om end i ringere Mængde, saaledes naar Zinkspaaner rystes med Vand og lidt Ilt eller Luft, idet Zink frigør lidt Brint af Vandet, og denne derpaa forener sig med Ilten til Brintoverilte; af lignende Aarsag dannes der lidt Brintoverilte,

naar visse Metaller, f. Eks. Kobber, Bly, Jærn o. a., rystes med Luft og fortyndet Svovlsyre.

Brintoverilte virker baade iltende og reducerende, det ilter organiske Farvestoffer, bleger Strudsfer, Haar og Elfenben og er virksomt ved Græsblegningen; det omdanner Svovlmetaller til svovlsure Salte og kan derfor anvendes i den kemiske Analyse; tillige benyttes det ved Restauration af ældre Malerier, hvor den anvendte Blyfarve er bleven mørk paa Grund af Dannelsen af sort Svovlbly, der ved Hjælp af Brintoverilte bliver hvidt, idet der dannes Blyulfat. Brintoverilte reducerer saadanne Iltforbindelser, i hvilke Iltten er løst bunden, f. Eks. Søvilte, Kaliumpermanganat o. fl.; herved afgiver baade Brintoverilte og det iltholdige Stof Ilt; saaledes giver Søvilte ved Tilsætning af Brintoverilte frit Sølv, Vand og Ilt. I Berøring med visse organiske Stoffer, f. Eks. Fibrin, eller med fint fordelte ædle Metaller afgiver Brintoverilte Halvdelen af sin Iltmængde og bliver til Vand, uden at de nævnte Stoffer derved undergaa nogen Forandring (*Katalyse*, se S. 9).

Brintoverilte blev opdaget af *Thénard* 1818.

Love for Dannelsen af kemiske Forbindelser.

Et Tilbageblik paa de to *Grundstoffer*, Brint og Ilt, som i det foregaaende ere omtalte, og paa de to *kemiske Forbindelser*, som de danne med hinanden, nemlig *Vand* og *Brintoverilte*, vil kunne give Oplysninger om enkelte af de Love, efter hvilke de kemiske Forbindelser dannes; disse Love ville da finde yderligere Bekræftelse under Omtalen af de øvrige Grundstoffer og deres Forbindelser.

Det er Side 26 nævnt, at man ved Syntese, idet man lod Brint virke paa ophedet Kobberilte, kunde godtgøre, at 1,01 Vægtdeel Brint ved Forening med 8 Vægtdele Ilt

dannede $9_{,01}$ Vægtdele Vand; hvor ofte man end gentager dette Forsøg, vil man altid komme til samme Resultat, ligesom man ogsaa omvendt ved at sønderdele $9_{,01}$ Vægtdele Vand vil finde, at der heraf kan dannes $1_{,01}$ Vægtdel Brint og 8 Vægtdele Ilt og hverken mere eller mindre. Disse Resultater stemme med følgende almindelige Lov:

1. *Loven om Materiens Konstans: Vægten af de ved en kemisk Proces dannede Forbindelser er stedse lig Summen af Vægtmængderne af de Stoffer, som tage Del i Processen:* $1_{,01}$ Del Brint + 8 Dele Ilt = $9_{,01}$ Dele Vand.

2. *Loven om de konstante Proportioner (bestemte Vægtforhold): Grundstofferne forene sig til Forbindelser ikke efter vilkaarlige, men efter ganske bestemte Vægtforhold, der for de samme Stoffer altid ere de samme (Side 5); Grundstofferne Brint og Ilt forene sig til Vand efter de bestemte Vægtforhold $1_{,01} : 8$ og dette Forhold bestaar urokkeligt.*

Brint danner, som omtalt, to Forbindelser med Ilt, nemlig Vand og Brintoverilte; ved Forsøg lader det sig vise, at $17_{,01}$ Vægtdele Brintoverilte let spaltes i 8 Vægtdele Ilt og $9_{,01}$ Vægtdele Vand; da disse $9_{,01}$ Vægtdele Vand bestaa af 8 Vægtdele Ilt og $1_{,01}$ Vægtdel Brint (se ovenfor) følger heraf, at $17_{,01}$ Vægtdele Brintoverilte er sammensat af $1_{,01}$ Vægtdel Brint og 16 Vægtdele Ilt. Man har altsaa: $1_{,01}$ Vægtdel Brint er i Vand forenet med 8 Vægtdele Ilt; $1_{,01}$ Vægtdel Brint er i Brintoverilte forenet med 16 Vægtdele Ilt.

Dette er et Eksempel paa, at to Grundstoffer kan danne mere end én Forbindelse med hinanden; af de Vægtforhold, efter hvilke Forbindelserne indgaas, følger en betydningfuld almindelig Lov:

3. *Loven om de multiple Proportioner: Naar to Stoffer danne mere end een kemisk Forbindelse med hinanden, da staa de Vægtmængder af det ene Stof (i Eksemplet Ilt), som forener sig med en og samme Vægtmængde af*

det andet Stof (i Eksemplet Brint) i et simpelt Talforhold til hinanden.

Ikke alene Vægtforholdene ere imidlertid konstante ved Dannelsen af de kemiske Forbindelser. Det er tillige i det foregaaende omtalt, at Vand ved Indvirkning af den elektriske Strøm (Elektrolyse) spaltes i 2 Rumfang Brint og 1 Rumfang Ilt; desuden lader det sig omvendt ved Forsøg godtgøre, at 2 *Rumfang Brint forene sig med 1 Rumfang Ilt og derved danne 2 Rumfang Vanddamp*, og at dette Rumfangsforhold under samme ydre Betingelser staar urokkeligt fast ligesom de ovenfor nævnte Vægtforhold. Det viser sig i Almindelighed at følgende Lov har Gyldighed:

4. *Loven om de bestemte Rumfangsforhold.* Naar luftformige Stoffer forene sig med hinanedn, da sker dette ikke alene efter bestemte Vægtforhold, men ogsaa efter simple Rumfangsforhold: *Rumfanget af den dannede Luftart staar i et simpelt, rationelt Forhold til Rumfanget af Bestanddelene.*

Ogsaa denne Lov finder yderligere Stadfæstelse ved Undersøgelsen af de øvrige luftformige Grundstoffers Forhold.

Atomteorien.

Den konstante Sammensætning er det særlige Kendetegn for den kemiske Forbindelse. Til Forklaring af Loven om den konstante Sammensætning af de kemiske Forbindelser opstillede Englænderen *Dalton* sin *Atomteori* (1802, 1807).

Allerede fra Oldtiden af har man næret den Forestilling, at Materien ikke var delelig i det uendelige, men at der maatte være en Grænse for dens Delelighed, saaledes at man ved fortsat Deling tilsidst vilde komme til Smaa-

dele, som ikke yderligere kunde sønderdeles; disse Smaadele kaldte man *Atomer*; af saadanne Atomer mente man, at Verden var bygget, og man antog, at de alle bestode af samme Grundstof, men vare forskellige i Størrelse og Form.

Dalton genoptog Atombegrebet til Forklaring af den Kendsgerning, at Grundstofferne forbinde sig efter bestemte Vægtforhold. Han antog, at de forskellige Grundstoffers Atomer havde forskellig Vægt, men at et og samme Grundstofs Atom altid havde samme Vægt; naar to Grundstoffer forbinde sig med hinanden, da sker dette derved, at disse Grundstoffers Atomer slutte sig sammen. En saadan Forening af to eller flere Atomer kalde vi et *Molekul*; *Molekulet er den mindste Del af et Stof, der kan eksistere i fri Tilstand.* Ved den af *Dalton* opstillede Hypotese lader Loven om de konstante Vægtforhold sig med stor Simpelted forklare; naar f. Eks. Kvægsølv antages at opstaa derved, at et Atom Kvægsølv forener sig med et Atom Ilt og derved danner et Molekule Kvægsølvilte, og naar Kvægsølvatomet og Iltatomet hver har sin bestemte Vægt, da maa selvfølgelig den kemiske Forbindelse, Kvægsølvilte, som er dannet af dem, altid have konstant Sammensætning. — *Daltons Atomteori forklarer ogsaa med stor Lethed Loven om de multiple Proportioner* (se S. 31); naar f. Eks. to Forbindelser af Bly med Ilt ere sammensatte saaledes, at den ene, Blyilte, paa 206,₉ Dele Bly, indeholder 16 Dele Ilt, medens den anden, Blyoverilte, paa 206,₉ Dele Bly indeholder 32 Dele Ilt, da forklares dette efter Atomteorien ganske simpelt ved den Antagelse, at den første Forbindelse er dannet derved, at et Atom Bly (med Vægten 206,₉) har forenet sig med et Atom Ilt (med Vægten 16), medens den anden er dannet ved Forening af 1 Atom Bly (206,₉) med 2 Atomer Ilt (med Vægten $2 \times 16 = 32$). Naar der her tales om Atomernes Vægt, maa det ikke opfattes, som om det var muligt at bestemme et Atoms absolute Vægt ved Vejning; det maa erindres,

at det er en Hypotese (Side 2), at der overhovedet eksisterer Atomer, og at disse i hvert Fald ere saa smaa, at der ikke kan være Tale om at veje dem. Ved Atomvægt forstaar man Atomernes relative Vægt. Denne beregnes i Forhold til Iltatomet = 16. Man regner med Iltatomet = 16, fordi næsten alle andre Grundstoffers Atomvægt er bestemt mere eller mindre direkte i Forholdt til Iltens. Det vil senere blive vist, hvorledes man er i Stand til at bestemme Grundstoffernes Atomvægt (Atomtal).

Gaa vi ud fra, at Stofferne ere byggede af Atomer, som have sluttet sig sammen i Molekuler, da kunne vi betragte Grundstofferne som bestaaende af ensartede Molekuler med ensartede Atomer, medens de kemiske Forbindelser betragtes som bestaaende af ensartede Molekuler med uensartede Atomer. De mekaniske Blandinger bestaa derimod af uensartede Molekuler.

De kemiske Tegn og den kemiske Ligning.

For Bekvemmeligheds Skyld betegner man Grundstofferne med Begyndelsesbogstaverne til deres latinske Navne, idet man, naar to eller flere Grundstoffer have samme Begyndelsesbogstav, tillige tilføjer et andet karakteristisk Bogstav fra samme Navn. Berzelius indførte dette Tegnsprog 1814.

Eksempler: Brint betegnes H (*Hydrogenium*), Ilt O (*Oxygenium*), Kulstof C (*Carbo*), Klor Cl, Calcium Ca, Cerium Ce, Kobber Cu (*Cuprum*) etc.

Bogstavtegnet for hvert Grundstof betegner ikke alene dettes Art, men ogsaa dets Mængde, idet man ved dette Tegn tillige betegner den Vægtmængde, der repræsenteres ved et Atom af vedkommende Stof; man bestemmer dettes

Atomvægt i Forhold til Brintatomet = 1 eller til Iltatomet = 16. Sættes Brintatomets Vægt = 1 er Iltatomets Vægt = 15,88; sættes Iltatomet = 16 er Brintens Atomvægt = 1,008 (1,01).

Den kemiske Forbindelses S sammensætning betegnes da ved Sammenstilling af Bogstaverne for de Grundstoffer, der indgaa deri; saafremt Forbindelsens Molekule indeholder flere Atomer af samme Grundstof, betegnes dette ved et *lille* Tal til højre for dette Grundstofs Tegn; da Vand saaledes i sit Molekule indeholder 2 Atomer Brint i 1 Atom Ilt, betegnes dette ved Udtrykket H_2O , hvilket er *den kemiske Formel* for Vand, som udsiger, at 1 Molekule Vand er dannet ved Forbindelsen af 2 Atomer Brint med 1 Atom Ilt. Da Vand bestaar af 1,01 Vægtdeel Brint og 8 Vægtdele Ilt, skrev man tidligere Vandet Formel H_2O , hvor $H = 1,01$ og $O = 8$. Denne Formel udtrykte alene et Vægtforhold, medens den nu benyttede Formel H_2O , hvor $H = 1,01$ og $O = 16$, udsiger det samme Vægtforhold, nemlig $2,02 : 16$, men tillige et Rumfangsforhold, nemlig at 2 Rumfang Brint forene sig med 1 Rumfang Ilt til 2 Rumfang Vanddamp (se. S. 32), og at altsaa 1 Molekule Vanddamp (H_2O) indtager samme Rumfang som 2 Atomer Brint (H_2). I Almindelighed kan denne Sætning udvides til alle Stoffers Molekuler: *Alle Grundstoffers og kemiske Forbindelsers Molekuler indtage i Luftform samme Rumfang som 2 Atomer (1 Molekul eller 2 Rumfang) Brint.* Da 1 Liter Brint vejer 0,09 Gram, vil 1,01 Gram Brint indtage et Rumfang paa 11,2 Liter; et Grammolekul*) Brint, $\rho : 2,02$ Gram, vil altsaa indtage et Rumfang paa 22,4 Liter, og da alle andre Stoffers Molekuler i Dampform, som det senere vil blive vist, indtage samme Rumfang som ét Molekul Brint, vil altsaa 1 Grammolekule af hvilket som helst Stof i Dampform indtage et

*) Ved et Grammolekule eller et Mol af et Grundstof eller af en Forbindelse forstaas Stoffets Molekulvægt udtrykt i Gram.

Rumfang paa 22,4 Liter. Dette Rumfang kaldes et *Normalrumfang* og kan med Fordel benyttes ved mange kemiske Beregninger; saaledes kan Vægten (udtrykt i Gram) af en Liter af en hvilkenksomhelst Luftart, hvis Molekultal er bekendt, findes ved Division af sidstnævnte Tal med 22,4.

Eksempler: 1 Grammolekule Klorbrinte H Cl , $\rho: 1,01 + 35,45$ Gram, indtager samme Rumfang som 1 Grammol. Brint $\text{H}_2 = 2,02$ Gram Brint, 1 Grammol. Ammoniak N H_3 . $\rho: (14 + 3,03)$ Gram, har samme Rumfang som 2,02 Gram Brint, altsaa 22,4 Liter.

Anbringer man et Tal foran den kemiske Formel, gælder dette for alle de i denne værende Atomer $3 \text{H}_2 \text{S O}_4$ betyder 3 Molekuler Svovlsyre, paa lignende Maade vil et lille Tal, der anbringes tilhøjre for en samlet Atomgruppe, som er indesluttet i Parentes, gælde for samtlige Atomer indenfor Parentesen; skrive vi saaledes den kemiske Formel for Alun $\text{Al}_2 (\text{S O}_4)_3$, $\text{K}_2 \text{S O}_4$, $24 \text{H}_2 \text{O}$, gælder det 3-Tal, der er anbragt efter Parentesen, baade for S og for O_4 , saa at $(\text{S O}_4)_3$ betyder $\text{S}_3 \text{O}_{12}$, ligesom 24 gælder baade for H_2 og for O.

De kemiske Formler udtrykke ikke alene de Rum- og Vægtforhold, efter hvilke Grundstofferne forene sig indbyrdes, men de angive tillige Størrelsen af vedkommende Forbindelses Molekuletal og vise, hvor mange Atomer, der findes i Molekulet. Formlen $\text{H}_2 \text{O}$ for Vand siger os, at Vandets Molekuletal er $\text{H}_2 + \text{O}$, $\rho: 2,02 + 16 = 18,02$, og at det indeholder 2 Atomer Brint og 1 Atom It. Man kalder derfor saadanne Formler for *atomistiske Molekularformler*.

De kemiske Formler (f. Eks. $\text{H}_2 \text{O}$, H Cl , N H_3 , $\text{H}_2 \text{S O}_4$ o. s. v.), sige os altsaa ifølge det foregaaende:

1) af hvilke Grundstoffer de kemiske Forbindelser ere sammensatte;

2) hvor mange Rumfang af hvert Grundstof (i Luftform), der deltager i Dannelsen af Forbindelsen;

3) hvor stor Forbindelsens Molekulevægt er i Forholdt til $H = 1$ eller $O = 16$;

4) at Molekulevægten udtrykt i Gram (1 Grammolekule eller 1 Mol) indtager samme Rumfang (i Luftform) som $2_{,02}$ Gram Brint, ρ : $22_{,4}$ Liter;

5) Forbindelsens procentiske Sammensætning; (Vandets Formel $H_2 O$ viser, at $2_{,02} + 16$, ρ : $18_{,02}$ Vægtdele Vand indeholder $2_{,02}$ Dele Brint og 16 Dele Ilt; heraf lader sig simpelt beregne, hvor megen Brint og Ilt, der er i 100 Dele Vand, og hvor megen Brint og Ilt, der kan faas af en given Mængde Vand).

6) Ogsaa Stoffets Vægtfylde i Dampform kan, som det senere vil blive vist, afledes af Formlen.

Den kemiske Ligning. Ved en kemisk Ligning forstaas Betegnelsen af en kemisk Proces ved Hjælp af Formlerne for de Grundstoffer eller Forbindelser, der indvirke paa hinanden.

Loven om Materiens Bestandighed (S. 31) gør os det muligt at opstille saadanne Ligninger, da vi ifølge denne Lov baade før og efter Processen maa have den samme Stofmængde, altsaa det samme Antal Atomere, kun at disses indbyrdes Orden og Sammenslutning til Molekuler er forskellig.

Eks. a) $H_2 + O = H_2 O$,

b) $H_2 S O_4 + Zn = Zn S O_4 + H_2$ (Side 14)

Svovlsyre Zink Zinksulfat Brint.

c) $K Cl O_3 = K Cl + O_3$ (Side 16).

Kaliumklorat Kaliumklorid Ilt.

Den kemiske Ligning tillader os ved Formlernes Hjælp at beregne, hvor meget af hvert Stof, der deltager i Processen; af den i Eks. b) nævnte Ligning for Virkningen af Svovlsyre paa Zink lader sig saaledes beregne, hvor megen Brint der kan faas af en vis Mængde Svovlsyre, og hvor megen Zink, der fordres dertil, idet man i Stedet for Bogstaverne indsætter de tilsvarende Atomtal:
 $H_2 S O_4 = 2 + 32 + 4 \times 16 = 98 : Zn = 65_{,4} H_2 = 2.$

Af H_2SO_4 , 98 Dele Svovlsyre, kan ved Indvirkning af Zn, 65,4 Dele Zink, faas H_2 , 2 Dele Brint: man vil altsaa let heraf kunne beregne, hvor megen Brint der f. Eks. kan faas af 500 Gram Svovlsyre, og hvor megen Zink, der fordres dertil, thi

$$\frac{98}{2} = \frac{500}{x}; x = \frac{2 \times 500}{98} \text{ Gram Brint}$$

$$\frac{98}{65,4} = \frac{500}{y}; y = \frac{65,4 \times 500}{98} \text{ Gram Zink.}$$

Talrige Eksempler paa saadanne Beregninger træffe vi i det følgende.

En videre Udvikling af den kemiske Ligning til ogsaa at omfatte Varmetoningen ved den kemiske Proces vil senere blive berørt.

Beregningsopgaver.

- 1) Hvormegen Zink og Svovlsyre kræves til Fremstilling af 1000 Liter Brint?
- 2) Hvormegen Brint dannes der ved Elektrolyse af 1 Liter Vand (ved 4°)?
- 3) 200 Gram Kobberilte (CuO) skal reduceres til Metal ved Hjælp af Brint; hvormegen Brint fordres hertil, og hvor meget Kobber vil der vindes ($CuO + H_2 = Cu + H_2O$)?
- 4) Hvormegen Ilt kan faas af 100 Gram Kaliumklorat ($KClO_3$)?
- 5) Hvor meget Kaliumklorat kræves der til Fremstilling af 100 Liter Ilt?
- 6) Hvormange Procent Krystalvand er der i krystalliseret Soda ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$)?

Grundstoffernes Valens eller Gyldighed. Medens Atomteorien vel er i Stand til at forklare os, hvorfor to Grundstoffer kunne danne mere end een Forbindelse med hinanden, siger den os intet om, hvorfor de indbyrdes kunne danne et vist bestemt Antal Forbindelser og ikke flere; den lærer os f. Eks. ikke, hvorfor Brint kun danner 2 Forbindelser med Ilt (se S. 31) og ikke 3, 4, 5 o. s. v. Denne Mangel søges udfyldt ved *Valensteorien* eller Teo-

rien om Grundstoffernes *Gyldighed*, der tilskriver hvert enkelt Grundstofs Atomer Evne til kun at kunne binde et bestemt Antal andre Grundstofatomer til sig. *Et Grundstofs Valens eller Gyldighed angives ved det Antal Brintatomer eller dermed ensgyldige Atomer, hvormed vedkommende Grundstofatom formaar at forene sig.*

Da Klor i sin Brintforbindelse (H Cl) er bundet til 1 Brintatom, er det engyldigt; ligeledes er Ilt, da den bindes til 2 Brintatomer ($\text{H}_2 \text{O}$), togyldig, Kvælstof (i N H_3) tregyldigt og Kulstof (i C H_4) firegyldigt; Jærn er i Fe Cl_2 togyldigt, men i Fe Cl_3 tregyldigt.

Medens Grundstoffernes Gyldighed overfor Brint i Regelen kan udtrykkes ved et bestemt Tal, er deres Gyldighed overfor Klor (og overfor Ilt) hyppigt vekslende; saaledes er Fosfor tregyldigt overfor Brint, medens det overfor Klor og Ilt baade kan være tregyldigt (i P Cl_3 og $\text{P}_2 \text{O}_3$) og femgyldigt (i P Cl_5 og $\text{P}_2 \text{O}_5$); Svovl er overfor Brint togyldigt (i $\text{H}_2 \text{S}$), men overfor Ilt firegyldigt (i S O_2) eller seksgyldigt (i S O_3) o. s. v.

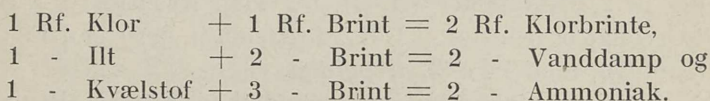
Gyldigheden er altsaa ikke saaledes som Atomvægten en absolut Egenskab hos Grundstofferne, men kun en relativ, idet den afhænger af de paa hinanden virkende Grundstoffer og af de Betingelser, hvorunder Virkningen foregaar. Fosforets Atomvægt er altid 31, dets Gyldighed er 3 eller 5, alt efter de Grundstoffer, paa hvilke det virker; Svovlets Atomvægt er altid 32, dets Gyldighed er 2, 4 eller 6, alt efter de Grundstoffer, paa hvilke det virker, og de Betingelser, under hvilke Virkningen foregaar.

At der dog er en vis Afhængighed mellem Grundstoffernes Valens og deres Atomvægt vil ses, naar Grundstofferne ordnes efter Størrelsen af deres Atomvægt, saaledes som det sker i det periodiske System (se derom senere).

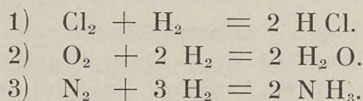
Molekul og Atom.

Bestemmelse af deres relative Vægt.

Naar vi betragter Rumfangsforholdene, hvorefter luftformige Stoffer danner kemiske Forbindelser, viser det sig, at disse indbyrdes udtrykkes ved et simpelt Talforhold, og at de staa i et simpelt Forhold til Rumfanget af den dannede Forbindelse. Saaledes ved vi, at:



Luftformige Stoffer vise stor Overensstemmelse i deres fysiske Forhold. Det gælder saaledes for alle Luftarter, at deres Rumfang staaer i omvendt Forhold til det Tryk, de ere udsatte for (*Boyle-Mariottes Lov*), og endvidere gælder det for alle Luftarter, at de for hver Grad C, de opvarmes, udvide sig med $\frac{1}{273}$ af deres Rumfang, eller ved samme Afkøling sammentrække sig $\frac{1}{273}$ (*Gay-Lussacs Lov*). I Henhold til denne Overensstemmelse i Luftarternes Egenskaber har *Avogadro* fremsat den Lov, som ogsaa teoretisk lader sig bevise, at lige store Rumfang af Luftarter indeholde lige mange Molekuler, eller at alle Molekuler i luftformig Tilstand indtage samme Rumfang. I Henhold til *Avogadros* Lov kan Processen for Klorbrintens, Vanddampenes og Ammoniakkens Dannelse af deres Bestanddele skrives:



Thi, da Molekulerne indtage lige store Rumfang, kunne de ligefrem sættes i Stedet for disse. Ved en simpel Betragtning kunne vi godtgjøre, at de her nævnte Grundstoffers

Molekuler maa indeholde to Atomer. Se vi saaledes paa »2)«, hvor 2 Rumfang Brint med 1 Rumfang Ilt danner to Rumfang Vanddamp, og antage vi, at Ilttrumfanget indeholder n Molekuler, vil vi have:

$$n \text{ Mol. Ilt} + 2 n \text{ Mol. Brint} = 2 n \text{ Mol. Vanddamp.}$$

Ved at bortforkorte n faa vi:

$$1 \text{ Mol. Ilt} + 2 \text{ Mol. Brint} = 2 \text{ Mol. Vanddamp;}$$

men heraf ses, at 1 Mol. Vand indeholder Halvdelen af et Iltmolekule. Ganske samme Betragtning kan vi gjøre gældende for 1ste Ligning med Hensyn til Brint- og Klor-molekulerne og i 3die Ligning for Kvælstofmolekulets Vedkommende. Vi kender nu ikke nogen luftformig Brintforbindelse eller nogen luftformig Klorforbindelse, der pr. Molekule indeholder mindre Brint eller mindre Klor end Klorbrintemolekulet, vi kender ingen luftformig (eller fordampelig) Iltforbindelse, der pr. Molekule indeholder mindre Ilt end Vandmolekulet og ingen luftformig Kvæstofforbindelse, der pr. Molekule indeholder mindre Kvælstof end Ammoniakmolekulet. Derfor er det et Atom Cl, O, eller N, der findes i Klorbrinte-, Vand- og Ammoniakmolekulet, idet vi ved et Atom forstaar: *den mindste Mængde af et Grundstof, der kan indgaa i et Molekul.*

Vi kunne nu bestemme Molekulets Vægt i Forhold til Iltmolekulet ($= 32$) for alle Stoffer — Grundstoffer eller Forbindelser —, naar de ere luftformige eller kunne bringes i Dampform, ved at bestemme deres Vægtfylde eller deres Dampes Vægtfylde i Forhold til Iltens; thi ved Vægtfylde kan forstaas: Forholdet mellem Vægtene af ligestore Rumfang, og Molekulerne indtage jo netop ligestore Rumfang. Man har altsaa (idet 1,1056 er Iltens Vægtfylde, 32 dens Molekultal):

$$\frac{\text{Vf.}}{1,1056} = \frac{M}{32}; \quad M = \frac{32 \cdot \text{Vf.}}{1,1056}, \quad \text{eller, idet } \frac{32}{1,1056} = 28,94;$$

$$M = 28,94 \cdot \text{Vf.}$$

F. Eks. Klorets Vf. er 2,45; $M = 28,94 \cdot 2,45 = 70,9$. Vanddampenes Vf. er 0,62; $M = 28,94 \cdot 0,62 = 18$.

Omvendt kan man af Molekultallets Størrelse beregne en Luftarts Vægtfylde, idet $\frac{m}{28,94} = Vf$. For Nemheds Skyld kan man godt regne med 29, Fejlen bliver kun ringe.

For de Grundstoffer, der ere luftformige eller som kunne bringes i luftformig Tilstand (i Dampform), vil Atomtallet i Regelen som for de her nævnte Grundstoffers Vedkommende være Halvdelen af Molekultallet. Dette er dog ikke altid Tilfældet, f. Eks. for Arsen, Svovl o. fl. er der flere end to Atomer i Molekulet. For at bestemme Atomvægten maa man derfor underkaste en Række Forbindelser af vedkommende Grundstof en Undersøgelse og bestemme, hvormeget af det, der findes i Molekulvægten af hver Forbindelse. F. Eks.: Ved Vægtfyldebestemmelsen af Klorbrinten, finde vi, at dens Molekulvægt er 36,5, og paa samme Maade finde vi, at Fosforkloridets Molekulvægt er 137,5. Ved at foretage en kvantitativ Bestemmelse af de to Forbindelser finde vi, at de nævnte Vægtmængder af disse indeholde henholdsvis 35,5 og 106,5 (d. e. $3 \cdot 35,5$) Vægtdele Klor, og 35,5, er altsaa Klorets Atomvægt, medens Fosforkloridets Molekule indeholder 3 Kloratomer.

Det er nævnt S. 17, at en Liter Ilt ved 0^0 og 760^{mm} Tryk vejer 1,43 Gram. Heraf kunne vi beregne hvor stort et Rum 1 Mol. Ilt udtrykt i Gram Vægt (1 Grammolekule) indtager ved nævnte Temperatur og Tryk. Rumfanget maa være: $32 : 1,43 = 22,38$ Liter.

Da nu alle Molekuler af Luftarter indtager samme Rumfang, vil det være en almindelig Regel, at *et Grammolekule af en Luftart ved 0^0 og 760^{mm} Tryk indtager et Rum af 22,38 Liter*. Dette *Normalrumfang* kan man for Nemheds Skyld uden nævneværdig Fejl sætte til 22,4 Liter (se S. 36).

Vil vi f. Eks. udregne hvormange Liter Ilt, man kan fremstille af Kaliumklorat ved Ophedning, fremgaar det af Ligningen: $2 \text{ K Cl O}_3 = 2 \text{ K Cl} + 3 \text{ O}_2$, at vi af hvert Grammolekule Kaliumklorat faa $1\frac{1}{2}$ Grammolekule Ilt = $1\frac{1}{2} \cdot 22,4$ Liter = $33,6$ Liter.

Saafernt et Grundstof ikke selv er flygtigt og heller ikke danner flygtige Forbindelser, maa vi søge andre Metoder som Grundlag for Bestemmelsen af Atomvægten; af disse skulle her i Korthed nævnes et Par.

1) Det har vist sig, at *Produktet af Grundstoffernes Atomvægt og deres Varmefylde (Atomvarmen) for saadanne Grundstoffer, hvis Atomvægt er under 40, som Regel er det samme Tal, nemlig omtrent $6,4$ (Dulong og Petit's Lov).*

$$A \cdot v = \text{ca } 6,4.$$

Heraf følger, at man, naar Varmefylden v kendes, tilnærmelsesvis kan beregne Atomvægten A , idet

$$A = \text{ca. } \frac{6,4}{v}.$$

Grundstofferne have i fri og fast Tilstand samme Atomvarme som i deres Forbindelser: derfor vil Produktet af Molekulvægten og Varmefylden for en Forbindelse, der i sit Molekule indeholder n Atomer, være $n \cdot 6,4$.

2) Atomvægten vil ogsaa kunne bestemmes paa Grundlag af *Isomorfiens Lov*.

Mange Forbindelser have nemlig den Egenskab at krystallisere i samme Form, samtidigt med at de have en analog kemisk Sammensætning (d: at være *isomorfe*). Man betragter nu den Vægtmængde af et Grundstof, der i en isomorf Forbindelse kan erstatte den Vægtmængde, der svarer til den bekendte Atomvægt for et andet Grundstof, som det førstnævnte Grundstofs Atomtal.

Eksempel: Svovlsurt Kali og kromsurt Kali krystallisere i samme Former: Svovlets Atomtal er ad anden Vej fundet = 32; det viser sig nu, at der til 32 Dele Svovl i svovlsurt Kali svarer $52,1$ Dele Krom i kromsurt Kali; man vil derfor sætte Kromets Atomvægt = $52,1$.

Undertiden regner man med Stoffernes Ækvivalentvægt i Stedet for med deres Molekul- og Atomvægt. Ved

kemiske Ækvivalenter forstaar man de relative Vægtmængder, efter hvilke Stofferne forene sig med hinanden og erstatte hinanden i deres Forbindelser. Et Stofs Ækvivalentvægt er den Vægtmængde, der svarer til 1 Atom Brint eller til 8 Vægtdele Ilt. For de éngyldige Grundstoffer bliver Ækvivalentvægten altsaa = Atomvægten, for de togyldige bliver den = den halve Atomvægt, for de tregyldige = $\frac{1}{3}$ af Atomvægten o. s. v.

Halogenerne.

Til denne Gruppe hører de *éngyldige* (S. 39) Grundstoffer *Fluor, Klor, Brom og Jod*. Tegnene og Atomtallene for disse ere:

F = 19; Cl = 35,₄₅, Br = 79,₉₆; J = 126,₉₇*).

Navnet *Halogener* betyder *Saltdannere* og disse Grundstoffer kaldes saaledes, fordi de direkte forene sig med Metallerne til *Salte* (se Side 50): saaledes forener Klor sig med Metallet Natrium og danner Klornatrium (∅: Køkkensalt). *Deres Tiltrækning til Brint aftager med stigende Atomtal*, saaledes at Jod har den svageste Tiltrækning til dette Grundstof; *derimod tiltager Tiltrækningen til Ilt med Atomtallene*, saa at Jod har ret betydelig Tiltrækning til Ilt, medens Fluor ikke danner nogen Forbindelse dermed. Deres Metalforbindelser er ofte isomorfe. Fluor indtager som det første Led i Gruppen i flere Henseender en særlig Stilling; det samme er iøvrigt Tilfældet med det første Led i de øvrige Metalloidgrupper, f. Eks. med Ilt overfor de øvrige togyldige Metalloider i Svovlgruppen (se derom senere).

Halogenerne forekomme aldrig i fri Tilstand i Naturen. *Deres Forbindelser med Metalloiderne sønderdeles oftest af Vand* (se Side 48).

*) Grundstoffernes Atomtal ere i det følgende angivne i Forhold til O = 16.

Fluor.

F = 19.

Forekomst: Fluor forekommer i Naturen i Forbindelse med Metaller i flere Mineralier; de vigtigste fluorholdige Mineralier ere *Flusspat* (Fluorcalcium), Ca F_2 , og *Kryolit* (Fluoraluminiumnatrium) 3 Na F.Al F_3 ; endvidere findes Fluor i *Apatit*, $3 \text{ Ca}_3 \text{ P}_2 \text{ O}_8 + \text{Ca F}_2$ og ligeledes i ringe Mængde bundet til Calciumfosfat (fosforsur Kalk) i Knogler og i Tændernes Emaille.

Fremstilling: Fluor fremstilles ved Elektrolyse af ren vandfri Fluorbrinte, hvori der er opløst Fluorkalium for at gøre den ledende for den elektriske Strøm; det udskilles da ved den positive Pol.

Egenskaber: Svag gulgrøn Luftart, der sønderdeler Vand under Udvikling af Ilt, delvis i Form af Ozon: $\text{H}_2 \text{ O} + \text{F}_2 = 2 \text{ H F} + \text{O}$. Af alle Metalloider har Fluor den største Reaktionssevne; det forener sig med de fleste Metalloider, bl. a. med fintfordelt Kul, under Ildfænomen. Flydende Fluor koger ved $\div 187^\circ$ og angriber i fuldstændig ren og tør Tilstand ikke Glas, men forener sig endnu ved denne lave Temperatur med Brint. Endogsaa fast Fluor reagerer ved $\div 253^\circ$ paa flydende Brint under Eksplosion. Fluor angriber organiske Stoffer meget stærkt. Det danner ingen Iltforbindelser og forholder sig ganske indifferent overfor Kvælstof, Klor og Argon. Fluor uddriver Klor af Klorbrinte og Metalklorider: $\text{F} + \text{H Cl} = \text{H F} + \text{Cl}$.

Fluor blev fremstillet af *Moissan* ved Elektrolyse af Flussyre i 1886.

Klor.

Cl = 35,45.

Forekomst: Klor forekommer i Naturen i Forbindelse med Metaller, navnlig med Natrium som *Kogsalt* (Sten-

salt), Na Cl, i Havvandet og i Saltlag, og med Magnium og Kalium. Klormetaller findes udbredte i Plante- og Dyreriget.

Fremstilling: Som Udgangspunkt for Fremstillingen af Klor benyttes Kogsalt; ophedes dette med Brunsten (Manganoverilte) og Svovlsyre udvikles der Klor: $Mn O_2 + 2 Na Cl + 2 H_2 S O_4 = Mn S O_4 + Na_2 S O_4 + 2 H_2 O + Cl_2$. Man kan ogsaa først fremstille Saltsyre af Kogsalt og Svovlsyre (s. n.) og derpaa lader Saltsyren (Klorbrinte) indvirke paa Brunsten under Opvarmning: $2 Mn O_2 + 8 H Cl = 4 H_2 O + 2 Mn Cl_3 + Cl_2$ og $2 Mn Cl_3 = 2 Mn Cl_2 + Cl_2$. Ogsaa ved Indvirkning af Saltsyre paa andre Forbindelser, der let afgive Ilt, f. Eks. Klorkalk, højere Iltter o. s. v., udvikles Klor, idet Saltsyrens Brint forener sig med de andre Stoffers Ilt til Vand, og dens Klor frigøres. *Deacons Metode* til Fremstilling af Klor beror paa, at en Blanding af Saltsyredampe og Luft (Ilt) ved at ledes hen over porøse Stoffer, som ere mættede med Kobbersulfat og ophedede til 375° — 400° , omsætter sig, idet der dannes Klor og Vand; Kobbersulfat undergaar ingen Forandring, naar Temperaturen ikke stiger over 400° : $2 H Cl + O = H_2 O + Cl_2$. Virkningen er katalytisk. Det udviklede Klor udvaskes med Vand. I den nyeste Tid benyttes Elektrolyse af en Opløsning af Natrium- eller Kaliumklorid til fabrikmæssig Fremstilling af Klor, der da udvikles ved den positive Pol (Anoden), som ved en porøs Skillevæg er adskilt fra den negative Pol (Kathoden), ved hvilken der dannes Alkalilud (Natrium- og Kaliumhydroxyd) af Natrium eller Kalium og Vand, der enten anvendes som saadan eller ved Tilledning af Kulsyre omdannes til Karbonater (kulsure Salte).

Egenskaber: Klor er en grønliggul Luftart ($\chi\lambda\omega\rho\acute{o}\varsigma$, gulgrøn), der lugter kvælende og angriber Aandedrætsorganerne stærkt; dets Vægtfylde i Forhold til Luft er 2,5; ved 0° og 6 Atmosfærers Tryk eller ved Afkøling til -34° fortættes det til en gullig Vædske, der ved -102° bliver

fast. Fortættet Klor anvendes i Teknikken. 1 Rumfang Vand opløser ved 8° 3 Rumfang Klor; den dannede Opløsning kaldes *Klorvand*; Klor kan derfor ikke opsamles over Vand, men derimod over en mættet Opløsning af Kogsalt, hvori det er tungtopløseligt. Mættes Vand ved 4° med Klor, udskilles Krystaller af *Klorhydrat*, $\text{Cl}_2 + 7 \text{H}_2 \text{O}$, som ved almindelig Temperatur atter spaltes i Klor og Vand.

Klor har betydelig Tiltrækning til Brint og forener sig direkte dermed under Lysets Indvirkning. 1 Rf. Brint forener sig med 1 Rf. Klor til 2 Rf. Klorbrinte; i direkte Sollys foregaar Foreningen under Eksplosion. Som Følge af Klorets stærke Tiltrækning til Brint brænder en Brintflamme vedvarende, naar den sænkes ned i en Beholder med Klor; Forbrændingsproduktet er da Klorbrinte; ligeledes forener Brint sig med bundet Klor; ledes f. Eks. Brint over ophedet Sølvklorid, dannes Sølv og Klorbrinte: $\text{Ag Cl} + \text{H} = \text{H Cl} + \text{Ag}$. Klor forener sig ogsaa med bunden Brint; saaledes vil det ved Indvirkning paa brintholdige organiske Stoffer ofte forene sig med en Del af disses Brint, idet der samtidig træder Klor ind i det organiske Stof i Stedet for den udtraadte Brint, f. Eks.: $\text{C}_2 \text{H}_4 \text{O}_2 + 6 \text{Cl} = \text{C}_2 \text{H Cl}_3 \text{O}_2 + 3 \text{H Cl}$. Terpentin antændes i Klor, idet der dannes Klorbrinte og udskilles Kul: $\text{C}_{10} \text{H}_{16} + 16 \text{Cl} = 10 \text{C} + 16 \text{H Cl}$.

Paa Klorets stærke Tiltrækning til Brint beror ligeledes dets blegende Virkninger paa Plantefarvestoffer i Nærværelse af Vand, idet Kloret forener sig med Vandets Brint medens dettes Ilt i Frigørelsesøjeblikket virker paa Farvestoffet: $\text{H}_2 \text{O} + \text{Cl}_2 = 2 \text{H Cl} + \text{O}$. Som Blegemiddel og Desinfektionsmiddel anvendes Klorkalk. Ligeledes virker Klorvand som et kraftigt Iltningsmiddel; det ilter saaledes Svovlsyrling til Svovlsyre: $\text{H}_2 \text{S O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2 \text{O} = \text{H}_2 \text{S O}_4 + 2 \text{H Cl}$, Jærnforiltesalte til Jærniltesalte o. s. v.

Klor uddriver Brom og Jod af deres Forbindelser

med Brint og Metaller. Det forener sig direkte med de fleste Grundstoffer, dog ikke med Ilt, Kvælstof og Kulstof, meget hyppigt under Ildfænomener; der dannes herved *Klorider*. Ofte danner samme Grundstof mere end een Forbindelse med Klor; ved Overskud af Klor dannes da den højeste, ved Overskud af vedkommende Grundstof den laveste Forbindelse; f. Eks. $P + 5 Cl = P Cl_5$; $P + Cl_3 = P Cl_3$. *Metalloidernes Klorforbindelser sønderdeles i Regelen af Vand i Klorbrinte og en Metalloidsyre*: $P Cl_3 + 3 H O H = H_3 P O_3 + 3 H Cl$; $Si Cl_4 + 4 H O H = H_4 Si O_4 + 4 H Cl$ o. s. v. *Metallernes Klorforbindelser sønderdeles i Regelen ikke af Vand*.

Klor blev opdaget 1774 af *Scheele*.

Brom.

Br = 79,96.

Forekomst: Brom findes som Brommagnium og Bromnatrium i Havvandet og bliver tilbage i Moderluden fra Kogsalttilberedningen. Bromforbindelser findes ogsaa i Stassfurter Afrømningsaltene; disse danne for Tiden Hovedmaterialet for Fremstillingen af Brom, hvoraf dog store Mængder vindes i Amerika.

Fremstilling: Da Klor uddriver Brom af dets Metalforbindelser, frigøres Bromet af Bromiderne ved Tilledning af den beregnede Mængde Klor: $Mg Br_2 + Cl_2 = Mg Cl_2 + Br_2$. Overskud af Klor maa ikke tilsættes, da der i saa Fald dannes Klorbrom. Brom kan ogsaa frigøres ligesom Klor ved Hjælp af Brunsten og Svovlsyre.

Egenskaber: Brom er det eneste Metalloid, der er flydende ved almindelig Temperatur; det er en mørk, rødbrun Vædske, der fryser ved $-7,3^{\circ}$ og koger ved 63° , og som ved almindelig Temperatur udsender røde Dampe, der ligesom Klor angribe Aandedrætsorganerne stærkt. Bromets Vægtfylde er 3,19; det har en ubehageligt Lugt (*βρωμος*, Stank) og angriber Huden stærkt. I Vand er det

opløseligt (1 : 30); Opløsningen kaldes *Bromvand* og benyttes som Iltningsmiddel: $\text{Br}_2 + \text{H}_2 \text{O} = 2 \text{Br H} + \text{O}$; ved Afkøling giver den Krystaller af *Bromhydrat*, hvis Sammensætning synes at være varierende. I Æther og Kloroform opløses Brom let med *brun* Farve.

I kemisk Henseende ligner det i høj Grad Klor; dog har det ringere Tiltrækning til Brint og til Metaller.

Brom blev opdaget 1826 af *Balard*.

Jod.

J = 126,₉₇.

Forekomst: Jod forekommer i Forbindelse med Metaller i mange Saltkilder og i ringe Mængde i Havvandet, hvorfra det gaar over i Havplanterne; det findes tillige som Jodater (jodsure Salte) i Chilisalpeter. Levertran indeholder smaa Mængder Jod.

Fremstilling: Jod fremstilles af den paa Vesteuropas Kyster opskyllede Tang, idet man forkuller denne, udtrækker Kullene med Vand, og af den herved dannede Opløsning lader Klornatrium og Klorkalium udkrystallisere, medens *Jodnatrium* bliver i Moderluden; denne behandles med Klor i passende Mængde, hvorved Jod uddrives (smlgn. Brom): $\text{Na J} + \text{Cl} = \text{Na Cl} + \text{J}$. Tidligere brændte man Tangen til Aske (Kelp), og indvandt Jod heraf. De største Mængder Jod vindes nu af Moderluden fra Chilisalpeteret, der indeholder jodsurt Natron; Jod udskilles heraf ved Indvikrning af Svovlsyring og renses ved Sublimation.

Egenskaber: Jod er et flygtigt, mørkegraat, metalglinsende, krystallinsk Legeme af Vf. 5, der smelter ved $116,1^{\circ}$ og koger ved 183° , idet det udsender violette Dampe. Det ligner i sine kemiske Egenskaber Klor og Brom meget, dog har det ringere Tiltrækning til Brint og Metaller, men stærkere Tiltrækning til Ilt end disse Grundstoffer. I Vand er det næsten uopløseligt (1 : 7000), men



det opløses i Vinaand og Æther med brun Farve, i Svovlkulstof og Kloroform med violet Farve. *Frit Jod farver Stivelseklister mørkeblaat*; Farven forsvinder ved Opvarmning og viser sig atter ved Afkøling. Ved denne Reaktion kan Jod paavises i sine Metalforbindelser, naar man først frigør det af disse ved Hjælp af Klorvand.

Jod forbinder sig direkte med de fleste Metalloider og med mange Metaller. Ilt, Kvælstof og Kul forener sig ikke direkte med Jod. Det uddriver Klor og Brom af deres Iltsyrer: $H Cl O_3 + J = H J O_3 + Cl$. Jod finder udstrakt Anvendelse i Medicinen, Fotografien og Farveindustrien.

Det blev opdaget af *Courtois* i 1812.

Halogenernes Brintforbindelser.

(*Syrer, Baser og Salte.*)

Halogenerne have, som tidligere omtalt, stærk Tilbøjelighed til at forene sig med Brint; Fluor forener sig direkte med Brint i Mørke og ved almindelig Temperatur under Eksplosion, idet der dannes *Fluorbrinte* $H F$, Klor forener sig direkte med Brint ved Lysets Indvirkning og danner *Klorbrinte* $H Cl$; Brom og Jod forene sig først med Brint ved højere Temperatur, idet der dannes *Brombrinte* $H Br$ og *Jodbrinte* $H J$. De tre sidstnævnte Brintforbindelser ere farveløse Luftarter, som ere særdeles letopløselige i Vand. Fluorbrinte er flydende, men koger allerede ved 19° og er ligeledes meget letopløselig.

De vandige Opløsninger af disse Brintforbindelse ere Syrer; de farve blaat Lakmuspapir rødt og have en sur Smag, hvilket er et Særkende for de fleste Syrer. *Alle Syrer ere Brintforbindelser*, ligesom de ovennævnte, og indeholde et eller flere Brintatomer, der kunne erstattes af Metal; de Metalforbindelser, som derved dannes, kaldes Salte.

Klorbrintens Opløsning i Vand kaldes *Saltsyre*. Dens Virkning som Syre viser sig bl. a. derved, at den ved Indvirkning paa forskellige Metaller, f. Eks. Zink, udvikler Brint, idet der samtidigt dannes et Salt, Zinkklorid: $2 \text{ H Cl} + \text{ Zn} = \text{ H}_2 + \text{ Zn Cl}_2$.

Medens Opløsninger af Syrer farve blaåt Lakmuspapir rødt, findes der en anden Gruppe af Stoffer, som vise den modsatte Egenskaber, idet de nemlig atter farve rødt Lakmuspapir blaåt; dette er de saakaldte *Baser*. Det er Side 14 omtalt, at man ved Indvirkning af Metallet Natrium paa Vand faar Brint; Ligningen for denne Proces skrives $\text{ Na} + \text{ H}_2 \text{ O} = \text{ H} + \text{ Na O H}$; det ses af Ligningen, at der foruden Brint dannes en anden Forbindelse Na O H ; denne holder sig opløst i Vandet, og dens Opløsning har netop den Egenskab at farve rødt Lakmuspapir blaåt; Stoffet Na O H , Natriumhydroxyd, er en *Base*; ved en saadan forstaas en Forbindelse af et Metal med Gruppen O H (*Hydroxyl*). De opløselige Baser have oftest en ludagtig Smag.

Lader man en Syre virke paa en Base, da dannes der er Salt, idet der samtidigt udskilles Vand. Hvis man f. Eks. til den før omtalte Opløsning af Natriumhydroxyd sætter Saltsyre, indtil Opløsningen ikke længer farver rødt Lakmuspapir blaåt, og derpaa bortdamper Vandet, da bliver der et Salt tilbage: $\text{ Na O H} + \text{ H Cl} = \text{ Na Cl} + \text{ H}_2 \text{ O}$; dette Salt er Natriumklorid eller Kogsalt.

De fleste almindelige Syrer er i Modsætning til Halogenernes Brintforbindelser tillige iltholdige (Iltsyrer); dette er saaledes Tilfældet med Svovlsyre, $\text{ H}_2 \text{ S O}_4$, Salpetersyre, H N O_3 , og Fosforsyre $\text{ H}_3 \text{ P O}_4$.

Syrer ere Brintforbindelser, hvis Brint (i Nærværelse af Vand) helt eller delvis kan erstattes af Metal.

Baser ere Forbindelser af Metaller med Hydroxyl (O H).

Salte ere Forbindelse, der dannes, naar Brinten i Syrerne erstattes af Metal, eller naar Syrer og Baser virke

paa hinanden («neutralisere» hinanden) under Udtrædelse af Vand. De Brintatomer i Syren, som kunne erstattes af Metal, benævnes »basiske Brintatomer«; erstattes disse alle af Metal, kaldes det dannede Salt et »normalt Salt«; erstattes de kun delvis, dannes et »surt Salt«. Eksempel: $H_2 S O_4$, Svovlsyre, $Na_2 S O_4$, normalt Natriumsulfat, $Na H S O_4$, surt Natriumsulfat.

De fleste Metalloider danne Syrer, medens Metallerne væsentligst danne Baser; dog er der heller ikke her nogen skarp Grænse mellem Metalloider og Metaller.

Fluorbrinte, $H F$. *Fremstilling*: Fluorbrinte fremstilles ved Destillation af en Blanding af pulveriseret Fluspat (Fluorcalcium) og Svovlsyre i en Bly- eller Platinretort (Glas kan ikke bruges, da det straks angribes af Fluorbrinte): $Ca F_2 + H_2 S O_4 = Ca S O_4 + 2 H F$. Anvender man fortyndet Svovlsyre, faar man et Destillat af fortyndet *Flussyre*. Vandfri Fluorbrinte faas ved Ophedning af surt Kaliumfluorid, $K H F_2$, som derved spaltes i Kaliumfluorid og Fluorbrinte: $K H F_2 = K F + H F$.

Egenskaber: Vandfri Fluorbrinte er ved almindelig Temperatur en farveløs Vædske, som koger ved $19,4^{\circ}$ og bliver fast ved $-92,3^{\circ}$; den har en yderst irriterende Lugt; Dampene ere farlige at indaande og irritere Huden stærkt. Fluorbrintens vandige Opløsning er en Syre (*Flussyre*); den angriber Glas, idet den med Kiselyren i Glasset omsætter sig til Fluorsilicium og Vand: $Si O_2 + 4 H F = Si F_4 + 2 H_2 O$.

Flussyre kan derfor ikke opbevares i Glaskar, men derimod i Guttaperkaflasker, da Guttaperka saavel som Paraffin og Voks ikke angribes deraf. Paa Grund af sit Forhold overfor Kiselyren finder Fluorbrinte Anvendelse til *Ætsning af Glas*. Koncentreret Flussyre afgiver ved Kogning Fluorbrinte; samtidigt stiger Kogepunktet, indtil

det ved 120° bliver konstant, der destillerer da en Syre af uforandret Sammensætning (35,3 proc. holdig Flussyre). De fleste Metaller med Undtagelse af Guld og Platin angribes af Flussyre under Dannelse af Metallfluorider; disse ere i Modsætning til Metalklorider hyppigst tungtopløselige eller uopløselige i Vand; dog er Sølvfluorid opløseligt (Forskul fra Sølvklorid).

Fluorbrinte er opdaget af *Scheele* i 1771; han fremstillede den af Flusspat og Svovlsyre.

Klorbrinte, H Cl. *Forekomst*: I enkelte vulkanske Luftarter findes Klorbrinte; i meget fortyndet Tilstand og i meget ringe Mængde findes den i Mavesaften ($\frac{1}{3}$ pCt.).

Fremstilling: Klor og Brint forene sig, som tidligere nævnt, efter lige Rumfang under Lysets Indvirkning, idet 1 Rumfang Klor og 1 Rumfang Brint giver 2 Rumfang Klorbrinte; i direkte Sollys foregaar Foreningen under Eksplosion. Sædvanlig fremstilles Klorbrinte ved Indvirkning af stærk Svovlsyre paa Kogsalt (Natriumklorid): $\text{Na Cl} + \text{H}_2 \text{S O}_4 = \text{Na H S O}_4$ (surt Natriumsulfat) + H Cl; det herved dannede sure Natriumsulfat virker ved stærkere Opvarmning paa mere Kogsalt: $\text{Na H S O}_4 + \text{Na Cl} = \text{Na}_2 \text{S O}_4 + \text{H Cl}$. Paa denne Maade udvikles store Mængder af Klorbrinte ved Sodafabrikationen efter *Leblanc's* Metode; Klorbrinten opsamles da i Vand, og Opløsningen gaar i Handelen som raa *Saltsyre*. Klorbrinte fremstilles ogsaa i det store ved Ophedning af Metalklorider i Nærværelse af Vanddamp: $\text{Mg Cl}_2 + \text{H}_2 \text{O} = \text{Mg O} + 2 \text{H Cl}$.

Egenskaber: Klorbrinte er en farveløs Luftart af Vf. 1,26; den har en stikkende Lugt og en sur Smag; den ryger stærkt, naar den kommer i Berøring med Luften, fordi den forener sig med Luftens Fugtighed til en ved almindelig Temperatur flydende Forbindelse. Den kan ved stærkt Tryk fortættes til en Vædske, som koger ved $-83,7^{\circ}$. Vand indsuger betydelige Mængder Klorbrinte, idet 1 Liter Vand ved 0° opløser 503 Liter eller 825 Gram Klorbrinte

under stærk Varmeudvikling. Opløsningen kaldes, som ovenfor nævnt, *Saltsyre* og er vægtfyldigere end Vand. Den stærkeste Saltsyre har Vægtfylden 1,21 og indeholder 42,9 Procent Klorbrinte; den ryger i Luften. Opvarmes denne Syre, afgiver den Klorbrinte, og der overdestillerer tilsidst en Syre, som har en Vægtfyldte af 1,10 og indeholder 20 Procent Klorbrinte; den koger da uforandret ved 110 °; destilleres en Saltsyre, der er svagere end 20 Procent, bortgaar der først Vand, indtil Syren har naaet det nævnte Indhold af 20 Procent Klorbrinte og det *konstante Kogepunkt* 110°. Dette ligger i, at alle andre Blandinger af Klorbrinte og Vand har lavere Kogepunkt end den 20 pct.holdige Syre og derfor destillere over før denne.

Som Følge af den luftformige Klorbrintes særlige Opløselighed i Vand, maa den opsamles over Kvægsølv eller, da dens Vægtfyldte er lidt højere end Luftens, i en tør Flaske.

Klorbrinte og Saltsyre angribe mange Metaller; der udvikles herved Brint og dannes Klormetaller; de ad denne Vej dannede Klorider ere, saafremt Metallet danner flere Klorforbindelser, af laveste Grad, f. Eks. Jernforklorid, Tinforklorid o. s. v. Højere Ilter udvikle Klor ved Opvarmning med Saltsyre, saaledes f. Eks. Brunsten (se S. 46), idet Saltsyrens Brint iltes til Vand.

De saltsure Salte eller *Metalkloriderne* ere i Regelen *opløselige* i Vand; *herfra undtages dog enkelte, særligt Sølvklorid, Kvægsølvforklorid og Kobberforklorid.*

I Analysen paavises Saltsyre ved Fældning med Sølvnitrat i salpetersur Vædske, hvorved dannes uopløseligt Sølvklorid.

Saltsyrens Fremstilling af Kogsalt og Svovlsyre er angivet af *Glauber* i det 17de Aarh. Syren selv var kendt allerede i det 15de Aarhundrede.

Beregningsgaver.

1) Hvormegen Klorbrinte kan fremstilles af 5 Kilogram Kogsalt, og hvormegen Svovlsyre fordres hertil?

2) Hvormeget Kogsalt og Svovlsyre behøves til Fremstilling af 10 Kilogram 20 Procent holdig Saltsyre?

3) Til et Præparat skal benyttes 5 Kilogram 15 Procent holdig Saltsyre; hvormegen 20 Proc. holdig Saltsyre svarer hertil, og hvormeget Vand skal der tilsættes for at fortynde den til 15 Procent?

Medens de to fornævnte Brintforbindelser lode sig fremstille ved Indvirkning af stærk Svovlsyre paa Flour- eller Klormetaller, kan denne Metode ikke lade sig benytte til Fremstillingen af Brombrinte eller Jodbrinte; da Brom og Jod har ringere Tiltrækning til Brint, vil nemlig den frigjorte Brom- eller Jodbrinte virke paa den stærke Svovlsyre, saaledes at en Del af dennes Ilt forener sig med Brom- eller Jodbrintens Brint, hvorved der dannes Vand, frit Brom eller Jod og Svovlsyring: $2 \text{ H Br} + \text{H}_2 \text{ S O}_4 = \text{H}_2 \text{ O} + \text{Br}_2 + \text{H}_2 \text{ S O}_3$. Til Fremstilling af Brom- og Jodbrinte benytter man sig derfor af det Forhold, at *Metalloidernes Forbindelser med Halogener — altsaa her med Brom og Jod — sønderdeles af Vand under Dannelse af Halogenernes Brintforbindelser og Metalloidsyrer.*

Brombrinte, H Br. *Fremstilling:* Brombrinte kan dannes direkte af Brom og Brint, men først ved højere Temperatur. Af Bromnatrium og stærk Svovlsyre opstaar — analogt med Fremstillingen af Klorbrinte — Brombrinte, men samtidigt dannes Brom, idet en Del Brombrinte iltes af Svovlsyren (s. o.); derfor egner denne Metode sig ikke saa godt til Fremstillingen. Man benytter *Sønderdelingen af Fosforbromid med Vand:* $\text{P Br}_5 + 4 \text{ H O H} = \text{H}_3 \text{ P O}_4 + 5 \text{ H Br}$, idet man lader Brom dryppe ned paa Fosfor, der dækkes med lidt Vand.

Egenskaber: Brombrinte er ligesom Klorbrinte en farveløs Luftart, der er endnu lettere opløselig i Vand end Klorbrinte; Opløsningen er en stærk Syre, der ved Destillation forholder sig analogt med Saltsyre, og hvis konstante Kogepunkt ligger ved 125° ; den ved denne Tempe-

ratur destillerende Syre indeholder 48,17 Procent H Br. og har Vf. 1,49.

Brombrintesyrens Salte, *Metalbromiderne*, ligne i de fleste Henseender Metalkloriderne. Syren paavises ligesom Saltsyre ved Hjælp af Sølvnitrat; det derved fældede Bromsølv giver ved Rystning med Klorvand Klor sølv og frit Brom.

Jodbrinte, H J. *Fremstilling*: Fuldstændig ren kan Jodbrinte faas *syntetisk* ved at lede Joddamp og Brint over ophedet Platinsort. I Almindelighed fremstilles den af Fosfortriiodid og Vand, som give Jodbrinte og Fosforsyrling: $P J_3 + 3 H_2 O = H_3 P O_3 + 3 H J$; Fremstillingsmaaden er altsaa analog med Fremstillingen af Brombrinte. Om Virkningen af Svovlsyre paa Jodmetaller se ovenfor.

Egenskaber: Jodbrinte er ligesom de foregaaende Forbindelser en i Vand letopløselig Luftart; ved højere Temperatur sønderdeles denne i Brint og Joddamp (s. n.), som kendes paa sin violette Farve. Den vandige Opløsning sønderdeles i Luften under Udskillelse af Jod og bliver derved brun. Syrens konstante Kogepunkt er 127°; ved denne Temperatur destillerer en Syre, der har Vf. 1,7 og indeholder 57 Proc. Jodbrinte. Som Følge af Jodets ringere Tiltrækning til Brint, anvendes Jodbrinte ofte som Reduktionsmiddel, idet Brinten let overføres paa andre Forbindelser.

Metaljodiderne ere ofte tungere opløselige end Metalkloriderne; deres Opløsninger fældes af Sølvnitrat, og det udskilte Jodsølv er i Modsætning til Klor sølv og Bromsølv uopløseligt i Ammoniak; det sønderdeles af stærkt Klorvand i Klor sølv og frit Jod.

Dissociation; Reciproke Processer; Massevirkning.

Det blev ovenfor nævnt, at Jodbrinte ved Opvarmning sønderdeles i Jod og Brint. Opvarmer man luftformig Jodbrinte langsomt, da begynder denne Sønderdeling ved lidt over 180° og tiltager ved stærkere Ophedning; fuldstændig Spaltning naas først ved betydelig højere Temperatur. Afkøler man derpaa den saaledes dannede Blanding af Joddamp og Brint meget langsomt, da foregaar den modsatte Reaktion, idet Jod og Brint efterhaanden atter forene sig til Jodbrinte. Forholdet er det, at man ved hver bestemt Temperatur har et bestemt Blandingsforhold af Jod, Brint og Jodbrinte, hvad enten denne Temperatur er naaet ved langsom Opvarmning af Jodbrinte fra lavere til højere Temperatur eller ved Afkøling af Joddamp og Brint fra højere til lavere Temperatur. En saadan Sønderdeling ved Ophedning og Gendannelse af samme Stof ved Afkøling iagttages hos mange Stoffer. Man kalder Processen for *Dissociation*, i Modsætning til de simple Sønderdelinger, ved hvilke der ved Afkøling ikke atter finder nogen Gendannelse Sted af vedkommende Stof, f. Eks. Sønderdelingen af Kaliumklorat i Kaliumklorid og Ilt; saadanne Processer, ved hvilke Omdannelsesprodukterne af de oprindeligt tilstedeværende Stoffer ere i Stand til at fremkalde en modsat Reaktion, ved hvilken de oprindeligt tilstedeværende Stoffer gendannes, kaldes *reciproke* eller *reversible* Processer, og naar den til de ydre Forhold (Temperatur, Tryk o. l.) svarende Tilstand er naaet, siger man, at Systemerne ere i *Ligevægt* med hinanden.

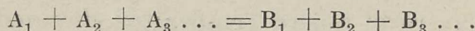
En *reciprok Proces* kan altsaa *alt efter Forsøgebetingelserne* forløbe saavel i den ene som i den anden Retning og fører altid til en *Ligevægtstilstand*, som karakteriseres derved, at samtlige reagerende Stoffer, saavel de, der oprindeligt ere tilstede, som de, der dannes ved disses Vekselvirkning, ere tilstede i visse be-

stemte *Koncentrationsforhold*. Et nøjere Studium af de *kemiske Reaktioner* har vist, at *Flertallet* af disse er *reciproke* og føre til en *Ligevægtstilstand*, inden alle de oprindeligt reagerende Stoffer ere fuldstændig forbrugte. *Ligevægtstilstanden bestemmes af de reagerende Stoffers Koncentrationer*, men desuden øver i Almindelighed ogsaa Temperatur og Tryk en Indflydelse. Koncentrationen angives i Regelen ved Antallet af Grammolekuler i 1 Liter.

Massevirkningsloven (*Guldbergs og Waages Lov*, 1864, 1869, 1879) angiver Afhængigheden mellem de reagerende Stoffers Koncentrationer i Ligevægtstilstanden paa følgende Maade:

Naar Ligevægt er indtraadt, staar Produktet af de ved Reaktionen dannede Stoffers Koncentrationer i et konstant Forhold til Produktet af de oprindeligt tilstedeværende Stoffers Koncentrationer.

Hvis der i et homogent System findes Molekulerne $A_1, A_2, A_3, \dots B_1, B_2, B_3, \dots$ og disse reagere efter Ligningen



saaledes at kun 1 Molekul af hvert Stof deltager i Reaktionen, da vil en Omsætning som den anførte i Retning fra venstre til højre kun finde Sted, hvis alle Molekulerne $A_1, A_2, A_3 \dots$ støde sammen i ét Punkt, og hvis Sammenstødet sker paa en saa grundig Maade, at Atomernes Binding indenfor Molekulerne løsnes. Omsætningen bliver saa meget fuldstændigere jo talrigere Sammenstødene er, og der vil være direkte Proportionalitet mellem begge Størrelser. Antallet af Sammenstød vil aabenbart være saa meget større, jo flere Molekuler der findes i samme Rumfang, ϱ : *Sammenstødenes Antal vil være proportionelt med Koncentrationen af hvert af Stofferne $A_1, A_2, A_3 \dots$ o. s. v. altsaa med Produktet af disse Koncentrationer.* *Reaktionens Hastighed, h*, som altsaa er afhængig af Sammenstødenes Hyppighed, vil da kunne udtrykkes ved

$$h = k \cdot a_1 \cdot a_2 \cdot a_3 \dots$$

hvor $a_1, a_2, a_3 \dots$ er Koncentrationen af Stofferne $A_1, A_2, A_3 \dots$ og k er en ved given Temperatur konstant Størrelse, som kaldes *Hastighedskoefficienten*.

Ganske samme Udvikling kan nu fremsættes for Reaktionen fra højre til venstre i ovennævnte Ligning, og man faar da for Reaktionshastigheden h_1 i denne Retning Ligningen

$$h_1 = k_1 \cdot b_1 \cdot b_2 \cdot b_3 \dots$$

hvor $b_1, b_2, b_3 \dots$ er Koncentrationen af Stofferne $B_1, B_2, B_3 \dots$

Hverken h eller h_1 kan bestemmes enkeltvis, derimod kan man bestemme deres Differens, som svarer til den virkelig iagttagne totale Reaktionshastighed.

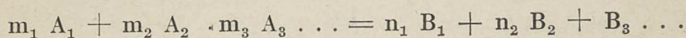
I Ligevægtsøjeblikket er denne Differens: $h \div h_1 = 0$ og altsaa

$$k \cdot a_1 \cdot a_2 \cdot a_3 \dots = k_1 \cdot b_1 \cdot b_2 \cdot b_3$$

$$\text{eller } \frac{k}{k_1} = \frac{b_1 \cdot b_2 \cdot b_3 \dots}{a_1 \cdot a_2 \cdot a_3 \dots} = K \quad (1)$$

Størrelsen K kaldes *Ligevægtskonstanten*; denne er en for hver enkelt Reaktion karakteristisk Konstant.

Foregaar Reaktionen mellem flere Molekuler af de forskellige Stoffer efter Ligningen:



hvor $m_1, m_2, m_3, n_1, n_2, n_3 \dots$ er Antallet af Molekuler af hvert Stof, da faar man paa tilsvarende Maade som før:

$$h = k \cdot a_1^{m_1} \cdot a_2^{m_2} \cdot a_3^{m_3} \dots$$

$$\text{og } h_1 = k_1 \cdot b_1^{n_1} \cdot b_2^{n_2} \cdot b_3^{n_3} \dots$$

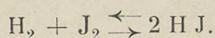
altsaa i Ligevægtstilstanden

$$\frac{k}{k_1} = \frac{b_1^{n_1} \cdot b_2^{n_2} \cdot b_3^{n_3} \dots}{a_1^{m_1} \cdot a_2^{m_2} \cdot a_3^{m_3} \dots} = K. \quad (2)$$

For *Luftarters* Vedkommende svarer Koncentrationen til det Partialtryk, som hver enkelt reagerende Luftart udøver. Man kan altsaa her i Stedet for Koncentrationerne i de ovenanførte Ligninger sætte Partialtrykkene.

For *faste Legemers* Vedkommende regnes Koncentrationen konstant, og den inddrages derfor i dette Tilfælde i Konstanten K .

Massevirkningsloven kan eksempelvis anvendes paa den ovenfor omtalte Dannelse af Jodbrinte af Jod og Brint og Dissociation af den dannede Jodbrinte efter Ligningen:



Kaldes Brintens Partialtryk i Ligevægtstilstanden a , Jod-dampens b og Jodbrintens c , da har man efter Ligning (2):

$$\frac{c^2}{a \cdot b} = K,$$

hvilket altsaa er *Ligevægtsbetingelsen*.

Man kan heraf beregne, hvormeget Jodbrinte der dannes af bestemte Mængder Jod og Brint.

Er Karrets Rumfang v Liter og indfører man p Mol Brint og q Mol Jod medens der, naar Ligevægt er indtraadt, er forbrugt x Mol Jod til Dannelse af $2x$ Mol Jodbrinte, da er Koncentrationen i Ligevægtøjeblikket:

$$\text{for Brint } \frac{p \div x}{v}, \text{ for Jod } \frac{q \div x}{v} \text{ og for Jodbrinte } \frac{2x}{v}.$$

Ligevægtsbetingelsen bliver da

$$\frac{\left(\frac{2x}{v}\right)^2}{\frac{p \div x}{v} \cdot \frac{q \div x}{v}} = K$$

$$\text{eller } \frac{4x^2}{(p \div x) \cdot (q \div x)} = K.$$

Naar p , q og K ere bekendt, kan x heraf beregnes.

Den Ligevægtstilstand, som indtræder ved delvis Forening af ækvivalente Mængder Jod og Brint, viser sig ved Forsøg at være ganske den samme som den, der indtræder ved Dissociation af Jodbrinte ved samme Temperatur.

Iøvrigt er den totale Reaktionshastighed ved den omtalte Reaktion mellem Jod og Brint i høj Grad afhængig af Temperaturen: Ved almindelig Temperatur er Hastigheden saa ringe, at Stofferne synes at være ganske indifferente overfor hinanden; ved 265.0 indtræder Ligevægtstilstanden efter Maaneders Forløb; ved 350.0 i Løbet af nogle Dage og ved 440.0 i Løbet af nogle Timer. Hastigheden tiltager iøvrigt med stigende Tryk.

Andre Anvendelser af Massevirkningsloven ville senere blive omtalte.

Halogenernes Iltter og Syrer.

Halogenerne have, som tidligere omtalt, kun ringe Tiltrækning til Ilt; Fluor danner ingen Iltforbindelser; de øvrige Halogeners Iltter dannes ikke direkte. Tiltrækningen til Ilt stiger med Atomtallene, saa at Jod altsaa har den stærkeste Tiltrækning til dette Grundstof. Halogenernes Ilttyrer ere kraftige Ilttningsmidler, idet de let afgive deres Ilt til andre Stoffer.

Af Klorets Ilttyrer ere *Klorundersyrning* og *Klorsyre* de vigtigste.

Klorundersyrning, H Cl O . *Fremstilling*: Denne Syres Kaliumsalt dannes ved Tilledning af Klor til en *kold* og *fortyndet* Opløsning af Kaliumhydroxyd: $2 \text{K O H} + 2 \text{Cl} = \text{K O Cl} + \text{K Cl} + \text{H}_2 \text{O}$; dens Calciumsalt indeholdes i *Kloralk*, der faas ved at lede Klor hen over læsket Kalk. Af disse Saltes Opløsning faas Syren i fortyndet Tilstand kun vanskeligt ved Destillation med Underskud af fortyndet Salpetersyre eller med Borsyre.

Bedre dannes den ved Rystning af Klorvand med Kvægsølvilte eller med pulveriseret Kridt: $\text{Hg O} + 2 \text{Cl}_2 + \text{H}_2 \text{O} = \text{Hg Cl}_2 + 2 \text{H Cl O}$; $\text{Ca C O}_3 + 2 \text{Cl}_2 + \text{H}_2 \text{O} = \text{Ca Cl}_2 + \text{C O}_2 + 2 \text{H Cl O}$.

Egenskaber: Klorundersyrning indeholder kun et Brintatom, og dette kan erstattes af Metal, hvorved dannes klorundersyrninglige Salte (Hypokloriter); *Syrer*, i hvilke kun et Brintatom kan erstattes af Metal, kaldes *enbasiske*. Klorundersyrning og dens Salte virke som kraftige Ilttningsmidler, idet de let afgive Ilt: $\text{H Cl O} \div \text{O} = \text{H Cl}$; $\text{Na Cl O} \div \text{O} = \text{Na Cl}$, hvorved de gaa over til henholdsvis Saltsyre eller Metalklorid. De blege Plantefarvestoffer ligesom Klor. — Ved Behandling af Klorundersyrning med Saltsyre, frigøres saavel Saltsyrens som Klorundersyrningens Klor, idet der samtidigt dannes Vand: $\text{H Cl O} + \text{H Cl} = \text{Cl}_2 + \text{H}_2 \text{O}$. De klorundersyrninglige Salte, navnlig

»Klorkalk«, finde betydelig Anvendelse som Blegemidler og Desinfektionsmidler.

En fortyndet, vandig Opløsning af Klor (Klorvand se Side 47) indeholder foruden Klor og Vand tillige Saltsyre og Klorundersyring: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HClO}$; disse fire Stoffer ere i *Ligevægt* med hinanden i Opløsningen; at der virkelig er Saltsyre og Klorundersyring tilstede i Opløsningen kan kendes derpaa, at de kunne skilles fra hinanden ved Destillation, og paa, at Opløsningen reagerer surt. Er der en Base til Stede, forløber Reaktionen fuldstændigt, fordi Saltsyren derved bindes f. Eks.: $\text{HgO} + 2\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HgCl}_2 + 2\text{HClO}$ (s. o.).

Leder man Klor over afkølet, fældet Kvægsølvite, faar man Forbindelsen Cl_2O , *Klorundersyringanhidrid*, som er en rødbrun, meget ubestandig Vædske, der koger ved 5° , og som i Berøring med organisk Stof let eksploderer. I Berøring med Vand gaar den over til Klorundersyring: $\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HClO}$.

Ilter, som vise den Egenskab, at de med Vand danne Syrer, kaldes *Syreanhidrid*; Cl_2O er derfor *Klorundersyringanhidrid*.

Kloroverilte, (Klordioxyd »Klorundersyre), ClO_2 , opstaar ved Indvirkning af krystalliseret Oxalsyre paa Kaliumklorat ved 70° ; den derved frigjorte Klorsyre sønderdeles i Kloroversyre, Kloroverilte og Vand: $3\text{HClO}_3 = \text{HClO}_4 + 2\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Kloroverilte er en gul Luftart, som ved Afkøling fortættes til Vædske; det er en meget eksplosiv Forbindelse. En vandig Opløsning af Kloroverilte giver med Baser en Blanding af et klorsurt og et klorsyrligt Salt: $2\text{KOH} + 2\text{ClO}_2 = \text{KClO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Den fri *Klorsyring*, HClO_2 , kendes ikke.

Klorsyre, HClO_3 . *Fremstilling*: Denne Syres Kaliumsalt, *Kaliumklorat*, kan ligesom den foregaaende Syres faas ved Tilledning af Klor til en Opløsning af Kaliumhydroxyd, men denne Opløsning maa her være *varm* og *koncentreret*: $6\text{Cl} + 6\text{KOH} = \text{KClO}_3 + 5\text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$ (se iøvrigt nærmere under Kalium). Dens Salte dannes altid, naar Klorundersyring virker paa klorundersyrlige

Salte: $\text{K O Cl} + 2 \text{H O Cl} = \text{K Cl O}_3 + 2 \text{H Cl}$. Af det tilsvarende Baryumsalt faas Klorsyren ved Sønderdeling med fortyndet Svovlsyre. Den saaledes dannede fortyndede Klorsyre kan koncentreret ved Inddampning i Vakuüm, hvorved man kan faa en 40 pCt. holdig Syre, som en sirupstykk farveløs Vædske.

Egenskaber: Klorsyre er et kraftigt Iltningsmiddel; i stærk Opløsning formaar den at antænde Papir. Dens Salte, f. Eks. Kaliumklorat, spaltes ved Ophedning i Metalchlorid og Ilt (se Fremstilling af Ilt S. 16). Ved Ophedning af Kaliumklorat dannes først Ilt og *Kaliumperklorat*, K Cl O_4 , hvis tilsvarende Syre, *Kloroversyre*, H Cl O_4 , ogsaa er et kraftigt Iltningsmiddel: $2 \text{K Cl O}_3 = \text{K Cl O}_4 + \text{K Cl} + \text{O}_2$; $\text{K Cl O}_4 = \text{K Cl} + 4 \text{O}$.

Af Klorsyre kendes intet tilsvarende Anhydrid.

Kloroversyre, H Cl O_4 , faas ved Destillation af Kaliumperklorat med koncentreret Svovlsyre: $2 \text{K Cl O}_4 + \text{H}_2 \text{S O}_4 = 2 \text{H Cl O}_4 + \text{K}_2 \text{S O}_4$. Den rene Syre er en gullig Vædske af Vf. 1,76. Den danner med Vand en krystallinsk Forbindelse $\text{H Cl O}_4 \cdot \text{H}_2 \text{O}$, og med endnu mere Vand faar man en olieagtig Vædske, som indeholder 71,6 pCt. H Cl O_4 , destillerer konstant ved 203° og har Vf. 1,82. — I fortyndet Opløsning er Kloroversyre holdbar, og i denne Tilstand afgiver den ikke nær saa let Ilt som Klorsyre; koncentrerede Opløsninger virke derimod særdeles kraftigt iltende.

De kloroversure Salte (*Perkloraterne*) ere letopløselige i Vand paa ganske enkelte Undtagelser nær; saaledes er Rubidiumperklorat meget tungtopløseligt, hvorfor man ogsaa paaviser Nærværelsen af Kloroversyre i Chilialpeter ved Hjælp af et opløseligt Rubidiumsalt.

Mer Fosforsyreanhydrid giver Kloroversyre *Kloroversyreanhydrid*, $\text{Cl}_2 \text{O}_7$, som en flygtig, farveløs Olie, der koger ved 82° .

Brom danner Forbindelser, der svarer til Klorundersyring og Klorisyre, og som ere analoge med disse i deres Egenskaber, men dog ikke sønderdeles saa let.

Af Jodets Ilter og Iltsyrer skulle nævnes *Jodsyre* og *Jodoversyre*.

Jodsyre, $H_2 J_2 O_6$ ($H J O_3$). Kalium- og Natriumsaltet af denne Syre findes i raat Chilisalpeter. Syren dannes ved Opvarmning af Jod med koncentreret Salpetersyre, men fremstilles ved Opløsning af Jodsyreanhydrid i lidt Vand (s. n.); den afgiver ved Opvarmning til 200° Vand og efterlader sit *Anhydrid*, $J_2 O_5$, som et hvidt Pulver, der ved 300° spaltes i Jod og Ilt; opløses dette Pulver i Vand, og inddampes Opløsningen, udkrystalliserer Jodsyre i farveløse Krystaller. Jodsyre reduceres let af Svovlsyring, Svovlbrinte og Jodbrinte under Udskillelse af Jod. Ved Iltning af Jodsyre i alkalisk Opløsning med Klor eller ved Indvirkning af Jod paa vandig Kloroversyre dannes:

Jodoversyre, $H_5 J O_6$ ($H J O_4 + 2 H_2 O$), som iøvrigt fremstilles ved elektrolytisk Iltning af Jodsyre ved $12-13^{\circ}$; den er et hvidt, krystallinsk meget letopløseligt Stof, som ved 140° fuldstændigt spaltes i Jodsyreanhydrid, Ilt og Vand.

Svovlgruppen.

Til denne Gruppe hører foruden *Ilt* tillige *Svovl*, *Selen* og *Tellur*, der alle ere togyldige overfor Brint, og hvis Brintforbindelsers Formler derfor ere fuldstændig analoge med Vandets, $H_2 O$, nemlig $H_2 S$, $H_2 Se$ og $H_2 Te$. Overfor Ilt kunne disse Grundstoffer optræde 4- og 6-gyldige (Svovlet ogsaa 7-gyldigt i $S_2 O_7$), idet de alle danne Iltforbindelser analoge med Svovlets Ilter $S^{IV} O_2$ og $S^{VI} O_3$; disse

Iltter ere Syreanhydrider (se Side 62), de tilsvarende Syrer ere for Svovlets Vedkommende *Svovlsyrning* $H_2 S O_3$ og *Svovlsyre* $H_2 S O_4$; til Iltet $S_2 O_7$ svarer *Svovloversyren*, $H_2 S_2 O_8$; analoge med de to førstnævnte Syrer ere Selen-syre samt Tellursyrning og Tellursyre. De selensure Salte ere isomorfe med de svovlsure.

Atomtallene i denne Gruppe ere stigende efter Rækken:

$$O = 16, S = 32,06, Se = 79,2, Te = 127,6.$$

I samme Orden tiltage disse Grundstoffers Smeltepunkter og Kogepunkter.

Svovl.

$$S = 32,06.$$

Forekomst: Svovl forekommer i fri Tilstand saavel krystalliseret som blandet med jordagtige Stoffer, navnlig i vulkanske Egne, særligt paa Sicilien; det er sandsynligvis dannet ved Iltning af den Svovlbrinte, der findes i vulkanske Luftarter: $H_2 S + O = H_2 O + S$. Store Mængder Svovl findes blandet med jordagtige Masser f. Eks. i Polen, Mähren og Italien og stammer for en stor Del fra Bakteriers og Algernes Virksomhed. I bunden Tilstand findes Svovl som Svovlmetaller, f. Eks. *Svovlkis* $Fe S_2$, Zinkblende $Zn S$, Blyglans $Pb S$, Kobberglans $Cu_2 S$, Sølvglans $Ag_2 S$, Cinnober $Hg S$, som svovlsure Salte, f. Eks. Gips $Ca S O_4 + 2 H_2 O$, Bariumsulfat (Tungspat) $Ba S O_4$ o. fl., og endvidere bundet til andre Grundstoffer i Dyr- og Planteriget, særligt i *Æggehvidestoffer*, *Haar*, *Horn* etc.

Fremstilling: Paa Findestederne befries Svovlet for jordagtige Indblandinger ved Udsmeltning i Miler, hvorved faas *Raasvovl*; dette renses yderligere ved Destillation i Jærnetorter, idet den herved udviklede Svovldamp fortættes i murede Kamre. Foregaar Destillationen langsomt, stiger Temperaturen i disse Kamre ikke til Svovlets Smeltepunkt, og Svovldampene fortættes derfor straks til

et fint, krystallinsk Pulver, ligesom Vanddampe ved Afkøling under Frysepunktet fortættes til Sne. Dette Pulver kaldes *Svovlblomster*. Foregaar Destillationen hurtigt, eller fortsættes den i længere Tid, stiger Temperaturen i Kamrene over Svovlets Smeltepunkt, Svovlet smelter og aftappes i koniske Træformer. Det gaar da i Handelen under Navnet *Stangsvovl*, der har et krystallinsk Brud. I Luisiana vindes store Mængder Svovl, idet selve Svovllejerne behandles med overhedet Vand; Svovlet pumpes derefter op i flydende Tilstand. Paa denne Maade vindes for Tiden den største Mængde Svovl. Svovl vindes ogsaa ved Ophedning af Svovlkis, Fe S_2 , uden Luftens Adgang: $3 \text{ Fe S}_2 = \text{Fe}_3 \text{ S}_4 + \text{S}_2$ samt af Svovlcalcium, der faas som Biprodukt ved Sodafabrikationen. *Svovlmælk* faas ved Sønderdeling af Calciumpentasulfid med Underskud af fortyndet Saltsyre som et hvidt Pulver: $2 \text{ Ca S}_5 + 2 \text{ H Cl} = \text{Ca Cl}_2 + \text{Ca (S H)}_2 + 8 \text{ S}$.

Egenskaber: Svovl er et sprødt, gult Legeme, der bliver elektrisk ved Gnidning; det er uopløseligt i Vand, *letopløseligt* i Svovlkulstof og kan ogsaa opløses mere eller mindre let i flere organiske Opløsningsmidler, f. Eks. Terpentin, Benzin, fede Olier o. fl., dog viser Svovlet, da det optræder i forskellige Modifikationer, et forskelligt Forhold overfor Opløsningsmidlerne. *Det naturligt forekommende Svovl* krystalliserer *rombisk*, har Vægtfylde 2,0 og smelter ved $114,5^{\circ}$; det er en slet Leder for Varme og Elektricitet og viser de ovenfor nævnte Opløselighedsforhold. Af sin *Opløsning i Svovlkulstof* udkrystalliserer det igen i *rombiske* Krystaller, og i denne Krystalform er det bestandigt ved Temperaturer *under* $96,5^{\circ}$, medens det over denne Temperatur gaar over til *monoklinisk (prismatisk) Svovl*, der kan faas ved *Smeltning* og derpaa følgende langsom Afkøling af Stangsvovl, indtil det delvis er størknet; efter Fraheldning af det endnu smeltede, viser det størknede Svovl monokliniske Former; dette monokliniske Svovl smelter først ved 120° , har en Vægtfylde af

1,96, og er bestandigt ved Temperaturer *over* $96,5^{\circ}$; dets Opløsning i Svovlkulstof giver rombiske Krystaller. Naar man saaledes som hos Svovl efter Behag ved Temperaturforandring kan forvandle de forskellige Former af et dimorft Stof til hinanden, kalder man disse Former *enantiotrope*. Ved $96,5^{\circ}$ kan begge Former bestaa ved Siden af hinanden. Dette Punkt kaldes *Omdannelsespunktet*.

Stangsvovl og *Svovlblomster* bestaa hovedsagelig af rombisk Svovl, da det monokliniske Svovl ved Afkøling under 96° gaar over til det rombiske under Varmeudvikling.

Foruden de to nævnte krystallinske Modifikationer af Svovl kendes dette i flere *amorfe* Former. To af disse findes i det Svovl, der faas ved at hælde smeltet og til 400° opvarmet Svovl ned i koldt Vand; den herved dannede brungule, elastiske Masse kaldes *plastisk Svovl* og kan kun delvis opløses i Svovlkulstof, idet der ved Behandling med dette Opløsningsmiddel efterlades en *i Svovlkulstof uopløselig Modifikation*, der ogsaa findes i Stangsvovl og i Svovlblomster. *Svovlmælk* er ligeledes amorft, men kan opløses i Svovlkulstof. Det ovenfor nævnte plastiske Svovl forandrer sig ved Henliggen og bliver gult og sprødt.

Umiddelbart over Smeltepunktet er Svovl en tyndflydende, lysegul Vædske; forhøjes Temperaturen, bliver Vædsken mere tykflydende og brun, og ved 200 — 250° er den saa tykflydende, at man kan vende Karret med Bunden i Vejret uden at noget flyder ud; ophedes Svovlet endnu stærkere, bliver det igen tyndflydende, men er vedvarende brunt; det koger ved $444,5^{\circ}$; først ved 860 — 1040° have Svovldampene den normale Vægtfylde 2,2, der svarer til Molekultallet 64 (S_2); ved 550° er Damptheden tre Gange saa stor; Dampen indeholder da en Blanding af Molekulerne S_8 og S_2 .

Svovl forener sig direkte med saa godt som alle Grundstoffer; kun Kvælstof og Guld forene sig ikke umiddelbart med Svovl. Svovl brænder under Luftens Adgang,

idet det forener sig med Luftens Ilt til Svovlsyring, $S O_2$; dets Antændelsestemperatur er 260° ; mange Metaller, f. Eks. Jærn og Kobber, forene sig ved Ophedning direkte med Svovl under stærk Varmeudvikling. Ligesom Kulstof brænder i Ilt til Kulsyreanhydrid, $C O_2$, brænder det i Svovldamp til Svovlkulstof, $C S_2$. Det fremgaar heraf, at Svovlet i sit Forhold overfor andre Grundstoffer minder meget om Ilten.

Svovlet har været kendt fra de ældste Tider.

Selen.

Se = $79_{,2}$.

Selen (*σελήνη*, Maane) findes temmelig udbredt, men kun i ringe Mængde i Naturen og er da bundet til Metaller og til Svovl, f. Eks. i svensk og i bøhmisk Svovlkis, og afsætter sig i Slammet i Blykamrene ved Svovlsyrefabrikationen. Det kendes ligesom Svovl i forskellige Modifikationer. Det ved Ophedning af *amorft* Selen dannede blygraa, metalglinsende Selen krystalliserer hexagonalt og har Vægtfylden $4_{,8}$; det er uopløseligt i Svovlkulstof; det amorfe Selen dannes ved Udfældning af Selen af Opløsninger eller ved hurtig Afkøling af smeltet Selen og er opløseligt i Svovlkulstof; af Opløsningen udkrystalliserer brunrødt, monoklinisk Selen af Vf. $4_{,5}$. Det amorfe Selen faas ved Reduktion af Selensyring med Svovlsyring som et rødbrunt Pulver. Selen brænder i Luften til Selensyring, $Se O_2$. Det metalliske Selen (s. o.) leder Elektriciteten; Ledningsevnen er i høj Grad afhængig af Belysningens Intensitet. Selen koger ved 690° .

Selen blev opdaget 1817 af *Berzelius*; han fandt det i Slammet fra Svovlsyrefabrikationen.

Tellur.

Te = $127_{,6}$.

Tellur findes sjældent i Naturen, i meget ringe Mængde i fri Tilstand, men oftest bundet til Metaller, især til Guld, Sølv, Vismut og Bly; det danner blaalighvide, metalglinsende Romboedre, har Vægtfylden $6_{,4}$, leder Varme og Elektricitet og brænder ved Ophedning i Luften til Tellursyring, $Te O_2$. Reduceres denne med Svovlsyring, faas amorft Tellur af Vf. $5_{,9}$. Ved læn-

gere Tids Behandling med rygende Svovlsyre giver det Tellursulfat, $\text{Te} (\text{S O}_4)_2$. *Tellursyre*, $\text{Te} (\text{O H})_6$ krystalliserer i hexagonale Prismer. Der kendes ikke nogen Syre af Formlen $\text{H}_2 \text{Te O}_4$. Bariumtellurat er i Modsætning til Bariumsulfat vandholdigt og opløseligt i Saltsyre.

Det gediegne Tellur blev af *Müller von Reichenbach* paavist at være et selvstændigt Stof, 1782. Navnet Tellur har *Klaproth* givet det (Tellus, Jorden).

Svovlgruppens Brintforbindelser.

Disse Brintforbindelser have analogt med Vandet Sammensætningen $\text{H}_2 \text{R}$, hvor $\text{R} = \text{S}, \text{Se}$ eller Te ; kun Svovlbrinten, $\text{H}_2 \text{S}$, har væsentlig Betydning.

Svovlbrinte, $\text{H}_2 \text{S}$. *Forekomst*: Svovlbrinte forekommer i vulkanske Luftarter og i enkelte Mineralkilder s. k. *Svovlkilder*; den dannes overalt, hvor svovlholdige organiske Stoffer forraadne og bemærkes derfor ved sin ubehagelige Lugt, naar Æg, Tang o. l. raadner.

Fremstilling: Svovlbrinte fremstilles i Reglen ved Indvirkning af fortyndet Svovlsyre eller Saltsyre paa Svovljærn: $\text{Fe S} + \text{H}_2 \text{S O}_4 = \text{H}_2 \text{S} + \text{Fe S O}_4$; indeholder Svovljærnet frit Jærn, vil den udviklede Svovlbrinte indeholde fri Brint, thi $\text{Fe} + \text{H}_2 \text{S O}_4 = \text{H}_2 + \text{Fe S O}_4$. *Ren Svovlbrinte* faas ved Opvarmning af Antimontrisulfid med stærk Saltsyre: $\text{Sb}_2 \text{S}_3 + 6 \text{H Cl} = 3 \text{H}_2 \text{S} + 2 \text{Sb Cl}_3$.

Den kan dannes direkte af Svovl og Brint, men først ved højere Temperatur og bedst i Nærværelse af porøse Stoffer.

Egenskaber: Svovlbrinte er en farveløs, giftig Luftart, der lugter ubehageligt som raadne Æg (s. o.); den kan antændes og brænder da med blaalig Flamme til Svovlsyrling og Vand: $\text{H}_2 \text{S} + 3 \text{O} = \text{H}_2 \text{O} + \text{S O}_2$. Ved stærk Afkøling eller ved stærkt Tryk fortættes den til en farveløs

Vædske, der ved endnu lavere Temperatur bliver fast og krystallinsk, og som smelter ved -86° . En Liter Vand opløser ved 0° $4\frac{1}{2}$ Liter Svovlbrinte; Opløsningen kaldes Svovlbrintevand, reagerer svagt surt og iltes efterhaanden under Luftens Adgang til Svovlsyre og frit Svovl, der udskilles. Svovlbrinte er et kraftigt Reduktionsmiddel, idet dens Brint let forener sig med andre Stoffers Ilt; den reducerer saaledes Ferrisalte til Ferrosalte, Kromsyre til Kromilte o. s. v. under Udskillelse af frit Svovl; den sønderdeles af Klor, Brom og Jod i Nærværelse af Vand, idet der dannes Klorbrinte, Brombrinte og Jodbrinte: $H_2 S + Cl_2 = 2 H Cl + S$.

Svovlbrinte sønderdeles ved Glødhede delvis i Brint og Svovl.

De fleste Metaller sønderdele Svovlbrinte, naar de opledes deri, idet der dannes Metalsulfid og fri Brint; mange Metaller fældes af deres Opløsninger ved Svovlbrinte, idet Metallet og Brinten bytte Plads, f. Eks. $Cu S O_4 + H_2 S = Cu S + H_2 S O_4$; $Hg Cl_2 + H_2 S = Hg S + 2 H Cl$ o. s. v. Nogle Metaller fældes af Svovlbrinte i sur Vædske, andre kun i alkalisk Vædske, atter andre slet ikke; paa dette Forhold beror Svovlbrintens Anvendelse i den analytiske Kemi som Adskillelsesmiddel for Metallerne (se den analytiske Kemi).

Erstattes kun Halvdelen af Svovlbrintens Brint med Metal, opstaa saakaldte Hydrosulfider eller *Suljobaser*, f. Eks. $K S H$, $Na S H$, $Ba S_2 H_2$ o. s. v., der ere afledede af Svovlbrinte paa samme Maade som Baserne af Vand, f. Eks. $K O H$, $Na O H$, $Ba O_2 H_2$ o. s. v.

Naar man brænder lidt Tin i et over Kvægsølv afspærret Rumfang Svovlbrinte, forandres Rumfanget ikke. Et Molekule Svovlbrinte maa altsaa indeholde to Atomer ($= 1$ Mol.) Brint (se S. 41), idet: $H_2 S + Sn = Sn S + H_2$. Da Svovlbrintens Vf. $= 1,18$, er dens Molekule: $1,18 \cdot 29$ eller meget nær 34. Trækkes herfra Vægten af de to

Brintatomer, faas til Rest 32, som er Vægten af et Atom Svovl. Altsaa er Svovlbrintens Formel: $H_2 S$.

Beregningsopgaver:

- 1) Hvormegen Svovlbrinte faas af 1 Kilogram Svovljærn?
- 2) Hvormegen Svovlsyre og Svovljærn fordres til Fremstilling af 20 Liter Svovlbrinte?

Brintoversvovl, $H_2 S_5$, faas ved at dryppe Calciumpentasulfid i fortyndet Saltsyre som en ildelugtende Olie, der let sønderdeles i Svovlbrinte og Svovl.

Selenets og Tellurets Brintforbindelser, $H_2 Se$ og $H_2 Te$ ere luftformige og ligne i flere Henseender Svovlbrinte.

Svovlgruppens Iltforbindelser.

Svovlets vigtigste Iltter ere *Svovlsyrtinganhydrid*, $S O_2$, *Svovlsyreanhydrid*, $S O_3$, og *Svovloversyreanhydrid*, $S_2 O_7$. De til disse Anhydrider svarende Syrer ere *Svovlsyrting*, $H_2 S O_3$, *Svovlsyre*, $H_2 S O_4$, og *Svovloversyre*, $H_2 S_2 O_8$, men foruden disse danner Svovlet flere Ilttyrer, af hvilke dog kun enkelte have særlig Betydning; af disse nævnes her *Thiosvovlsyre*, $H_2 S_2 O_3$, der ofte kaldes *Svovlundersyrting*, og som kan afledes af Svovlsyre derved, at et Iltatom erstattes af Svovl; endvidere *Dithionsyre*, eller *Svovlunderyre*, $H_2 S_2 O_6$, og *Hydrosvovlsyrting*, $H_2 S_2 O_4$.

Svovlsyrtinganhydrid, *Svovldioxyd*, $S O_2$. Denne Forbindelse findes ofte i vulkanske Luftarter.

Fremstilling: Svovlsyrtinganhydrid fremstilles i det store ved Fabrikation af Svovlsyre, idet man brænder Svovl eller rister Svovlkis under Luftens Adgang: $S + O_2 = S O_2$; $2 Fe S_2 + 11 O = Fe_2 O_3 + 4 S O_2$. I mindre Mængder fremstilles det ved Sønderdeling af Natrium-sulfitopløsning, idet man tildrypper konc. Svovlsyre: $2 Na H S O_3 + H_2 S O_4 = 2 S O_2 + Na_2 S O_4 + 2 H_2 O$, eller

ved *Opvarmning* af Kobber med *koncentreret* Svovlsyre; ved Syrens Indvirkning paa Metallet skulde dannes Brint: $\text{Cu} + \text{H}_2 \text{S O}_4 = \text{Cu S O}_4 + \text{H}_2$ (se S. 51), men Brinten kan antages i Frigørelsesøjeblikket at virke paa Svovlsyren og reducerer da denne til Svovlsyrting: $\text{H}_2 \text{S O}_4 + \text{H}_2 = \text{H}_2 \text{S O}_3 + \text{H}_2 \text{O}$; Svovlsyrtingen spaltes atter i Anhydrid og Vand: $\text{H}_2 \text{S O}_3 = \text{H}_2 \text{O} + \text{S O}_2$.

Egenskaber: Svovlsyrtinganhydrid er en farveløs Luftart, der har en stikkende Lugt, og som ved $\div 10^\circ$ fortættes til en farveløs Vædske, der ved $\div 76^\circ$ stivner til en snelignende Masse. Flydende Svovlsyrting opløser mange Salte, ofte med karakteristisk Farve. 1 Liter Vand opløser ved 10° ca. 50 Liter Svovlsyrtinganhydrid; Opløsningen kaldes *Svovlsyrtingvand* (s. n.). Svovlsyrtinganhydrid kan ikke brænde og nærer ikke Forbrændingen af kulstofholdige Stoffer; ledes en Blanding af Svovlsyrtinganhydrid og Luft eller Ilt hen over opvarmet Platinsvamp, dannes *Svovlsyreanhydrid*, S O_3 . Svovlsyrtinganhydrid forener sig med højere Metalilte, idet der dannes svovlsure Salte: $\text{Pb O}_2 + \text{S O}_2 = \text{Pb S O}_4$, og bleger mange organiske Farvestoffer, naar der er Vand til Stede, idet det forener sig med Vandets Ilt, hvorved der dannes Svovlsyre, medens den frigjorte Brint forener sig med Farvestoffet til en farveløs Forbindelse, eller idet Svovlsyrtingen direkte danner en farveløs Forbindelse med Farvestoffet. Svovlsyrtinganhydrid virker i det hele taget som et kraftigt Reduktionsmiddel ogsaa overfor uorganiske Iltter som Jodsyre, Kromsyre, Ferrisalte o. s. v. Dets vandige Opløsning omsætter sig med Klor, idet der dannes Saltsyre og Svovlsyre: $\text{S O}_2 + 2 \text{H}_2 \text{O} + \text{Cl}_2 = \text{H}_2 \text{S O}_4 + 2 \text{H Cl}$. Svovlsyrtinganhydrid kan dog selv reduceres f. Eks. af Svovlbrinte, hvorved der dannes frit Svovl: $\text{S O}_2 + 2 \text{H}_2 \text{S} = 2 \text{H}_2 \text{O} + 3 \text{S}$, og af brændende Magnium, hvorved dannes Svovl og Magnesia, Mg O . Svovlsyrtinganhydrid er tillige et Antiseptikum; det forhindrer Gæring

og Forraadnelse og bruges derfor som Desinfektionsmiddel.

Svovlsyrning, $H_2S O_3$, er antagelig til Stede i det ovennævnte Svovlsyrningvand, men kan ikke faas i vandfri Tilstand. Det er en tobasisk Syre, der danner baade normale og sure Salte. Svovlsyrningvand afgiver ved Opvarmning tilsidst al Svovlsyrning, idet $H_2S O_3$ spaltes i H_2O og SO_2 ; ved Afkøling til $\div 5^\circ$ udkrystalliserer $H_2S O_3 + 14 H_2O$.

Svovlsyrningens Salte kaldes *Sulfit*.

Beregningsopgaver:

1) Hvormeget Kobber og Svovlsyre medgaar der til Fremstilling af 100 Liter Svovlsyrninganhydrid?

2) Hvormeget Svovlsyrninganhydrid dannes der ved Ristning af 100 Kilogram Svovlkis ($Fe S_2$)?

Svovlsyreanhydrid, *Svovltrioxyd*, SO_3 . *Fremstilling:* Denne Forbindelse kan faas ved at lede en Blanding af Svovlsyrninganhydrid og Ilt henover platineret Asbest ved 450° : $SO_2 + O = SO_3$. Lignende Kontaktvirkning som platineret Asbest har ogsaa Jærnilte, Fe_2O_3 , ved 600° og enkelte andre Stoffer. — Paa den nævnte Reaktion beror den tekniske Fremstilling af Svovlsyreanhydrid (*Kontaktmetoden*). Blandingen af Svovlsyrning og Ilt ledes ind i Cylindre, som ere fyldte med platinerede Pimpstensstykker og opvarmede til 450° ; der dannes da næsten den beregnede Mængde Svovlsyreanhydrid, som fortættes eller ledes i konc. Svovlsyre og derved giver rygende Svovlsyre, $H_2S_2O_7$; ved Opvarmning af denne overdestillerer Svovlsyreanhydrid: $H_2S_2O_7 = SO_3 + H_2SO_4$ (se Side 77).

Egenskaber: Svovlsyreanhydrid har et lavt Smeltepunkt og er ved almindelig Temperatur en farveløs, olieagtig Vædske, men kan ved Afkøling bringes til at krystallisere. Det danner da farveløse Prismes, der smelte ved $14,8^\circ$. Det koger ved 46° og spaltes ved stærk Ophed-

ning i Svovlsyrtinganhydrid og Ilt. Under Luftens Adgang ryger det stærkt og suger Fugtighed til sig, da det med Vand danner Svovlsyre under betydelig Varmeudvikling, $S O_3 + H_2 O = H_2 S O_4$. Opbevares Svovlsyreanhydrid ved Temperaturer under 27° , gaar det meget let over til det polymere *Svovlhexaoxyd*, $S_2 O_6$, navnlig i Berøring med et Spor af Vand; denne Forbindelse danner fine, hvide Naale, som ved Opvarmning til over 50° atter gaar over til Svovlsyreanhydrid.

Opløses Svovlblomster i frisk fremstillet, flydende Svovlsyreanhydrid, udskiller Forbindelsen $S_2 O_3$ sig som blaa Draaber, der stivne til en malakitlignende Masse, som kan opløses i koncentreret Svovlsyre med blaa Farve.

Svovlsyre, $H_2 S O_4$, findes i ringe Mængde i fri Tilstand i enkelte vulkanske Kilder og i nogle amerikanske Floder, men i stor Mængde som svovlsure Salte f. Eks. Gips, $Ca S O_4 + 2 H_2 O$, Tungspat, $Ba S O_4$, Magniumsulfat o. s. v. Ogsaa i Dyre- og Planteriget findes Svovlsyre, væsentligst som svovlsure Salte af Alkalimetaller. Den er i teknisk Henseende den vigtigste af alle Syrer.

Fremstilling: Svovlsyre fremstilles teknisk efter den ovenfor omtalte *Kontaktmetode*, idet man lader det derved dannede Svovlsyreanhydrid indvirke paa Vand: $S O_3 + H_2 O = H_2 S O_4$; store Mængder Svovlsyre faas dog endnu fabrikmæssig ved Iltning af Svovlsyrting ved Hjælp af Salpetersyre og lavere Kvælstofilter i Nærværelse af Vand og Luft. Processen forklares i Almindelighed paa følgende Maade: Salpetersyren ilter Svovlsyrtingen til Svovlsyre, men afltes derved selv til Kvælstofilte $N O$; dette Ilte optager imidlertid direkte Ilt af Luften, hvorved der i Nærværelse af Vanddamp igen dannes Salpetersyre, som ilter en ny Mængde Svovlsyrting til Svovlsyre o. s. v.; samtidigt dannes Kvælstofoverilte $N O_2$, idet Kvælstofilte, $N O$, optager Ilt af Luften: $N O + O = N O_2$. Kvælstofoverilte afgiver ligesom Salpetersyren Ilt til Svovlsyrtingen.

gen og danner Svovlsyre og Kvælstofilte: $N O_2 + S O_2 + H_2 O = H_2 S O_4 + N O$, der atter optager Ilt af Luften. Det ses heraf, at den Ilt, der er nødvendig for at omdanne Svovlsyrtingen til Svovlsyre, til syvende og sidst stammer fra Luften, og man skulde derfor egentlig med samme Mængde Salpetersyre kunne fremstille en ubegrænset Mængde Svovlsyre, naar der blot stadig er tilstrækkelig Luft og Vanddamp til Stede. Ved Fabrikationen lides der dog noget Tab af Salpetersyre, saa at der i Virkeligheden gaar mere Salpetersyre til. Den til Svovlsyrefabrikationen nødvendige Svovlsyrting fremstilles ved Forbrænding af Svovl eller hyppigst ved Ristning af Svovlkis (se S. 71); det dannede *Svovlsyrtinganhydrid* ledes fra Forbrændingsovnen sammen med *Luft* ind i store Blykamre, hvis Vægge, Loft og Gulv dannes af Blyplader, fordi Bly vanskelig angribes af Svovlsyre; fra en Dampkedel ledes samtidigt *Vanddampe* ind i Blykamrene, tillige er der *Salpetersyre* til Stede i disse. Svovlsyren aftappes fra Kammerets Bund, medens den iltfattige Luft ledes igennem et Koks-taarn (*Gay Lussac Taarnet*), i hvilket der flyder stærk Svovlsyre, der optager de Kvælstofilter, som følge med Luften, og som igen søges benyttede. Den saaledes dannede *Kammersyre* indeholder omtrent 67 Proc. Svovlsyre og koncentrerer derpaa først i Blypander, indtil den indeholder omtrent 78 Proc. Svovlsyre, senere i Platin- eller Glaskar. Nu anvendes dog en anden Koncentrationsmetode med et særligt Apparat. Den raa Syre indeholder Urenheder som Blyulfat, Arsenik (fra Svovlkisen) og gaar i Handelen som *engelsk Svovlsyre* (Vitriololie). Ved yderligere Rensning og Destillation faas ren koncentreret Svovlsyre, der dog endnu indeholder 1,3 Proc. Vand.

Egenskaber: Ren, koncentreret Svovlsyre er en farveløs, olieagtig Vædske af Vægtfylde 1,84 og Kogepunkt 338°. Denne Syre indeholder dog endnu ca. 1,3 Proc. Vand. Afkøles den til $\div 35^\circ$, udskilles Krystaller af vandfri Svovlsyre, $H_2 S O_4$; denne lader sig dog ikke destillere uden

delvis Dissociation i Anhydrid og Vand, men giver ved Destillation igen den Syre, der indeholder 98,7 Proc. $\text{H}_2\text{S O}_4$. Fuldstændig Dissociation af $\text{H}_2\text{S O}_4$ i S O_3 og H_2O indtræder ved 450° .

Sovlsyre har betydelig Tiltrækning til Vand og benyttes derfor til Tørring af Luftarter; den blander sig med Vand under betydelig Varmeudvikling; man maa derfor altid ved Fortynding af Sovlsyre helde Syren i en tynd Straale og under Omrøring ned i Vandet, da der i modsat Tilfælde kan indtræde eksplosionsagtige Virkninger. Ved Blandingen af Sovlsyre med Vand indtræder en Rumfangsformindskelse, der naar sit Maksimum, naar der paa 1 Mol. $\text{H}_2\text{S O}_4$ er tilsat 2 Mol. H_2O , 2; naar Sammensætningen svarer til S (O H)_6 . Sovlsyrens stærke Tiltrækning til Vand bevirker, at den berøver mange organiske Stoffer Brint og Ilt i det Forhold, hvori disse danne Vand (altsaa 2 Atomer Brint for hvert Atom Ilt); derfor virker den f. Eks. forkullende paa Sukker, Træ, Papir o. l.

Sovlsyre angriber de fleste Metaller; i nogle Tilfælde virker den paa vedkommende Metal ved *almindelig Temperatur* og i *fortyndet Tilstand* under Udvikling af Brint (se Fremst. af Brint S. 14), i andre Tilfælde virker den i *koncentreret Tilstand* ved *højere Temperaturer* under Udvikling af *Sovlsyrtinganhydrid* (se Fremst. af Sovlsyrtinganhydrid S. 72). Der dannes i alle Tilfælde sovlsure Salte. Platin, Guld og nogle andre sjældne Metaller angribes ikke af Sovlsyre.

Sovlsyredampe sønderdeles ved Glødning (se S. 16) i Vand, Sovlsyrtinganhydrid og Ilt: $\text{H}_2\text{S O}_4 = \text{H}_2\text{O} + \text{S O}_2 + \text{O}$.

Sovlsyre indeholder to Brintatomer, som kunne erstattes af Metal; den er derfor en »tobasisk« Syre, der danner baade normale og sure Salte (se S. 52); den er en stærk Syre og uddriver de fleste andre Syrer af deres Salte, og den finder som Følge deraf Anvendelse i mangfoldige Fabrikationer (Fabrikation af Soda, Superfosfat, Salpetersyre

o. s. v.). I den analytiske Kemi finder den i flere Tilfælde vigtig Anvendelse; ved Ophedning af mangfoldige kvælstofholdige, organiske Stoffer med konc. Svovlsyre, omdannes disses Kvælstof til Ammoniumsulfat, hvorefter Ammoniakmængden kan bestemmes; deraf kan atter Kvælstofmængden i det organiske Stof beregnes (*Kjeldahls Metode*).

Rygende Svovlsyre (Nordhäuser Svovlsyre) faas ved Opløsning af Svovlsyreanhydrid i Svovlsyre (S. 74); tidligere fik man den ved Ophedning af næsten vandfri og delvis iltet Jærnvitriol, hvorved der fordamper Svovlsyreanhydrid, hvoraf en Del med noget samtidigt destillerende Vand forener sig til Svovlsyre: $2 \text{Fe S O}_4 + \text{O} = \text{Fe}_2 \text{O}_3 + 2 \text{S O}_3$; $\text{S O}_3 + \text{H}_2 \text{O} = \text{H}_2 \text{S O}_4$, der opløser Overskud af Anhydrid.

Rygende Svovlsyre er en olieagtig Vædske, der ryger stærkt i Luften; ved Afkøling udskiller den farveløse Krystaller af *Pyrosvovlsyre*: $2 \text{H}_2 \text{S O}_4 \div \text{H}_2 \text{O} = \text{H}_2 \text{S}_2 \text{O}_7$. Pyrosvovlsyren er tobasisk ligesom Svovlsyren og danner tilsvarende Salte. Ved Ophedning spaltes den i Svovlsyre og Svovlsyreanhydrid: $\text{H}_2 \text{S}_2 \text{O}_7 = \text{H}_2 \text{S O}_4 + \text{S O}_3$.

De *svovlsure Salte* (*Sulfater*) ere i Regelen opløselige i Vand; uopløselige eller tungtopløselige ere Sulfaterne af Barium, Bly, Strontium, Calcium og Sølv. I den kemiske Analyse paavises Svovlsyren ved Hjælp af Bariumklorid eller Bariumnitrat, med hvilke Salte den giver uopløseligt Bariumsulfat.

Svovloversyreandrid, $\text{S}_2 \text{O}_7$, dannes ved Indvirkning af den stille elektriske Udladning af stærk Spænding paa en Blanding af ligestore Rumfang tør Svovlsyring og Ilt, og udskiller sig som olieagtige Draaber; det sonderdeles ved Henstand eller Opvarmning i Svovlsyreanhydrid og Ilt: $\text{S}_2 \text{O}_7 = 2 \text{S O}_3 + \text{O}$; Vand sonderdeler det i Svovlsyre og Ilt: $\text{S}_2 \text{O}_7 + 2 \text{H}_2 \text{O} = 2 \text{H}_2 \text{S O}_4 + \text{O}$; opløses det i fortyndet Svovlsyre, indeholder Opløsningen:

Svovloversyre, $\text{H}_2 \text{S}_2 \text{O}_8$, der dannes ved den positive Pol, naar man underkaster 40 Proc.-holdig Svovlsyre Elektrolyse ved forholdsvis lav Temperatur. Denne Syre viser lignende Iltning-

fænomener som Brintoverilte, men afilteres ikke af manganoversurt Kali saaledes som dette.

De svovlsure Salte kaldes *Persulfater*.

Af Svovlets andre Ilttyrer skal nævnes:

Hydrosvovlsyrning, $H_2 S_2 O_4$, der opstaar ved Indvirkning af Brint i Frigørelsesøjeblikket paa Svovlsyrningvand, f. Eks. ved Indvirkning af Zink paa dette, og udmærker sig ved sine kraftigt reducerende Virkninger. Syrens Natriumsalt anvendes i Farveriet og Kattuntrykkeriet til Blegning af Indigo. Den kan betragtes som det til Iltet $S_2 O_3$ (Side 74) svarende Hydrat: $S_2 O_3 + H_2 O = H_2 S_2 O_4$.

Thiosvovlsyre, (s. k. Svovlundersyrning) $H_2 S_2 O_3$, hvis Natriumsalt faas ved Kogning af Natriumsulfit med Svovl: $Na_2 S O_3 + S = Na_2 S_2 O_3$, og anvendes til teknisk Brug og som Reduktionsmiddel. Syren selv kan kun eksistere i fortyndet, vandig Opløsning og er da i højeste Grad ubeständig; den sønderdeles i Løbet af faa Minutter. Derimod er dens Salte, *Thiosulfaterne*, bestandige og krystallisere villigt. Særlig Betydning har dens Natriumsalt, *Natriumthiosulfat*, (s. o.), der anvendes som *Antikior* i Blegeriet og som *Fiksérsalt* i Fotografien.

Dithionsyre, Svovlundersyre, $H_2 S_2 O_6$, faas ved Indvirkning af Svovlsyrning paa Manganoverilte: $2 H_2 S O_3 + Mn O_2 = Mn S_2 O_6 + 2 H_2 O$. Mangansaltet omdannes derefter til Bariumsalt, og Syren frigøres derpaa ved Tilsætning af Svovlsyre.

Selen og Tellur danne Forbindelser, der svarer til Svovlsyrning og Svovlsyre; $Se O_2$ og $Te O_2$ ere faste og krystallinske.

Svovlets Forbindelser med Halogenerne.

Klorsvovl, $S_2 Cl_2$, fremstilles ved at lede Klor over smeltet Svovl. Det er en rødbrun Vædske, som lugter meget ubehageligt og koger ved 138° . Klorsvovl er et udmærket Opløsningsmiddel for Svovl, af hvilket det ved almindelig Temperatur opløser indtil 66 pCt.; en saadan Opløsning er tyk og sirupsagtig; den anvendes ved Vulkanisering af Kautschuk. Klorsvovl sonderdeles langsomt af Vand, idet der dannes Svovlsyrning og frit Svovl: $2 S_2 Cl_2 + 2 H_2 O = S O_2 + 3 S + 4 H Cl$.

Svovldiklorid, $S Cl_2$, er en mørkerød Vædske, som faas, naar man mætter $S_2 Cl_2$ med Klor ved $6-10^{\circ}$; hvis Mætningen foretages ved $\div 22^{\circ}$, faar man *Svovltetraklorid*, $S Cl_4$, som allerede ved 0° for største Delen er dissocieret i $S Cl_2$ og Cl_2 .

Brom og Jod danne ogsaa tilsvarende Forbindelser med Svovl.

Thionylklorid, $S O Cl_2$, faas ved at lede tørt Svovlsyrning-anhydrid over Fosforklorid: $S O_2 + P Cl_5 = S O Cl_2 + P O Cl_3$. Det er en farveløs Vædske, som af Vand sonderdeles til Svovlsyrning og Saltsyre.

Sulfurylklorid, $S O_2 \cdot Cl_2$, er Kloridet af Svovlsyrens Radikal $S O_2$ (se S. 81) og dannes ved at lede tørt Svovlsyrning-anhydrid og tørt Klor sammen i Nærværelse af Kamfer. Ogsaa dette Klorid er en farveløs Vædske; det spaltes af Vand i Svovlsyre og Saltsyre: $S O_2 Cl_2 + 2 H_2 O = H_2 S O_4 + 2 H Cl$.

Klorsulfonsyre, $S O_2 \overset{Cl}{OH}$, faas ved Indvirkning af tør Klorbrinte paa Svovlsyreanhydrid og er en farveløs, vægtfyldig Vædske, som sonderdeles af Vand, idet der dannes Svovlsyre og Saltsyre: $S O_2 \overset{Cl}{OH} + H O H = S O_2 \overset{OH}{OH} + H Cl$.

Beregningsopgaver:

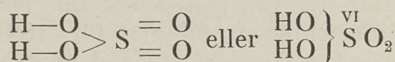
- 1 Hvormegen Svovlsyre kan faas af 100 Kilogram Svovlkis?
- 2 Hvormeget Svovlsyreanhydrid dannes ved Ophedning af 10 Kilogr. afvandet Jærnvitriol ($Fe S O_4$)?

Empiriske og rationelle Formler. Radikaler.

Læren om Grundstoffernes Gyldighed (Valens) (S. 38) sætter os i Stand til at give de kemiske Formler en fylligere Form, idet vi ved Hjælp af den blive i Stand til at give et Billede af vore Anskuelser om den Maade, paa hvilke Atomerne ere bundne til hinanden i Molekulet af en kemisk Forbindelse.

Da Ilt er togyldig og Brint engyldig, kunne vi omskrive den sædvanlige Formel for Vand, H_2O , til $H-O-H$, idet vi med Stregerne betegne Valensernes Antal; den sidste Formel viser, at vi antage, at hver Valens hos det togyldige Iltatom binder sit Brintatom.

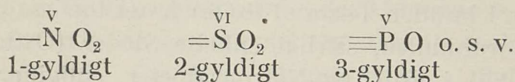
Svovlsyrens Formel er H_2SO_4 ; vi kunne imidlertid betegne den som



idet vi hermed udtrykke, at Svovlatomet i Svovlsyren er seksgyldigt, og at Atomerne binde hinanden paa den ved Stregerne antydede Maade. Gyldigheden antydes ofte ved Romertal, der anbringes over vedkommende Grundstofs Bogstavtegn. Medens de almindelige Formler: H_2O , H_2SO_4 , NH_3 , C_2H_6O o. s. v., benævnes *empiriske Formler*, kaldes de fornævnte *rationelle Formler*, fordi de udtrykke den Anskuelse om Grundstoffernes Gruppering indenfor Forbindelsen, som vi have dannet os efter Forbindelsens kemiske Forhold. Den Maade, hvorpaa Atomerne ere bundne til hinanden i Molekulet ved Hjælp af Valenserne, kalder man vedkommende Forbindelses *Konstitution* eller *Struktur*, og de Formler, der udtrykke Bindingsmaaden, kaldes *Konstitutions-* eller *Strukturformler*; disse ere Nutidens rationelle Formler.

Radikalbegrebet. Ved et Radikal forstaa vi en Gruppe af Atomere, der uforandret kan overføres gennem en Række Forbindelser.

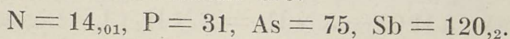
Betragte vi f. Eks. Ammoniumsaltene: $\text{N H}_4 \text{Cl}$, $\text{N H}_4 \text{N O}_3$, $(\text{N H}_4)_2 \text{S O}_4$, $(\text{N H}_4)_2 \text{C O}_3$ o. s. v., finde vi, at disse alle indeholde Atomgruppen N H_4 , der uforandret overføres gennem hele Saltrækken; Gruppen N H_4 er derfor et Radikal; Kvælstofatomet N er i disse Forbindelser femgyldigt; Radikalet $-\text{N}\equiv\text{H}_4$ har derfor en Valens tilovers hos Kvælstoffet, ved hvilket det kan bindes til et andet Atom; det forholder sig altsaa som et engyldigt Grundstofatom. *Radikalerne ere saaledes Atomgrupper, der spille samme Rolle som et enkelt Atom*; de kunne ligesom enkelte Atomer have forskellig Gyldighed



Eksempler paa saadanne Radikaler træffes saavel i den uorganiske som i den organiske Kemi. Af de væsentligste skal her blot nævnes Radikalet, *Hydroxyl*, O H , der er *engyldigt* — ligesom Radikalet N H_2 , *Amid* — og har ganske særlig Betydning. — I den ovenfor anførte rationelle Formel for Svovlsyren findes Gruppen S O_2 ; denne er, som nævnt, togyldig, og benævnes Svovlsyrens Radikal; *ved et Syreradikal forstaa vi den Gruppe, som i Syrens Molekul er bundet til Hydroxyl*.

Kvælstofgruppen.

Til denne Gruppe høre de *tre-* eller *femgyldige* Grundstoffer *Kvælstof*, *Fosfor*, *Arsen* og *Antimon*; ogsaa her indtager det første Led i flere Henseender en særlig Stilling. *Med tiltagende Atomvægt aftager ogsaa i denne Række Smelteligheden og Flygtigheden, medens Vægtfylden tiltager, og de metalliske Egenskaber blive mere fremtrædende*. Atomtallene ere:



Brintforbindelsernes basiske Egenskaber aftage med stigende Atomtal: N H_3 forener sig let direkte med Syrer,

As H_3 og Sb H_3 forene sig ikke med Syrer. Iltens syredannende Evne aftager ligeledes med stigende Atomtal.

Til denne Gruppe slutter sig i enkelte Henseender *Vismut*, Bi = 208,0, som dog i andre Henseender slutter sig nær til Metallerne.

Kvælstof.

N = 14,01.

Forekomst: I fri Tilstand findes Kvælstof i den atmosfæriske Luft, af hvilken det efter Rumfang udgør omtrent $\frac{4}{5}$. I bunden Tilstand findes Kvælstof i salpetersure Salte i Jordbunden, særligt enkelte Steder (Ostindien og Sydamerika) i Kali- og Natronsalpeter, endvidere i Ammoniak, der dannes i Jorden ved Forraadnelse af kvælstofholdige organiske Stoffer; fremdeles er Kvælstof en væsentlig Bestanddel af Dyrets og Plantens Organisme, hvor det findes i de saakaldte *Æggehvide*stoffer, i Kød, Brusk, Haar o. s. v. Kvælstofholdige Stoffer ere derfor nødvendige saavel til Dyrenes som til Planternes Ernæring. I Stenkul, der stamme fra Forverdenens Planter, findes ogsaa mindre Mængder Kvælstof, hvilket har stor Betydning for Fremstillingen af Ammoniumsalte.

Fremstilling: Berøver man den atmosfæriske Luft Ilt, idet man leder en langsom, kulsyrefri Luftstrøm hen over glødende Kobber, forbliver Kvælstoffet i fri Tilstand og kan opsamles over Vand, medens der samtidigt dannes Kobberilte, Cu O. Det saaledes fremstillede Kvælstof indeholder *Argon* m. m. (s. n.).

Af Ammoniak, NH_3 , kan Kvælstof frigøres, idet man leder Klor til *Overskud* af Ammoniakvand, hvorved Ammoniakkens Brint bindes til Klor: $NH_3 + 3Cl = 3HCl + N$; den dannede Klorbrinte forener sig med Ammoniak til Salmiak: $3HCl + 3NH_3 = 3NH_4Cl$. Ligeledes faas Kvælstof ved Ophedning af salpetersyrlig Ammoniak: $NH_4NO_2 = N_2 + 2H_2O$; lettest faas Kvælstof ved Kog-

ning af lige Dele salpetersyrligt Kali, Salmiak og tvekromsurt Kali med fem Dele Vand.

Egenskaber: Kvælstof er en farveløs Luftart uden Lugt og Smag; det nærer ikke Forbrændingen eller Aandedrættet (deraf Navnet). Dets Vægtfylde er 0,967. Af Vand opløses det kun i meget ringe Mængde; 1 Liter Vand opløser ved 10° 16,1 Ccm. Kvælstof; det fortættes først ved samtidig Anvendelse af lav Temperatur og højt Tryk; flydende Kvælstof koger ved \div 195°; det bliver fast ved \div 214°. Særlig karakteristisk for Kvælstoffet er dets *ringe Tiltrækning til andre Grundstoffer*; det forener sig ved almindelig Temperatur ikke direkte med noget Grundstof; ved Glødhede forener det sig direkte med Bor, Silicium, Lithium, Calcium, Magnium og enkelte andre Grundstoffer; herved dannes saakaldte *Nitrider*. Med Ilt forener det sig, naar elektriske Gnister slaa igennem en tør Blanding af Kvælstof og Ilt; herved dannes Kvælstofoverilte, N O₂.

Luften. Den atmosfæriske Luft, der omgiver Jorden i mindst 10 Miles Højde, bestaar af Ilt, Kvælstof, Argon og Kulsyre, vekslende Mængder Vanddampe og Ammoniak samt Heliumgruppens Grundstoffer (s. n.); endvidere indeholder Luften altid Kim til de mikroskopiske Organismer, der fremkalde Gæring, Forraadnelse og Sygdomme.

Fuldstændig tør Luft har gennemsnitligt Sammensætningen:

	Efter Rumfang	Efter Vægt
Ilt	20,99	23,147
Kvælstof	78,03	75,514
Argon*)	0,95	1,292
Kulsyre	0,03	0,047

*) Heri indbefattet Helium, Neon, Krypton og Xenon i særdeles ringe Mængder.

1 Liter Luft vejer ved 0° og 760^{mm} Tryk $1,293$ Gram; den vejer $14,37$ Gange saameget som en Liter Brint og $\frac{1}{773}$ af en Liter Vand. Luften kan ved meget lav Temperatur og højt Tryk fortættes til en farveløs Vædske, der er en Blanding af flydende Ilt, Kvælstof og Argon og begynder at koge ved ca. $\div 195^{\circ}$.

Forholdet mellem Mængden af Kvælstof og Ilt i Luften er overalt paa Jorden næsten det samme; alligevel er Luften ikke nogen kemisk Forbindelse, men kun en Blanding af disse Luftarter, thi Kvæstoffet og Ilten indgaa ikke deri i Forhold, der nøjagtigt svare til deres Atomvægt, og de genfindes deri med deres oprindelige Egenskaber; blandes Kvælstof og Ilt i det Forhold, hvori de findes i Luften, finder der heller ikke nogen Varmetoning Sted, saaledes som ved Dannelsen af de kemiske Forbindelser. At der foreligger en Blanding af Kvælstof og Ilt, viser sig ogsaa derved, at der ved Rystning af Luft med Vand optages en forholdsvis mere iltholdig Luftblanding i Vandet, idet Ilt er mere opløselig i Vand end Kvælstof (S. 18), samt ved at man, naar flydende Luft koger, væsentligst faar Kvælstof overdestilleret. Den i Vand opløste Luft indeholder omtrent 1 Rumfang Ilt paa hver 2 Rumfang Kvælstof.

Ved Dyrenes Aandedræt saavel som ved Forbrænding, Formuldning og Forraadnelse tilføres der stadigt Luften en betydelig Mængde Kulsyre samtidigt med, at der berøves den en stor Mængde Ilt, men omvendt tilføres der ved Planternes Livsproces Luften en rigelig Mængde Ilt, medens der forbruges en stor Mængde Kulsyre; ved disse hinanden modsatte Processer (S. 18) bevirkes det, at Luftens S sammensætning forbliver væsentlig den samme. Ved Forraadnelsen udvikles der en Del Ammoniak, der fra Luften igen tilføres Jorden ved Regn og kan komme Plantevæksten til Gode, idet Planterne derigennem forsynes med en dog kun ringe Del af deres Kvælstof; kun faa Planter (Bælgplanter) formaa paa en mere

direkte Maade at udnytte Luftens Kvælstof, idet de i Symbiose med visse Knoldbakterier ere i Stand til at sprænge Kvælstofmolekulerne ved almindelig Temperatur og at overføre de saaledes løsnede Kvælstofatomer i organiske Kvæstofforbindelser.

Luftens Ammoniakiindhold er meget ringe, nemlig omtrent 1 Del i 1000000 Dele Luft. Mængden af Vanddampe i Luften udgør 50—75 Procent af den Vandmængde, der vilde fordres til fuldstændig Mætning af Luften med Vanddampe.

Samtlige Hovedbestanddele i Luften ere nødvendige for det organiske Liv. Kvælstoffet er et nødvendigt Fortyndingsmiddel for Ilten, der i ublandet Tilstand vilde virke for stærkt iltende ved Aandedrætsprocessen; Ilten er nødvendig for Planternes Liv og derigennem for Dyrenes; det samme gælder Vanddampene i Luften, idet enhver Organisme vilde hentørres i fuldstændig tør Luft.

Luftens Indhold af Kvælstof, Ilt, Kulsyre og Vanddamp kan bestemmes, idet man lader et afmaalt Rumfang Luft passere gennem flere vejede Rør med Calciumklorid, der tilsuger Vandet, derefter gennem flere vejede Rør med Kaliumhydroxyd, der tilsuger Kulsyren, og endelig igennem et vejlet Rør med glødende Kobber, der optager Ilten. Vejes disse Rør, efter at Forsøget er tilendebragt, angiver Vægtforøgelsen Mængden af Vanddamp, Kulsyre og Ilt i den anvendte Mængde Luft; Resten er Kvælstof og Argon m. v.

Mængden af Kvælstof og Ilt kan ogsaa bestemmes derved, at man bringer et bestemt Rumfang kulsyrefri Luft op i et i den ene Ende lukket, inddelt Glasrør (*Eudiometer*) over Kvægsølv, og derpaa tillader tilstrækkelig Brint; lader man da elektriske Gnister slaa over mellem to Platintraade, der ere indsmeltede i den øvre Ende af Røret, vil Brinten under Eksplosion forene sig med den afspærrede Lufts Ilt, idet der dannes Vand; herved formindskes Luftrumfanget inde i Eudiometret: (idet 1 Rumf. Ilt har forenet sig med 2 Rf. Brint): $\frac{1}{3}$ af Rumfangsformindskelsen — beregnet til 0^o og 760 mm Tryk — svarer til det Rumfang Ilt, der findes i det undersøgte Rumfang Luft.

Lavoisier udførte i 1774 sine berømte Forsøg over Luftens Sammensætning; at Kvælstoffet var et Grundstof, viste han først i 1787.

Heliumgruppen. Denne Gruppe omfatter en Række Grundstoffer, som alle ere Luftarter og findes i den atmosfæriske Luft, hvoraf de ogsaa fremstilles. Gruppen omfatter *Helium*, *Neon*, *Argon*, *Krypton* og *Xenon*.

I 1894 gjorde Lord Rayleigh den Iagttagelse, at det Kvælstof, som var fremstillet af den atmosfæriske Luft havde en lidt højere Vægtfylde end det, der var fremstillet ved Sønderdeling af Kvælstofforbindelser; 1 Liter Luftkvælstof vejede 1,2572 Gram, medens 1 Liter Kvælstof, fremstillet af Ammoniak eller andre Kvælstofforbindelser kun vejede 1,2505 Gram. Dette tydede paa, at det atmosfæriske Kvælstof maatte indeholde en vægtfyldigere Luftart; det lykkedes *Rayleigh* og *Ramsay* at isolere denne Luftart, som de kaldte *Argon* *Ramsay* at isolere denne Luftart, som de kaldte *Argon* (*ἄν ἔργον*, uden Virkning) paa Grund af dens Mangel paa Evne til at forene sig med andre Grundstoffer. Argon fremstilles af Luften derved, at denne efter at være befriet for *H₂*, *Kulsyre* og Vand, ved Glødhede ledes hen over Magnium eller over en Blanding af Magnium og Calcium (ilte); Magnium og Calcium forener sig med Kvælstof ved Glødhede, men ikke med Argon. Af 157 Liter atmosfærisk Luft fik *Ramsay* omtrent 2,5 Liter af en argonrig Luftblanding, som yderligere maatte renses for Kvælstof. — Produktet indeholder foruden Argon tillige Heliumgruppens andre Grundstoffer. For at skille Argon og disse Grundstoffer fra hinanden sammentrykkes Blandingen i et Rør, som afkøles i flydende Luft til -185° ; derved fortættes Argon, Krypton og Xenon til en Vædske, hvori Neon og Helium holde sig opløste; tager man nu Røret op af den flydende Luft, da stiger dets Temperatur; derved fordampes Neon og Helium først, blandet med rigeligt Argon; derefter destillerer Argon, medens Krypton og Xenon kommer tilsidst; ved at gentage denne »brudte« Destillation kan man tilsidst faa Argon, Krypton og Xenon skilte fra hinanden og fra Helium og Neon; de to sidstnævnte forblive blandede, da de endnu ved -180° ere luftformige. Afkøler man dem i flydende Brint ved -240° , kan man dog skille dem fra hinanden, thi ved denne lave Temperatur vil Neon fryse, medens Helium vedbliver at være luftformig. — Helium faas ogsaa ved Opvarmning af visse Mineralier, f. Eks. *Cleveit*. Alle disse Luftarter give karakteristiske Spektre; Heliumspektret er allerede iagttaget 1868 i Solens Kromosfære, altsaa længe inden Grundstoffets Tilstedeværelse i Luften blev bemærket. — Luften indeholder i 100 Rumfang 0,95 Rf. af Heliumgruppens Grundstoffer; den aller største Del heraf er Argon; de øvrige ere kun tilstede i overordentlig ringe

Mængde, for Xenons Vedkommende i saa ubetydelig Mængde, at der er mindre Xenon i Luften, end der er Guld i Havvandet.

Argon forekommer ogsaa i flere Kilder, f. Eks. Geysir, og er en farveløs Luftart, som har Vægtfylden $1,38$ i Forhold til Luft; det kan fortættes til en farveløs Vædske, som koger ved $\div 186^{\circ}$ og bliver fast faa Grader under Kogepunktet. 100 Liter Vand opløse ved 12° ca. 4 Liter Argon. Man kender ingen Forbindelser af Argon.

Helium forekommer i visse Mineralier, navnlig Cleveit, hvoraf det faas ved Ophedning, og er ligesom Argon en farveløs Luftart, hvis Vægtfyldte i Forhold til Luft kun er $0,137$; det kan fortættes til Vædske, men dets Kogepunkt er meget lavt; det bliver endnu ikke flydende ved $\div 259^{\circ}$ og et Tryk paa 60 Atmosfærer. Man kender hidtil ingen Forbindelser af Helium.

Atomtallene for Heliumgruppens Elementer ere: Helium = 4, Neon = 20, Argon = $39,9$, Krypton = $81,8$, Xenon = 128 (?).

Kvælstoffets Brintforbindelser.

Kvælstoffet danner fem Brintforbindelser, nemlig *Ammoniak*, NH_3 , *Hydrazin*, N_2H_4 , *Kvælstofbrintesyre*, N_3H , samt den sidstnævntes Forbindelser med Ammoniak og Hydrazin: $NH_3 \cdot N_3H$ eller N_4H_4 og $N_2H_4 \cdot N_3H$ eller N_5H_5 . Af disse Forbindelser har Ammoniak den væsentligste Betydning.

Ammoniak, NH_3 . *Forekomst*: Ammoniak findes bunden til Syrer i ringe Mængde i Luften (se Side 85), i Regnvand og i Jordbunden; ogsaa Brønd- og Flodvand indeholde ofte Ammoniak; Ammoniumnitrat dannes ved Indvirkning af elektriske Gnister paa fugtig Luft, Ammoniumnitrit maaske ved Vandets Fordampning; Ammoniumkarbonat dannes ved Forraadnelse af organiske Stoffer og findes i Agerjorden.

Fremstilling: Ammoniak fremstilles altid ved Indvirkning af stærke Baser paa Ammoniumsalte, i Regelen ved Opvarmning af Ammoniumklorid (Salmiak) med læ-

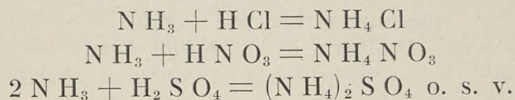
sket Kalk: $2 \text{N H}_4 \text{Cl} + \text{Ca (O H)}_2 = 2 \text{N H}_3 + 2 \text{H}_2 \text{O} + \text{Ca Cl}_2$. Tidligere blev Salmiak fremstillet ved tør Destillation af Kamelgødning i Ægypten og fik Navnet Sal ammoniacum efter Zeus Ammon's Oase. Nu vindes Ammoniak og Ammoniumsaltene altid som Biproduct ved Fremstillingen af Belysningsgas, idet Stenkullenes Kvælstof ved tør Destillation væsentligst bliver til Ammoniak, der opfanges i Vand; den dannede Opløsning (*Gasvand*) indeholder Ammoniumkarbonat og underkastes Destillation med Kalk, hvorved frigøres Ammoniak, som opfanges i Svovlsyre. Herved faas Ammoniumsulfat, hvoraf ren Ammoniak vindes ved Ophedning med læsket Kalk (s. o.). Den paa nævnte Maade fremstillede luftformige Ammoniak er fugtig og maa, saafremt den skal tørres, ledes over brændt Kalk, da de sædvanlige Tørringsmidler, konc. Svovlsyre eller Calciumklorid, forene sig med Ammoniak til kemiske Forbindelser og derfor ikke kunne anvendes.

Ved Indvirkning af Induktionsgnister paa en Blanding af Kvælstof og Brint dannes en ringe Mængde Ammoniak, men der indtræder snart Ligevægt mellem Kvælstof, Brint og Ammoniak: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{N H}_3$; dog kan Blandingen efterhaanden fuldstændig overføres til Ammoniak, naar den stadig er i Berøring med en Syre, som indsuger den dannede Ammoniak og danner et Salt med denne. Paa denne Maade fremstilles Ammoniak nu syntetisk, idet Blandingen af Brint og Kvælstof ved 200 Atmosfærer og ved c. 500° ledes over en Katalysator (f. Eks. Uran) og derefter gennem flydende Luft, hvorved Ammoniakken fortættes, medens Brint og Kvælstof paany ledes over Katalysatoren o. s. v. Lader man omvendt Induktionsgnister slaa gennem luftformig Ammoniak, spaltes denne saaledes, at 2 Rumfang Ammoniak giver 1 Rumfang Kvælstof og 3 Rumfang Brint; der bliver dog en ringe Mængde Ammoniak usønderdelt tilbage, eftersom der ogsaa her indtræder den ovennævnte Ligevægt (smlgn. Side 57).

Egenskaber: Ammoniak er en farveløs Luftart af en ejendommelig stikkende og rivende Lugt; dens Vægtfylde er kun 0,59, og den kan derfor ligesom Brint opsamles i et Kar, der holdes med Bunden i Vejret. Vand indsuger betydelige Mængder Ammoniak, idet 1 Liter Vand opløser ca. 1100 Liter Ammoniak ved 0°; derfor kan Ammoniak ikke opsamles over Vand; derimod kan det opsamles over Kvægsølv. Den vandige Opløsning af Ammoniak kaldes *Ammoniakvand* eller *Salmiakspiritus*. Ved Kogning af denne udrives Ammoniakken. Ammoniak fortættes ved ÷ 40° eller ved 7 Atmosfærers Tryk til en farveløs Vædske, der koger ved ÷ 32,5°; denne forbruger ved sin Fordampning en betydelig Mængde Varme og finder derfor Anvendelse til Frembringelse af kunstig Kulde (*Carrés Ismaskine*). Flydende Ammoniak bringes nu i Handelen i vandfri Tilstand. Den hører til de faa Stoffer, som har højere Varmefylde end Vand (1,02 imellem 0° og 20°).

Ammoniak kan ikke brænde i Luft, men derimod i ren Ilt; ved Forbrændingen dannes Vand, Kvælstof, Salmetersyringanhydrid og Kvælstofoverilte.

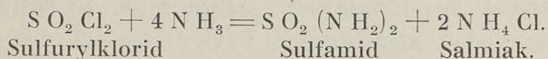
Det ovenfor omtalte Ammoniakvand er mindre vægtfyldigt end Vand og har i koncentreret Tilstand en Vægtfylde af 0,87. Det forholder sig som en stærk Base overfor Syrer og reagerer stærkt alkalisk; *Ammoniak har nemlig den Egenskab direkte at forene sig med Syrer og derved at danne Salte (Ammoniumsalte):*



Radikalet N H_4 , der findes i disse Salte, spiller samme Rolle som et engyldigt Metal og benævnes *Ammonium*; det erstatter et Brintatom i Syrerne. Ammoniakvand forholder sig, som om det indeholdt den Base, der svarer til Ammonium, altsaa $\text{N H}_4 \cdot \text{O H}$, og virker derfor i mange Henseender ligesom en Opløsning af Kalium- eller Na-

triumhydroxyd, idet det fælder mange Metalhydroxyder af deres tilsvarende Salte, f. Eks.: $\text{Fe Cl}_3 + 3 \text{N H}_3 + 3 \text{H}_2 \text{O} = \text{Fe (OH)}_3 + 3 \text{N H}_4 \text{Cl}$. For Gruppen N H_4 bruges ofte den kortere Betegnelse Am.

Leder man Ammoniak over ophedet Natrium (eller Kalium), da dannes der *Natriummamid*, Na N H_2 . Gruppen N H_2 , som findes heri, kaldes *Amid* og lader sig let indføre i andre Forbindelser i Stedet for Klor, Hydroxyl og Brint, navnlig ved Indvirkning af Ammoniak paa visse Klorforbindelser, f. Eks.



Sulfamid er et farveløst, krystallinsk Stof, som langsomt opløses i Vand og i Opløsningen langsomt gaar over til Ammoniumsulfat.

Hydrazin eller *Diamid*, $\text{N}_2 \text{H}_4$, fremstilles nu efter *Raschigs* Metode ved Indvirkning af Natriumhypoklorit paa Ammoniak. Herved dannes først Kloramid, $\text{N H}_2 \text{Cl}$, som med mere Ammoniak giver Hydrazinklorhydrat: $\text{N H}_3 + \text{Na Cl O} = \text{N H}_2 \text{Cl} + \text{Na O H}$ og: $\text{N H}_2 \text{Cl} + \text{N H}_3 = \text{N H}_2 \cdot \text{N H}_2 \cdot \text{H Cl}$. Ved at bruge en Katalysator som en Limopløsning eller en Albuminopløsning kan 80 pCt. af Ammoniakken omdannes til Hydrazin. Hydrazin danner et Hydrat $\text{N}_2 \text{H}_4 \cdot \text{H}_2 \text{O}$, som koger ved 120° : af dette Hydrat faas det vandfri Hydrazin ved Indvirkning af Baryt og Destillation under formindsket Tryk som en Vædske, der koger ved $113,5^\circ$, og som ved Afkøling stivner; det faste Hydrazin smelter allerede ved $1,4^\circ$. Hydrazin virker i Opløsning som en stærk Base og danner mange Salte; dets konc. vandige Opløsning virker paa organiske Stoffer ligesom Kaliumhydroxyd. Hydrazin er et *kraftigt Reduktionsmiddel*.

Kvælstofbrintesyre, $\text{N}_3 \text{H}$, kan faas ved at lede Kvælstof-forilte, $\text{N}_2 \text{O}$, over Natriumamid (s. o.) ved højere Temperatur: $2 \text{Na N H}_2 + \text{N}_2 \text{O} = \text{Na N}_3 + \text{Na O H} + \text{N H}_3$; af det herved dannede Natriumsalt Na N_3 danner man Blysaltet, $\text{Pb (N}_3)_2$, som destilleres med fortyndet Svovlsyre, hvorved man faar en Opløsning af Kvælstofbrintesyre. Den rene Syre er en yderst eksplosiv Vædske, der koger ved 37° og har en gennemtrængende Lugt. Nu fremstilles Natriumsaltet ved at koge Hydra-

zinhydrat med Amylnitrit og Natron i Vinaand: $\text{N H}_2 \text{N H}_2 + \text{Na N O}_2 = \begin{array}{c} \text{N} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \parallel \\ \text{N} \end{array} \text{N Na} + 2 \text{H}_2 \text{O}$. Den minder i flere Henseender om Klorbrinten og giver ligesom denne et uopløseligt Sølv salt.

Hydroxylamin, $\text{N H}_2 \text{O H}$, dannes ved Reduktion af flere af Kvælstoffets Iltforbindelser, f. Eks. ved Indvirkning af Tin paa fortyndet Salpetersyre. I vandfri Tilstand er Hydroxylamin et fast Stof, som er letopløseligt i Vand og da viser særk alkalisk Reaktion; det danner Salte med Syrer og virker stærkt reducerende.

Beregningsopgaver:

1) Hvor megen Ammoniak kan der faas af 100 Kilogram Salmiak?

2) Hvormegen Salmiak og Kalk behøves der til Fremstilling af 10 Kilogram 20 pCt. holdigt Ammoniakvand?

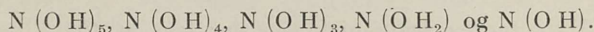
3) Hvormegen Ammoniak vilde 1 Centner Stenkul kunne give, saafremt de indeholdt 2 Procent Kvælstof, og saafremt hele Kvælstofindholdet blev overført til Ammoniak?

Kvælstoffets Ilt og Iltsyrer.

Kvælstoffet har, som tidligere omtalt, ringe Tiltrækning til Ilt og kan kun bringes i direkte Forbindelse med dette Grundstof ved Indvirkning af meget høj Temperatur (den elektriske Lysbue) paa Blandingen af begge. De nævnte Grundstoffer danne dog fem forskellige Forbindelser med hinanden, af hvilke nogle ere *Syreanhydrider*; til disse svare kvælstofholdige Syrer, af hvilke *Salpetersyre* er den vigtigste; denne Syre eller dens Salte danne Udgangspunktet for Fremstillingen af de øvrige Kvæstofilter. Efter nævnte Kvæstofilter og kvæstofholdige Syrer omtales i det følgende:

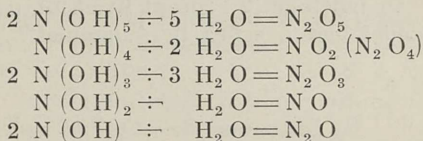
$N_2 O_5$	Salpetersyreanhydrid, hvortil svarer
$H N O_3$	Salpetersyre.
$N_2 O_4, (N O_2)$.	Kvælstofoverilte, »Salpeterundersyre«.
$N_2 O_3$	Salpetersyrtinganhydrid, hvortil svarer
$H N O_2$	Salpetersyrting.
$N O$	Kvæstoffilte.
$N_2 O$	Kvæstofforilte, hvortil svarer
$H_2 N_2 O_2$	Salpeterundersyrting.

Man kan opfatte disse Forbindelser under et fælles Synspunkt, naar man gaar ud fra, at Kvælstoffet i det højeste formaar at binde 5 engyldige Atomer, og at ogsaa den engyldige Gruppe Hydroxyl, $O H$, kan træde i Stedet for hvert af disse. Tænker man sig Kvælstofatomet forbundet med 1 til 5 Hydroxylgrupper, har man

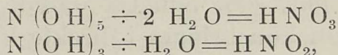


Men disse Forbindelser kunne ikke bestaa, uden at der indtræder delvis eller fuldstændig Fraspaltning af Vand, $H_2 O$.

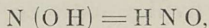
Ved fuldstændig Fraspaltning af Vand kan man af dem aflede alle Kvælstoffets Ilter:



Fuldstændig Fraspaltning af Vand finder Sted øjeblikkeligt i de Tilfælde, hvor der findes et lige Antal Hydroxylgrupper, altsaa ved $N(OH)_4$ og $N(OH)_2$. I de andre Tilfælde foregaar Fraspaltningen i Virkeligheden kun delvis som følger:



hvorved man faar de enbaiske Syrer *Salpetersyre*, $H N O_3$, og *Salpetersyrting*, $H N O_2$, eller Forbindelsen eksisterer i meget ubestandig Tilstand, saaledes som Tilfældet er med



der dog straks polymeriseres til $H_2 N_2 O_2$.

Salpetersyreanhydrid, $N_2 O_5$, faas ved Indvirkning af Fosforsyreanhydrid, som er det stærkeste vandsugende Middel, man kender, paa Salpetersyre og danner hvide

Krystaller, der ved Ophedning spaltes i Kvælstofoverilte og Ilt ($N_2 O_5 = N_2 O_4 + O$), og med Vand forene sig til

Salpetersyre, $H N O_3$. *Forekomst*: Salpetersure Salte findes i Naturen. Kalisalpeter findes navnlig i Ostindien; Natronsalpeter i Chile (Chilisalpeter) og Kalifornien. Salpetersur Kalk (Calciumnitrat) findes almindeligt i Agerjord og opstaar her af den ved de kvælstofholdige organiske Stoffers Forraadnelse dannede Ammoniak, idet denne i Nærværelse af kulsur Kalk, Fugtighed, Luft og Gæringsorganismer danner det nævnte Calciumsalt.

Fremstilling: Ren Salpetersyre fremstilles af Kalieller Natronsalpeter (Chilisalpeter) ved Destillation med koncentreret Svovlsyre: $Na N O_3 + H_2 S O_4 = Na H S O_4 + H N O_3$. Almindelig Salpetersyre af Vf. 1,35 og indeholdende 60 pCt. $H N O_3$ faas ved Destillation af Salpeter med Kammersyre (se Svovlsyre). Absolut (vandfri) $H N O_3$ faas ved Destillation i Vakuum af den rene Handelssyre (Vf. 1,5).

Anvender man den dobbelte Mængde Salpeter og tillige højere Temperatur, foregaar Processen efter Ligningen: $2 K N O_3 + H_2 S O_4 = K_2 S O_4 + 2 H N O_3$, men en Del af den dannede Salpetersyre spaltes da i Ilt, Vand og Kvælstofoverilte, hvilken sidste opløses i Salpetersyren og giver denne en rødbrun Farve; denne rødbrune Salpetersyre kaldes *rygende Salpetersyre*. Indeholder det til Fremstillingen anvendte Salpeter Klormetaller, destillerer der tillige Saltsyre over; denne fjernes let, idet den destillerer først over; man skifte da Forlag, naar Destillatet er saltsyrefrit. (Om Fremst. af Salpetersyre af atmosfærisk Luft se Kvæstoffilte S. 96.)

Egenskaber: Den absolut rene Salpetersyre er en farveløs, rygende Vædske, der har Vægtfylden 1,56 ved 0° , fryser ved -42° og koger ved 86° ; dens Kogepunkt stiger under Kogningen, indtil det bliver konstant ved $120,5^{\circ}$ (smlgn. Saltsyre Side 53); Syren har da en Vægtfylde af

1,41 og indeholder 68 Procent Salpetersyre. Dette Produkt er ikke nogen ensartet Forbindelse, men indeholder utvivlsomt hovedsagelig Forbindelsen $N(OH)_5$. Koncentreret Salpetersyre sønderdeles let i Lyset og ved Opvarmning, idet den delvis spaltes i Ilt, Vand og Kvælstofoverilte, der opløses i Syren og farver denne gul ($2 HNO_3 = O + H_2O + 2 NO_2$). Ved 260° er Sønderdelingen fuldstændig. Den er et ret kraftigt og almindeligt anvendt Iltningsmiddel, idet den ilter de fleste Metalloider til tilsvarende Syrer, f. Eks. Svovl til Svovlsyre, Jod til Jodsyre o. s. v., og opløser de fleste Metaller, dog ikke Guld og Platin, hvorved der dannes salpetersure Salte, samtidigt med at Syren afilteres til lavere Kvælstofilter; denne Aftning finder Sted, fordi den Brint, der dannes ved Syrens Indvirkning paa Metallet i Frigørelsesøjeblikket berøver Salpetersyren Ilt og danner Vand, f. Eks.: $2 HNO_3 + 6 H = 2 NO + 4 H_2O$. Salpetersyren virker ogsaa stærkt iltende paa mange organiske Stoffer, f. Eks. paa Sukker, Stivelse, Æggehvideoffer o. a.; andre organiske Stoffer paavirkes af Salpetersyre, idet Syrens Radikal træder ind i Stedet for Brint; der dannes enten Nitrater eller s. k. *Nitroforbindelser*, der ofte ere eksplosive. Salpetersyre affarver Indigo og flere Plantefarvestoffer; den farver Huden gul. Da Salpetersyre opløser Sølv men ikke Guld, kan den benyttes til at skille disse to Metaller fra hinanden; den kaldes derfor ofte *Skedevand* (Scheidewasser, 2: Skillevand).

En Blanding af 3 Dele Saltsyre og 1 Del Salpetersyre kaldes *Kongevand* og opløser Guld og Platin, idet der ved Salpetersyrens Indvirkning paa Saltsyren dannes frit Klor, der forener sig med Metallet.

Salpetersyrens Anvendelse i Svovlsyrefabrikationen er tidligere omtalt (S. 74—75); til Fremstilling af Sprængstoffer anvendes store Mængder Salpetersyre; ogsaa i Fabrikationen af Tjærefarvestoffer finder denne Syre megen Anvendelse.

Salpetersyren har allerede været fremstillet af *Geber* i det 8de Aarhundrede.

De salpetersure Salte (Nitrater) ere opløselige i Vand; ved Ophedning afgive de Ilt, og de fleste af dem spaltes tilsidst fuldstændig, idet der efterlades Metalilte. Ved Ophedning med iltholdige Stoffer virke de som kraftige Iltningsemidler; herpaa beror Anvendelsen af Kaliumnitrat til Krudt (se dette).

Ved Ophedning af godt tørret Blynitrat dannes:

Kvælstofoverilte, («*Salpeterundersyre*», *Kvælstofperoxyd*), $N_2 O_4$ eller $(N O_2)_2$, idet $Pb N_2 O_6 = Pb O + N_2 O_4 + O$; denne Forbindelse, der iøvrigt ikke er nogen Syre, da den ikke indeholder Brint og ikke danner tilsvarende Salte, er ved almindelig Temperatur en *brun* Vædske, der allerede koger ved 20^0 , og som udsender røde Dampe, der lugte ubehageligt. Ved $\div 20^0$ bliver den fast og danner farveløse Krystaller, der smelte ved $\div 10^0$. Ved 140^0 svarer dens Dampthæthed til Formlen $N O_2$. Ved Indvirkning af iskoldt Vand (eller af Baser) sønderdeles Kvælstofoverilte i Salpetersyre og

Salpetersyring, $H N O_2$ ($2 N O_2 + H_2 O = H N O_2 + H N O_2$), hvis Anhydrid

Salpetersyringanhydrid, $N_2 O_3$, faas ved at lede en Blanding af Kvælstofilte og Kvælstofoverilte ned i et til $\div 20^0$ afkølet Kar: $N_2 O_4 + 2 N O = 2 N_2 O_3$. Det er en *blaa* Vædske, der allerede ved 0^0 *delvis* spaltes igen i Kvælstofilte og Kvælstofoverilte. Ved $\div 111^0$ danner den bleggrønne Krystaller. Den opløses i iskoldt Vand til en blaa Opløsning, der maaske indeholder *Salpetersyring*, $H N O_2$; denne spaltes let i Salpetersyre og Kvælstofilte; $3 H N O_2 = H N O_3 + 2 N O + H_2 O$.

De salpetersyrlige Salte (Nitriter) faas i Regelen ved Aftilning af salpetersure Salte. Salpetersyrlig Ammoniak

(Ammoniumnitrit) dannes direkte af Bestanddelene. De sønderdeles ved Tilsætning af Syrer, idet der udvikles Kvælstofilte og Kvælstofoverilte.

Kvælstofilte, (Kvælstoftveilte), N O. *Fremstilling:* Denne Luftart fremstilles ved Indvirkning af flere Metaller, bedst Kobber, paa Salpetersyre, $3 \text{Cu} + 8 \text{HNO}_3 = 3 \text{CuN}_2\text{O}_6 + 4 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{NO}$; den renses, idet man leder den ned i en stærk Opløsning af Jærnvitriol (Ferro-sulfat), som absorberer den; Opløsningen afgiver N O ved Opvarmning (s. n.). Absolut rent Kvælstofilte faas ved Tildrypning af 50 Procent holdig Svovlsyre til en blandet Opløsning af Natriumnitrit og Jodkalium.

Egenskaber: Kvælstofilte er en farveløs, giftig Luftart, af Vægtfylde 1,04, der i Berøring med Luften øjeblikkeligt optager Ilt og herved danner brune Dampe af Salpetersyrtinganhydrid eller Kvælstofoverilte ($2 \text{NO} + \text{O} = \text{N}_2\text{O}_3$ eller $2 \text{NO} + \text{O}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$). Atmosfærens Kvælstof og Ilt forene sig ved den høje Temperatur i den elektriske Lysbue til Kvælstofilte, som med mere Ilt danne Kvælstofoverilte. Dette kan da med Vand give Salpetersyre og Salpetersyrting (S. 95). Efter dette Princip fremstilles i Nutiden salpetersur Kalk fabriksmæssig. Kvælstofilte fortættes først ved meget lav Temperatur og stærkt Tryk til en farveløs Vædske, som koger ved $\div 150^\circ$. Kvælstofilte opløses let i en vandig Opløsning af et Jærnforiltesalt, Opløsningen bliver herved mørkebrun; ved Opvarmning giver den igen Kvælstofilte (jvfr. Paavisning af Salpetersyre i den kemiske Analyse). Kvælstofilte kan nære Forbrændingen af saadanne Stoffer, der ved deres Forbrænding udvikle megen Varme, f. Eks. stærkt glødende Kul; der dannes herved frit Kvælstof og Iltforbindelsen af det brændende Stof. En Blanding af Svovlkvælstofdampe og Kvælstofilte brænder ved Antændelsen med en intensivt lysende blaa Flamme.

Kvælstofforilte, $N_2 O$. *Fremstilling*: Denne Luftart faas ved Ophedning af Ammoniumnitrat: $N H_4 N O_3 = N_2 O + 2 H_2 O$; denne Fremstillingsmaade svarer til Kvælstoffets Fremstilling ved Ophedning af salpetersyrlig Ammoniak (Ammoniumnitrit) ($N H_4 N O_2$, se Side 82); den dannes ogsaa ved Indvirkning af Zink paa fortyndet Salpetersyre, idet Syren reduceres af Brint i Fri-gørelsesøjeblikket; er Syren meget fortyndet, kan den endog reduceres til Ammoniak ($H N O_3 + 8 H = 3 H_2 O + N H_3$), der da bindes af Syren.

Egenskaber: Kvælstofforilte er en farveløs Luftart, der lugter sødligt og i smaa Mængder virker oplivende (Lystgas), i større bedøvende, hvorfor den finder Anvendelse som Bedøvningsmiddel ved mindre kirurgiske Operationer. Dens Vægtfylde er 1,52. Ved Afkøling til $\div 90^\circ$ eller ved 30 Atmosfærers Tryk fortættes den til en farveløs Vædske, der bliver fast ved $\div 102^\circ$, og som bringes i Handelen paa stærke Jærncylindre. Den nærer Forbrændingen ligesom Ilt, idet der samtidigt frigøres Kvælstof. Kvælstofforilte sønderdeles under Eksplosion i Berøring med eksploderende Knalddkvægsølv.

Ophedes Natrium i et over Kvægsølv afspærret Rumfang Kvælstofforilte forener det sig med Ilten, og Kvælstoffet udgør samme Rumfang som Kvælstofforiltet. Heraf ses, at Kvælstofforiltets Molekule indeholder to Atomer Kvælstof. Trækkes Vægten heraf (28) fra Molekulvægten ($29 \cdot 1,52 = 44$) faas 16, Vægten af et Atom Ilt. Formlen er altsaa $N_2 O$.

Salpeterundersyriling, $H_2 \cdot N_2 O_2$, dannes bl. a., naar man leder Salpetersyrilinganhydrid til en Opløsning af Hydroxylamin i Methylalkohol: $H O \cdot N O + H_2 N O H = H O N : N O H + H_2 O$. Den fremstilles ved Tilsætning af dens Sølvsalt til en Opløsning af tør Klorbrinte i Æther. Den er krystallinsk og meget eksplosiv. — Den hører til de svage Syrer. De salpeterundersyrlige Salte kaldes *Hyponitriter*.

Beregningsopgaver.

- 1) Hvormegen ren, koncentreret Salpetersyre kan vindes af 1000 Gram Kalisalpeter?
- 2) Hvormegen Svovlsyre og Natronsalpeter behøves der til Fremstilling af 100 Kilogram ren Salpetersyre?
- 3) Hvormeget Kvælstof indeholdes der i 100 Kilogram rent Natronsalpeter (Chilisalpeter)?
- 4) Hvormeget Kvælstofilte faas ved Indvirkning af 2 Kilogram 40 Procent holdig Salpetersyre paa Kobber?
- 5) Hvormeget Kvælstofforilte dannes der ved Ophedning af 1 Kilogram Ammoniumnitrat?

Kvælstoffets Forbindelser med Halogenerne.

Kvælstoffet har meget ringe Tiltrækning til Halogenerne; dets Forbindelser med disse ere derfor i høj Grad ubestandige. *Klorkvælstof*, der dannes ved Indvirkning af Klor paa en Salmiakopløsning og Behandling af det olieagtige Produkt med Klor, har vekslende Sammensætning og er en tung Olie (Vf. 1,65), (se Fremst. af Kvælstof S. 82), der er farlig at fremstille, da den eksploderer ved den mindste Anledning; den er temmelig opløselig i Vand og spaltes efterhaanden delvis i vandig Opløsning, idet der dannes Ammoniak og Klorundersyring: $\text{N Cl}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_3 + 3 \text{H O Cl}$. — *Jodkvælstof*, $\text{N H}_2 \text{J}$, N H J_2 og N J_3 , der dannes ved Indvirkning af Ammoniak paa Jod, er et sortebrunt, eksplosivt Legeme. Det sønderdeles af fortyndet Saltsyre, idet der dannes Ammoniak og Jodklorid: $\text{N H}_2 \text{J} + \text{H Cl} = \text{NH}_3 + \text{J Cl}$.

Nitrosylklorid, N O Cl , faas af Kvælstofilte og Klor, findes i Kongevand og er en gul Luftart; *Nitrylklorid*, $\text{N O}_2 \text{Cl}$, faas af Kvælstofoverilte og Klor og er en gul Vædske; begge sønderdeles af Vand.

Fosfor.

P = 31.

Forekomst: Fosfor forekommer aldrig frit i Naturen. Af dets Forbindelser forekomme derimod flere, af hvilke

normalt Calciumfosfat, $\text{Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8$, er den vigtigste; dette Salt findes i Apatit, Fosforit og meget udbredt i smaa Mængder i de ældste Bjergarter, fra hvilke det er tilført Jordbunden. Fra Jorden optage Planterne Fosfor; navnlig ophobes det i Kornsorternes Frø og forekommer sammen med Æggehvide-stofferne. Fra Planterne gaar det over i Dyrene og findes hos disse navnlig som fosforsur Kalk i de højere Dyrs Knogler, der indeholde en Forbindelse af dette Salt med Calciumkarbonat (kulsur Kalk) og i Tændernes Emaile. Som Bestanddel af organiske Forbindelser findes Fosfor i Æggeblomme, Hjerne og Rygmarv. Det udskilles af Organismen især gennem Urinen, der indeholder fosforsure Salte. Kopro-liter (fossile Ekskrementer) og Guano indeholde Calciumfosfat.

Fremstilling: Fosfor fremstilles af hvidbrændte Ben; disse behandles med Svovlsyre, hvorved dannes Calciumsulfat, der udskiller sig, og opløseligt surt Calciumfosfat: $\text{Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8 + 2\text{H}_2\text{S O}_4 = 2\text{Ca S O}_4 + \text{Ca H}_4\text{P}_2\text{O}_8$. Opløsningen inddampes, Resten ophedes til svag Glødning; herved dannes Calciummetafosfat, $\text{Ca P}_2\text{O}_6$; derpaa ophedes med Kul eller Aluminium til Hvidglødhede i Lerretorter, hvorved frit Fosfor destillerer over. Fosforet opsamles under Vand, renses og støbes i Stænger.

Fosfor fremstilles nu direkte ved Reduktion af normalt Calciumfosfat med Kwartssand og Kul ved Hjælp af den elektriske Lysbue: $2\text{Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8 + 6\text{Si O}_2 + 10\text{C} = 6\text{Ca Si O}_3 + 10\text{C O} + \text{P}_4$. Da Varmen her tilføres indefra, kan man opnaa en meget høj Temperatur. Udbyttet er derfor henimod det beregnede, medens man efter den førstnævnte tidligere Metode fik et langt ringere Udbytte.

Egenskaber: Fosfor optræder i tre Modifikationer: *almindeligt hvidt Fosfor, rødt Fosfor og lyst, orangefarvet, amorft Fosfor.*

1) *Almindeligt Fosfor* dannes paa ovennævnte Maade og er et svagt gulligt, gennemskinnende Legeme, der ved almindelig Temperatur er voksagtigt, men ved lavere

Temperatur sprødt, smelter ved 44° og koger ved 290° . Det er flygtigt med Vanddamp. Dets Vægtfylde er 1,8. Ophedes det under Luftens Adgang, antændes det allerede ved 60° og brænder da med hvid Flamme til Fosforsyreanhydrid, P_2O_5 . Allerede ved almindelig Temperatur iltes det langsomt i Luften og udsender derved Dampe, der lugte hvidløgagtigt, idet der dannes Fosforsyring og Fosforundersyre; denne Iltning er Aarsag til, at Fosfor lyser i Mørke (*φωσφόρος*, Lysbringer); Lysfænomenet viser sig kun i fortyndet Ilt, men udebliver i ren Ilt. De nævnte Dampe ere meget giftige (Fosfornekrose), ligesom ogsaa Fosforet selv virker som en heftig Gift, naar det indføres i Organismen. Fosforet maa paa Grund af de ovenfor nævnte Egenskaber altid opbevares under Vand og altid skæres itu under Vand; det er uopløseligt heri, men opløses let i Svovlkulstof; i Alkohol, Æther, fede Olier og ætheriske Olier er det tungtopløseligt. Svovlkulstofopløsningen er meget brandfarlig; lader man Svovlkulstoffet fordampe i en *Kulsgyrestrøm*, udskilles Fosforet i farveløse Krystaller af det regulære System.

Fosfordampens Vægtfylde er ved Temperaturer, der ligge under Hvidglødhede, 62 Gange Brintens; Molekulevægten er derfor 124, 2; Fosformolekulet indeholder 4 Atomer; først ved Hvidglødhede bliver Vægtfylden 31 Gang Brintens og Molekulevægten = 62.

Meget smaa Mængder Fosfor kan (i Forgiftningstilfælde) paavises, idet den fosforholdige Blanding opvarmes i en Kolbe, i hvis Prop er indsat et dobbelt bøjet Afledningsrør. Den nedadgaende Gren af Røret staar i Forbindelse med et Svalerør, og naar Forsøget udføres i Mørke, ses der en stærk Lysning, hvor de udviklede Dampe møder Svale vandet. (*Mitscherlichs* Apparat.)

2) *Rødt Fosfor* fremstilles ved Ophedning af almindeligt Fosfor i lukkede Kar til $260-270^{\circ}$, tilsættes lidt Jod foregaar Forandringen allerede ved 200° ; det gaar i Handelen som et brunviolet Pulver, der har ganske andre

Egenskaber end det almindelige Fosfor; det lugter ikke, lyser ikke i Mørke, tændes først ved høj Temperatur, er uopløseligt i Svovlkulstof og er ikke giftigt. Det røde Fosfor er krystallinsk (hexagonalt); det har Rf. 2,2. Ved Ophedning i Luften antændes det først ved 260°. Alle-rede ved 100° er det kendelig flygtigt og kan ved forsigtig Ophedning sublimerer uforandret. Under visse Forhold gaar det ved højere Temperatur over til almindeligt Fosfor.

3) *Orangefarvet, amorft Fosfor*, som dannes af almindeligt Fosfor ved Belysning eller ved Indvirkning af katalytiske Opløsningsmidler og fremstilles ved Kogning af en 10 Proc. holdig Opløsning af Fosfor i Fosfortribromid, er uopløseligt i Svovlkulstof, ikke giftigt, men besidder stor Reaktionsevne.

Fosfor iltes ved Opvarmning med Salpetersyre til Fosforsyre; ved Opvarmning med Alkalier udvikler det Fosforbrinte og danner fosforundersyrligt Alkali. Det forener sig direkte med Halogenerne og med Svovl.

Fosfor finder væsentligt Anvendelse i Tændstikfabrikationen; tidligere anvendte man hyppigst det almindelige Fosfor til saakaldte »Svovlstikker«; nu anvendes oftest rødt Fosfor, der dog ikke anbringes paa selve Tændstikken, men blandet med Svovlantimon paa Strygefladen af Tændstikæskerne, medens Satsen paa selve Tændstikkerne bestaar af stærkt iltholdige Stoffer, f. Eks. klorsurt Kali og Brunsten.

Fosfor blev opdaget af *Brand* i Hamborg omtrent 1670.

Fosforets Brintforbindelser.

Fosforet danner 3 Brintforbindelser PH_3 , P_2H_4 og P_{12}H_6 ; af disse er *Fosfin*, PH_3 , *luftformig* og dannes ved Ophedning af Fosforundersyring: $2 \text{H}_3\text{PO}_2 = \text{PH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4$; den faas oftest ved Ophedning af Fosfor med Alkalihydroxyder (s. o.), men er da selvantændelig, idet den indeholder *flydende Fosforbrinte*, P_2H_4 , der fortættes ved stærk Afkøling. Renest faas

den af Fosfoniumjodid og Kaliumhydroxyd: $\text{PH}_4\text{J} + \text{KOH} = \text{PH}_3 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{O}$. Luftformig Fosforbrinte lugter modbydeligt og er yderst giftig; den forener sig direkte med Klorbrinte ved $\div 38^\circ$; med Jodbrinte forener den sig til

Jodfosfonium, PH_4J , (smlgn. Ammoniakkens Forhold overfor Syrer S. 89); med Iltsyrer danner den ikke nogen Forbindelse.

Fast Fosforbrinte, P_{12}H_6 , er et gult Pulver, der dannes, naar den selvantændelige Fosforbrinte ledes gennem stærk Svovlsyre. Den er opløselig i flydende Fosforbrinte.

Fosforets Iltter og Iltsyrer.

Fosfor har, som ovenfor omtalt, stærk Tiltrækning til Ilt; det danner hermed Syreanhydriderne P_4O_6 og P_2O_5 , *Fosforsyrning-* og *Fosforsyreanhydrid*, til hvilke svare Syrerne H_3PO_3 , *Fosforsyrning*, og H_3PO_4 , *Fosforsyre*: ($\text{P}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_3$ og $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$); foruden disse Syrer kendes tillige *Fosforundersyrning*, H_3PO_2 , og *Fosforundersyre*, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$. Af Fosforsyre afledes *Pyrofosforsyre*, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ($= 2\text{H}_3\text{PO}_4 \div \text{H}_2\text{O}$) og *Metafosforsyre*, HPO_3 ($= \text{H}_3\text{PO}_4 \div \text{H}_2\text{O}$). Den sidstnævnte Syres Formel er analog med Salpetersyrens.

Fosforundersyrning, H_3PO_2 , er *enbasisk*, den dannes, som tidligere nævnt, samtidigt med Fosforbrinte, ved Indvirkning af Alkalihydroxyder paa Fosfor. Den faas af sit Bariumsalt ved Sønderdeling med Svovlsyre, er krystallinsk og virker som et kraftigt Reduktionsmiddel, idet den berører andre Stoffer Ilt og gaar over til Fosforsyre: $\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{O}_2 = \text{H}_3\text{PO}_4$. Ved Opledning giver den Fosforsyre og Fosforbrinte: $2\text{H}_3\text{PO}_2 = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{PH}_3$.

Fosforsyrning, H_3PO_3 , er *tobasisk* og dannes ved Sønderdeling af Fosfortriklorid, PCl_3 , med Vand: $\text{PCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{HCl}$, og ved langsom Iltning af Fosfor i fugtig Luft. Fosforsyrning danner farveløse Krystaller; den virker ligesom Fosforundersyrning som Reduktionsmiddel, idet den optager Ilt og gaar over til Fosforsyre: $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4$,

og giver ved Ophedning Fosforsyre og Fosforbrinte: $4 \text{H}_3 \text{P O}_3$
 $= 3 \text{H}_3 \text{P O}_4 + \text{P H}_3$.

Fosforsyrtinganhydrid, $\text{P}_4 \text{O}_6$, dannes, naar Fosfor iltes langsomt i tør Luft, og er et hvidt Pulver, der let kan sublimerer. Med iskoldt Vand giver det Fosforsyrting. Ved 400° spaltes det i rødt Fosfor og *Fosformellemilte*, $\text{P}_2 \text{O}_4$, der danner farveløse, glinsende Krystaller, som med Vand giver Fosforsyrting og Fosforsyre.

Fosforsyreanhydrid, $\text{P}_2 \text{O}_5$. *Fremstilling*: Fosfor forbrænder under tilstrækkelig Adgang af Ilt eller Luft til Fosforsyreanhydrid. Teknisk fremstilles det ogsaa ved Forbrænding af smeltende Fosfor i en med Væge forsynet Lampe.

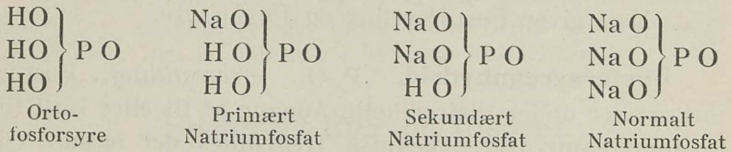
Egenskaber: Hvidt, fyldigt Pulver, der med Begærlighed tiltrækker Fugtighed og er det kraftigste, vandsugende Middel, man kender. Det er flygtigt og kendes i to Modifikationer: en *krystallinsk*, som sublimerer ved 250° , og en *amorf*, som sublimerer ved Rødgldhede og derved bliver krystallinsk; ved Opløsning i Vand giver det først *Metafosforsyre*, H P O_3 , men ved Kogning af Opløsningen gaar denne over til *Ortofosforsyre*, $\text{H}_3 \text{P O}_4$; ($\text{P}_2 \text{O}_5 + \text{H}_2 \text{O} = 2 \text{H P O}_3$; $\text{H P O}_3 + \text{H}_2 \text{O} = \text{H}_3 \text{P O}_4$).

Fosforsyre, $\text{H}_3 \text{P O}_4$ (Ortofosforsyre). *Forekomst*: Som fosforsure Salte (*Fosfater*) i Naturen (se S. 99).

Fremstilling: Ortofosforsyre fremstilles ved Iltning af Fosfor med Salpetersyre; Fosforet opløses herved langsomt under Udvikling af røde Dampe (Kvælstofilter), hvorpaa Salpetersyren afdampes og den tilbageblivende Opløsning af Fosforsyre befries for Arsen (der hyppigt indeholdes som Urenhed i Fosfor) ved Tilledning af Svovlbrinte eller ved Inddampning med Fosforsyrting, hvorved Arsensyren i sidste Tilfælde reduceres til Arsen. Fosforsyre faas ogsaa ved Sønderdeling af Benaske med Svovlsyre ($\text{Ca}_3 \text{P}_2 \text{O}_8 + 3 \text{H}_2 \text{S O}_4 = 3 \text{Ca S O}_4 + 2 \text{H}_3 \text{P O}_4$),

men er da mindre ren, eller ved Opløsning af Anhydridet i Vand (se ovenfor).

Egenskaber: Ortofosforsyre danner farveløse, letopløselige, henflydende Krystaller, der smelte ved 42° ; den er *trebasisk* og danner derfor med et og samme Metal 3 Salte (*Fosfater*): et normalt, et sekundært og et primært, f. Eks.:



I de primære Salte er $\frac{1}{3}$, i de sekundære $\frac{2}{3}$ og i de normale al Syrens Brint erstattet af Metal. Alkalisaltene ere opløselige i Vand, medens de normale Salte iøvrigt ere uopløselige; af opløselige primære eller sekundære Fosfater mærkes særlig det *primære Calciumfosfat*, $\text{Ca H}_4 \text{P}_2 \text{O}_8$, sur fosforsur Kalk, der findes i »*Superfosfat*«; af Alkalisaltene mærkes det *sekundære Natriumfosfat*, $\text{Na}_2 \text{H P O}_4 + 12 \text{H}_2 \text{O}$., der almindeligt benyttes som Reagens under Navnet »*fosforsurt Natron*«.

Brintatomerne i et og samme Fosforsyremolekul kunne ogsaa erstattes af forskellige Metaller, f. Eks.:
 $\text{Mg} (\text{N H}_4) \text{P O}_4 + 6 \text{H}_2 \text{O}$, *Magnium-Ammoniumfosfat* (*fosforsur Magnesia-Ammoniak*) og $\text{Na} (\text{N H}_4) \text{H P O}_4 + 4 \text{H}_2 \text{O}$, *Natrium Ammoniumfosfat* (*fosforsur Natron-Ammoniak, Fosforsalt*). Saadanne Salte kaldes *Dobbelt-salte*. De i Vand uopløselige Fosfater opløses i Syrer; der dannes herved i Vand opløselige, sure Salte.

Normalt Natriumfosfat giver med Sølvnitrat et Bundfald af *gult Sølvfosfat*, $\text{Ag}_3 \text{P O}_4$, medens de normale Pyro- og Metafosfater dermed give et *hvidt* Bundfald. Med en salpetersur Opløsning af Ammoniummolybdat frembringer Fosforsyre et gult Bundfald af $(\text{N H}_4)_3 \text{P O}_4 \cdot 12 \text{M o O}_3$

+ 6 H₂ O; denne Prøve er meget fin og anvendes til Paa-visning og Bestemmelse af Fosforsyre. I en ammoniakalsk Magniumopløsning frembringer Ortofosforsyre et hvidt, krystallinsk Bundfald af det ovennævnte Magnium-Ammoniumfosfat.

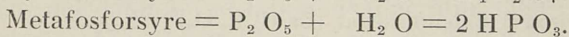
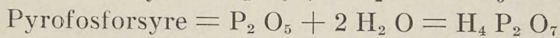
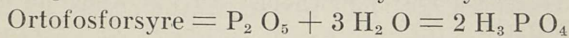
Ophedes Ortofosforsyre til 213° dannes

Pyrofosforsyre, (*Parafosforsyre*), H₄ P₂ O₇, idet: $2 \text{H}_3 \text{P O}_4 \div \text{H}_2 \text{O} = \text{H}_4 \text{P}_2 \text{O}_7$. Denne Syre, der er *firebasisk*, er letopløselig i Vand og gaar ved Kogning af Opløsningen let over til Ortofosforsyre. Sølvsaltet er *hvidt*. Ved højere Temperatur gaar saa vel denne som den foregaaende Syre over til den *enbasiske*

Metafosforsyre, H P O₃, en glasagtig Masse, der i vandig Opløsning efterhaanden gaar over til Ortofosforsyre. Den frisk tilberedte Opløsning af denne Syre koagulerer Æggehvide, hvilket ikke er Tilfældet med de to foregaaende Syrer. Dens Sølvsalt er *hvidt*. Den i Handelen gaaende glasagtige Fosforsyre er en Blanding af Pyro- og Metafosforsyre, men indeholder oftest Natron.

Alkalimetallernes Pyrofosfater faas ved Ophedning af de tilsvarende sekundære, ortofosforsure Salte: $2 \text{Na}_2 \text{H P O}_4 = \text{Na}_4 \text{P}_2 \text{O}_7 + \text{H}_2 \text{O}$; Metafosfaterne dannes paa lignende Maade af de primære Ortofosfater: $\text{Na H}_2 \text{P O}_4 = \text{Na P O}_3 + \text{H}_2 \text{O}$.

De tre nævnte Syrer, Orto-, Pyro- og Metafosforsyre, staa i følgende Forhold til Fosforsyreanhydrid:



Foruden de hidtil nævnte Syrer af Fosfor kendes tillige

Fosforundersyre, H₄ P₂ O₆, hvis sure Natriumsalt, Na₂ H₂ P₂ O₆ + 6 H₂ O, er tungtopløseligt i Vand. Denne Syre dannes ved langsom Iltning af almindeligt Fosfor i fugig Luft. Den er firebasisk og fremstilles af Blysaltet ved Sønderdeling med Svovlbrinte; Fosforundersyre virker ikke reducerende.

Fosforets Klorider.

Fosfortriklorid, P Cl_3 , dannes, naar tørt Klor ledes hen over svagt opvarmet Fosfor i en Retort; Fosforet bryder herved i Brand, Fosfortriklorid og noget Fosforpentaklorid, P Cl_5 , overdestillerer og omdestilledes over Fosfor. Det er en farveløs Vædske, der koger ved 76° og ryger i fugtig Luft, idet den med Vand omsættes til Fosforsyring og Klorbrinte (se S. 102): $\text{P Cl}_3 + 3 \text{H}_2 \text{O} = \text{H}_3 \text{P O}_3 + 3 \text{H Cl}$. Ved Iltning med Kaliumklorat giver den

Fosforilteklorid, *Fosforoxyklorid* (Fosforylklorid), P O Cl_3 , der ligeledes er en farveløs, rygende Vædske, som koger ved $107,5^\circ$; denne sønderdeles af Vand i Klorbrinte og Fosforsyre: $\text{P O Cl}_3 + 3 \text{H}_2 \text{O} = \text{H}_3 \text{P O}_4 + 3 \text{H Cl}$. Det dannes ogsaa, naar ozonholdig Luft ledes gennem Fosfortriklorid.

Fosforpentaklorid, P Cl_5 , dannes ved Tilledning af Klor til Fosfortriklorid og er et krystallinsk Legeme, der af Vand sønderdeles i Fosforsyre og Klorbrinte: $\text{P Cl}_5 + 4 \text{H}_2 \text{O} = \text{H}_3 \text{P O}_4 + 5 \text{H Cl}$, og som derfor ryger i fugtig Luft. Ved højere Temperatur dissocieres det i Fosfortriklorid og Klor; denne Dissociation er fuldstændig ved 300° ; ved denne Temperatur er Damptætheden det halve af den for P Cl_5 beregnede (se *Dissociation*, Side 56).

Beregningsopgaver:

- 1) Hvormeget Fosfor indeholdes der i et Kilogram normal Calciumfosfat?
- 2) Hvormeget Fosforsyreanhydrid indeholdes der i 10 Kilogram primært Calciumfosfat ($\text{Ca H}_4 \text{P}_2 \text{O}_8$)?
- 3) Hvormegen Ortofosforsyre kan vindes af 1 Kilogram Benaske, der indeholder 39,5 Procent $\text{P}_2 \text{O}_5$?
- 4) Hvormegen Pyrofosforsyre dannes der ved Ophedning af 500 Gram Ortofosforsyre?
- 5) Hvormeget Fosforpentaklorid faas af 100 Gram Fosfor, og hvormeget Vand medgaar til dets Sønderdeling i Fosforsyre og Klorbrinte?

Fosforets Bromider og Klorider dannes direkte af Elementerne og sønderdeles af Vand i Brombrinte og Jodbrinte samt den tilsvarende Syre af Fosfor; $P Br_5 + 4 H_2 O = 5 H Br + H_3 P O_4$; $P J_3 + 3 H_2 O = 3 H J + H_3 P O_3$.

Arsen.

As = 75.

Forekomst: Arsen forekommer i Naturen dels gedigent, dels i Forbindelse med Svovl (Realgar, $As_2 S_2$, og Auripigment, $As_2 S_3$) og med Metaller f. Eks. Arsenkis, $Fe As S$, Nikkelglans, $Ni As S$ o. a. Sjældent findes det i Forbindelse med Ilt som Arsensyring og arsensure Salte (*Arsenater*).

I smaa Mængder findes det i mange Mineralier og gaar derfra over i de Produkter, der fremstilles af disse (se f. Eks. Svovlsyrefabrikationen S. 75, Fosforsyre S. 103).

Fremstilling: Arsen fremstilles af Arsenkis ved Ophegning med noget Jærn i Lerrør, hvorved Arsen sublimerer, medens Ferrosulfid (Svovljærn) bliver tilbage; rent faas det ved Reduktion af Arsensyring med Kul: $As_2 O_3 + 3 C = As_2 + 3 C O$.

Egenskaber: I sine fysiske Egenskaber ligner Arsen Metallerne, medens det i kemisk Henseende slutter sig til Fosfor. Det kendes i flere Modifikationer; 1) *metallinsende, krystallinsk Arsen*, der krystalliserer i Romboedre ligesom Antimom, har Vægtfylden 5,7 og let iltes i Luften; det dannes ved højere Temperatur (360°); 2) *sort Arsen*, der har Vægtfylden 4,7, og som ikke ilter sig i Luften; det dannes ved Afkøling af Arsendampe til $210^\circ - 220^\circ$ og gaar ved 360° over til krystallinsk Arsen; 3) *gult Arsen* faas bl. a. ved Sublimation af rent Arsen i Vakuum; det er ligesom almindeligt Fosfor opløseligt i Svovlkulstof og udkrystalliserer af Opløsningen i Rombedodekæ-

dre. Det har Vf. 3,88. Udsat for Lyset omdannes det hurtigt til sort Arsen; 4) *amorft, brunt Arsen*, som faas ved Sønderdeling af en Blanding af Fosfortriklorid og Arsentriklorid med Vand: $3 \text{ P Cl}_3 + 2 \text{ As Cl}_3 + 12 \text{ H}_2 \text{ O} = 2 \text{ As} + 3 \text{ H}_3 \text{ P O}_4 + 15 \text{ H Cl}$ eller ved Reduktion af en saltsur Opløsning af Arsensyrning med Tinforklorid (s. d.); det har Vf. 3,7.

Arsen fordamper ved Ophedning under Luftens Adgang uden at smelte og kan derfor kun smeltes under Tryk; Dampene have en citrongul Farve og en ubehagelig, lögagtig Lugt; de er meget giftige. Opheder man Arsen under Luftens Adgang, brænder det med blaalig Flamme til Arsensyrninganhydrid, $\text{As}_2 \text{ O}_3$; med Klor forbinder Arsen sig under Ildfænomen til Arsenklorid, As Cl_3 ; ogsaa de øvrige Halogener samt Svovl og mange Metaller forene sig direkte med Arsen. Saltsyre angriber ikke Arsen, derimod iltes det af Salpetersyre til Arsensyrninganhydrid og ved videre Indvirkning til Arsensyre; Kongevand ilter det til Arsensyre. Arsen og dets Forbindelser ere meget giftige.

Arsenets Molekultal er 4 Gange dets Atomtal og altsaa = 300; først ved Hvidglødhede svarer Damptætheden til Molekultallet 150.

Arsenets Brintforbindelser.

Arsenbrinte, As H_3 . *Fremstilling*: Ved Indvirkning af fortyndet Svovlsyre eller Saltsyre paa Arsenzink faas ren Arsenbrinte: $\text{As}_2 \text{ Zn}_3 + 6 \text{ H Cl} = 2 \text{ As H}_3 + 3 \text{ Zn Cl}_2$. Blandet med Brint faas Arsenbrinte ved Tilsætning af en iltholdig Arsenforbindelse til Zink og fortyndet Svovlsyre (*Marsh' Prøve* for Arsenik).

Egenskaber: Arsenbrinte er en farveløs, ildelugtende, meget giftig Luftart, der bliver flydende ved $\div 55^0$; den brænder med blaaavid Flamme til Arsensyrninganhydrid og Vand; forhindrer man den fuldstændige Forbrænding

ved at holde en kold Porcelænsskaal i Flammen udskiller der sig metallisk Arsen som et sortebrunt Spejl paa Skaalen; en lignende Sønderdeling finder Sted, naar Luftarten ledes gennem et ophedet Glasrør; Spejlet afsætter sig da i Røret; paa denne Maade kan yderst smaa Mængder Arsen paavises. Arsenspejlet opløses ved Behandling med Kloratron, idet der dannes Natriumarsenat (arsensurt Natron). Arsenbrinte forener sig ikke med Syrer saaledes som Ammoniak.

Arsenbrinte blev opdaget af *Scheele* 1775.

Man kender ogsaa en *fast Arsenbrinte*, As_2H_2 , der dannes samtidigt med AsH_3 ved Indvirkning af Vand paa Arsenkalium og er et brunt Pulver.

Arsenets Iltter og Iltsyrer.

Arsen danner med Ilt Forbindelserne As_4O_6 , *Arsensyrtinganhydrid*, og As_2O_5 , *Arsensyreanhydrid*; til den sidste svarer *Arsensyre*, H_3AsO_4 , medens selve Arsensyrtingen, H_3AsO_3 , ikke kendes som saadan.

Arsensyrtinganhydrid, As_4O_6 , (As_2O_3). *Fremstilling*: Som ovenfor nævnt dannes denne Forbindelse ved Forbrænding af Arsen; den fremstilles ved Ristning af arsenholdige Malme, hvorved den sublimerer og fortættes i murede Kanaler som et hvidt, *krystallinsk* Pulver, der renses ved Omsublimation, og faas da i Form af en *amorf*, glasagtig Masse, der ved Opbevaring bliver uigenomsigtig og porcelænsagtig. Den amorfe Form omdannes til den regulære, krystallinske (s. n.) under Varmeudvikling.

Egenskaber: Det amorfe Produkt er lettere opløseligt i Vand end det krystallinske, der er tungtopløseligt. I varm Saltsyre opløses Arsensyrtinganhydrid og udkrystalliserer ved Afkøling af Opløsningen i regulære Oktaedre, der ogsaa dannes ved hurtig Afkøling af Anhydri-

dets Dampe, medens disse ved langsom Afkøling give monokliniske Prismer. Arsensyrtinganhydrid er altsaa *dimorft*. Det pulverformede Arsensyrtinganhydrid kaldes *Giftnel*, *Rottekrudt*, *hvid Arsenik*, og er meget giftigt. Dets Vægtfylde er 3,7 og dets Damptæthed svarer til Formlen $As_4 O_6$; først ved 1800° svarer Damptætheden til Formlen $As_2 O_3$. Arsensyrtinganhydrid giver ved Kogning med stærk Saltsyre Arsentriklorid, $As Cl_3$, der fordamper; af Salpetersyre og af Kongevand iltes det til Arsensyre; ved Ophedning med Kul reduceres det til Arsen.

Den tilsvarende, trebaserede Syre, Arsensyrting, $H_3 As O_3$, kendes ikke, men derimod ere mange Salte (*Arseniter*) af denne Syre bekendte; dens Natriumsalt giver med Sølvnitrat et *gult* Bundfald af Sølvarsenit ($Ag_3 As O_3$).

En saltsur Opløsning af Arsensyrting fældes hurtigt af Svovlbrinte, idet der dannes Arsentrisulfid, $As_2 S_3$. Ledes Svovlbrinte til en vandig Opløsning af Arsensyrting faas en kolloid Opløsning og Processen er ved Kogning reciprok.

Arsensyreanhydrid. $As_2 O_5$, kan ikke saaledes som Fosforsyreanhydrid faas ved Forbrænding af Arsen i Ilt, da der herved faas Arsensyrtinganhydrid, men det dannes ved Ophedning af Arsensyre til svag Glødhede: $2 H_3 As O_4 = As_2 O_5 + 3 H_2 O$, og er et hvidt, fast Legeme, der ved stærkere Ophedning giver Arsensyrtinganhydrid og Ilt: $As_2 O_5 = As_2 O_3 + O_2$.

Arsensyre, $H_3 As O_4$. *Fremstilling:* Arsensyre faas ved Iltning af Arsensyrtinganhydrid med Salpetersyre og udkrystalliserer ved Afdampning af Opløsningen i farveløse Krystaller af Formlen $2 H_3 As O_4 + H_2 O$ eller $H_3 As_2 O_6$.

Egenskaber: De omtalte Krystaller afgive Krystalvandet med 100° ; ved højere Temperatur bortgaar mere Vand; ved yderligere Opvarmning til svag Glødhede dannes An-

hydridet, As_2O_5 , som ovenfor nævnt. Arsensyren er *trebasisk* og ligner i højeste Grad Ortofosforsyren i sine Egenskaber, idet bl. a. dens Salte (*Arsenater*) give samme Reaktioner med Ammoniummolybdat og med ammoniakalsk Magniumopløsning (se S. 104—105); *dens Sølvsalt er chokoladebrunt.*

Ved Behandling med Svovlbrinte eller Svovlsyring reduceres Arsensyre til Arsensyring; den giver under almindelige Forhold ikke Bundfald med Svovlbrinte, førend denne Reduktion har fundet Sted.

Arsenets Svovlforbindelser.

Arsen danner tre Svovlforbindelser: As_2S_2 , As_2S_3 og As_2S_5 , der alle kunne fremstilles ved direkte Sammen-smeltning af de beregnede Vægtmængder Arsen og Svovl. *Arsenets Svovlforbindelser ere uopløselige i Saltsyre; Arsenet kan i dem ikke paavises direkte ved den Marsh'ske Prøve.*

Arsendisulfid, As_2S_2 , findes som *Realgar* i Naturen i røde Krystaller; det benyttes som Malerfarve.

Arsentrisulfid, As_2S_3 , findes som *Auripigment* i Naturen i glinsende, gule Krystaller. Det faas som et gult Pulver ved Fældning af en saltsur Opløsning af Arsensyring med Svovlbrinte. Denne Svovlforbindelse er ligesom den tilsvarende Iltforbindelse et Syreanhydrid; den opløses i Alkalimetallernes Sulfider, idet der dannes Salte; saadanne Salte af svovlholdige Syrer, der svare til bekendte Ilttyrer, kaldes *Sulfosalte*; de tilsvarende svovlholdige Syrer og Baser kaldes *Sulfosyrer* og *Sulfobaser*, f. Eks.: Na_3AsO_3 , Natriumarsenit; Na_3AsS_3 , Natriumsulfoarsenit; NaOH , Natriumhydroxyd (Base); NaSH , Natriumhydrosulfid (Sulfobase) o. s. v.

Arsenpentasulfid, As_2S_5 , dannes *ikke* ved Fældning af en kold, saltsur Opløsning af Arsensyre med Svovlbrinte, da denne reducerer Arsensyre til Arsensyring og derefter omdanner den til As_2S_3 .

Den tilsvarende *Sulfoarsensyre*, H_3AsS_4 , der faas som et gult Bundfald ved Sønderdeling af dens Natriumsalt med Saltsyre i Kulden, giver derimod ved Kogning med Saltsyre As_2S_3 og Svovlbrinte.

Leder man en hurtig Strøm af Svovlbrinte gennem en *varm*, saltsur Opløsning af Arsensyre, fældes Arsenpentasulfid langsomt men fuldstændigt.

Arsenets Klorforbindelser.

Arsentriklorid, AsCl_3 , dannes ved Forbrænding af Arsen i Klor eller ved Indvirkning af Kogsalt og stærk Svovlsyre paa Arsensyringanhidrid. Det er en meget giftig, farveløs, ildelugtende Vædske af Vf. 2,2, der ved Opløsning i meget Vand sønderdeles i Arsensyring og Klorbrinte, medens den ved Destillation af mere koncentrerede Opløsninger kan destillere uforandret med Vanddampene. *Arsenpentaklorid* kendes ikke.

Antimon.

$\text{Sb} = 120,0$.

Forekomst: Antimon forekommer sjældent gediegent, men hyppigst i Forbindelse med Svovl som *Spydglans*, Sb_2S_3 ; fremdeles findes det i flere Malme og som Antimonilte, Sb_2O_3 (*Senarmontit*).

Fremstilling: Antimon fremstilles af Spydglans ved Ophedning med Jærn: $\text{Sb}_2\text{S}_3 + 3\text{Fe} = 2\text{Sb} + 3\text{FeS}$, eller ved Ristning af Spydglans og Reduktion af det derved dannede Antimonilte med Kul: $\text{Sb}_2\text{S}_3 + 9\text{O} = \text{Sb}_2\text{O}_3$

+ 3 S O₂ og Sb₂ O₃ + 3 C = 2 Sb + 3 C O. Det raa Antimon indeholder som oftest Arsen, Svovl o. a.; det renses ved Smeltning med lidt Salpeter, hvorved Urenhederne iltes.

Egenskaber: Antimon kendes i forskellige Modifikationer. 1) *Almindeligt Antimon* har fuldstændigt metalisk Udseende; det er blaaligt glinsende, har Vægtfylde 6,7, smelter ved 630°, koger ved 1500° og krystalliserer i Romboedre; ved Ophedning i Vakuum sublimerer det næsten fuldstændigt; det forandrer sig ikke i Luften ved almindelig Temperatur, men forbrænder ved Ophedning deri til Antimonilte, Sb₂ O₃. Ved hurtig Afkøling af Dampene af almindeligt Antimon dannes 2) *sort Antimon*, som er amorft og i kemisk Henseende virksommere end almindeligt Antimon, til hvilket det overføres ved Opvarmning. Man kender ogsaa 3) *gult Antimon*, som hurtigt gaar over til den sorte Modifikation.

Antimon forener sig direkte med Halogenerne, ligesom Fosfor og Arsen, og antændes i pulverformig Tilstand i Klor. Fortyndet Svovlsyre og Saltsyre angriber det ikke, Salpetersyre ilter det til Antimonilte og Antimonsyre, *men opløser ikke disse Forbindelser*. Ved Opvarmning med koncentreret Svovlsyre giver Antimon, analogt med mange Metaller, Svovlsyring og Antimon-sulfat, Sb₂ (S O₄)₃; med kogende Saltsyre udvikler det meget langsomt Brint; Kongevand opløser Antimon, idet der dannes Antimontriklorid eller -pentaklorid.

Antimon finder Anvendelse til flere Legeringer, af hvilke *Typemetal* (Antimon og Bly) samt *Britanniametal* (Antimon og Tin) ere de vigtigste.

Antimonets Brintforbindelser.

Antimon danner med Brint Forbindelsen Sb H₃, **Antimonbrinte**, der faas blandet med Brint, ved at bringe Antimonmagnium ned i udkogt Saltsyre, som holdes af-

kølet i en Kuldeblanding. Den udviklede Luftblanding vadskes og tørres fuldstændigt og kan befries for Brint ved Afkøling med flydende Luft, hvorved Antimonbrinte fortættes og faas fuldstændigt ren. Det er en farveløs Luftart, der ved Antændelse brænder med en blaalig Flamme til Vand og Antimonilte; ved Afkøling af Flammen dannes Antimonpletter, der ikke saaledes som Arsenpletterne (S. 109) opløses i Klornatron, men derimod i Vinsyre. Den rene Antimonbrinte koger ved $\div 17^{\circ}$; dens Smeltepunkt ligger ved $\div 88^{\circ}$. Den sønderdeles efterhaanden allerede ved lav Temperatur; ved Overhedning eksploderer den. Blandet med meget Brint faas Antimonbrinte paa tilsvarende Maade som Arsenbrinte (S. 108).

Antimonets Iltter.

Antimon danner tre Forbindelser med Ilt: *Antimonilte*, Sb_4O_6 , *Antimonmellemilte*, Sb_2O_4 , og *Antimonsyreanhydrid*, Sb_2O_5 .

Antimonilte, *Antimontrioxyd*, Sb_4O_6 eller Sb_2O_3 , forekommer i Naturen i to Former, dels rombisk, dels regulært. Det er Antimonets Forbrændingsprodukt og dannes ogsaa ved Ophedning af det tilsvarende Hydroxyd som et hvidt Pulver, der bliver gult ved Opvarmning. Antimonilte sublimerer ved Ophedning uden Luftens Adgang til 1560° .

Antimonhydroxyd (*Antimoniltehydrat*), $H_4Sb_2O_5$ ($Sb_2O_3 + 2H_2O$), faas af Antimontriklorid ved Tilsætning af kulsurt Natron. Det forholder sig overfor Syrer som en Base, medens det overfor stærke Baser forholder sig som en Syre; med Svovlsyre danner det saaledes Antimonsulfat, med Kaliumhydroxyd derimod Kaliumantimonit (antimonsyrligt Kali); dets Forbindelser med Syrer sønderdeles dog allerede af Vand, idet der udskilles basiske Salte eller Antimonilte, Bundfaldet er opløseligt i Vinsyre.

Ved Glødning under Luftens Adgang gaar Antimonilte over til

Antimonmellemilte, Antimontetroxyd, $Sb_2 O_4$, et hvidt usmelteligt og ikke flygtigt Pulver, der ogsaa dannes ved Glødning af

Antimonsyreanhydrid, $Sb_2 O_3$. Dette faas ved Ophegning af sine Hydrater til 270° som et lyst, citrongult Pulver, der er uopløseligt i Vand. De nævnte Hydrater opstaa ved Behandling af Antimonilte med Salpetersyre eller ved Sønderdeling af Antimonpentaklorid med Vand, ere hvide og opløses i stærk Saltsyre og i Kalilud.

De *antimonsure Salte* (*Antimonater*) ere i Regelen uopløselige i Vand; Kaliumsaltet er dog opløseligt, medens Natriumsaltet er meget tungt opløseligt, hvorfor antimonsurt Kali anvendes som Reagens paa Natrium. Ved Sønderdeling af Saltene med en Syre dannes et hvidt Bundfald af Antimonsyre.

Antimonets Svovlforbindelser.

Antimon danner med Svovl Forbindelserne $Sb_2 S_3$ og $Sb_2 S_5$, der ligesom de tilsvarende Arsenforbindelser ere *Sulfosyreanhydrid* og *opløses i Svovlalkalier under Dannelse af Sulfosalte*.

Antimontrisulfid, $Sb_2 S_3$, forekommer i Naturen som Spydglans i graa, straalet krystallinske Masser, og dannes i samme Form ved Sammensmeltning af Bestanddelene. Ved Fældning af Antimonklorid med Svovlbrinte faas det som et appelsinrødt Bundfald ($2 Sb Cl_3 + 3 H_2 S = Sb_2 S_3 + 6 H Cl$), der bliver graat og krystallinsk ved Opvarmning til 200° . Det er opløseligt i varm Saltsyre under Udvikling af Svovlbrinte (S. 69).

Det saakaldte *Kermes mineralis* faas ved Kogning af pulveriseret Spydglass med en Sodaopløsning, hvorved det udskiller sig af den varmt filtrerede Opløsning ved Afkøling; det indeholder foruden Antimontrisulfid tillige noget Antimonilte og antimonsyrligt Natron.

Antimonpentasulfid, *Guldsvovl*, $Sb_2 S_5$, faas ved Sønderdeling af Natriumsulfoantimonat (sulfoantimonsurt Natron) (*Schlippe's Salt*) med fortyndet Syre eller ved Fældning af en Opløsning af Antimonsyre i Saltsyre med Svovlbrinte og er et fyldigt, appelsinrødt Bundfald, der ved Ophedning spaltes i Antimontrisulfid og Svovl; i stærk Saltsyre opløses det under Udskillelse af Svovl og Udvikling af Svovlbrinte.

Det nævnte *Natriumsulfoantimonat*, $Na_3 Sb S_4 + 9H_2O$, faas ved Kogning af Spydglass med Svovl og Natriumsulfid (eller med Natronlud og Svovl) og udskilles af den filtrerede og inddampede Opløsning i bleggule Krystaller ($3 Na_2 S + Sb_2 S_3 + S_2 = 2 Na_3 Sb S_4$).

Antimonets Klorforbindelser.

Antimon danner ligesom Fosfor to Klorforbindelser: $Sb Cl_3$ og $Sb Cl_5$.

Antimontriklorid, $Sb Cl_3$, faas ved Opløsning af Spydglass i Saltsyre: $Sb_2 S_3 + 6 H Cl = 2 Sb Cl_3 + 3 H_2 S$; efter Afdampning af Saltsyreoverskuddet destillerer Kloridet over. Det er en farveløs, krystallinsk Masse (*Antimon-smør*), der smelter ved 72° , koger ved 222° og sønderdeles af Vand, idet der dannes et hvidt Pulver, *Algarotpulver*, der har en forskellig Sammensætning, alt efter de Betingelser, hvorunder det er fremstillet; oftest svarer det til Formlen $2 Sb O Cl \cdot Sb_2 O_3$. Det rene *Antimonilteklorid* (*Antimonylklorid*), $Sb O Cl$, faas ved Ophedning af Antimonklorid med Vinaand; saavel dette som Algarotpulver sønderdeles yderligere ved Overskud af kogende Vand og

omdannes herved til Antimonilte. *Ved Tilsætning af Vinsyre kan man hindre Fældningen af Antimonklorid med Vand.*

Antimonpentaklorid, Sb Cl_5 , faas ved Forbrænding af Antimon i Overskud af tørt Klor og er en gullig, rygende Vædske, der krystalliserer ved $\div 6^\circ$, og som ved Tilsætning af Overskud af Vand sønderdeles i Antimonsyre (s. o.) og Saltsyre ;det danner krystallinske Forbindelser med 1 Mol. og med 4 Mol. Vand. Ved Ophedning til højere Temperatur dissocieres Antimonpentaklorid i Sb Cl_3 og Cl_2 .

Vismut.

$\text{Bi} = 208,0$.

Forekomst: Vismut forekommer i Naturen, hovedsagelig gediegent, men ogsaa som Vismutglans, $\text{Bi}_2 \text{S}_3$.

Fremstilling: Det blev tidligere fremstillet ved simpel Uds melting i skraatliggende Jærnrør, hvorved Gangarter blev tilbage. Af Svovlforbindelsen kan det vindes paa lignende Maade som Antimon. Af de arsen-nikkel- og kobaltholdige Vismutmalme faas det nu ved Ristning og Sammensmelting med Kul, Jærn og Slakke, hvorved Vismut udskilles i metallisk Tilstand under et Lag af Arsenkobolt m. m.

Egenskaber: Vismut er rødligvidt, metalglinsende og sprødt; det lader sig let pulverisere; dets Vægtfylde er $9,0$, Smeltepunktet er 269° og Kogepunktet 1435° ; ved Hvidglødhede kan det destilleres i en Brintstrøm; ved langsom Afkøling af det smeltede Metal, krystalliserer det smukt i terninglignende Romboedre (isomorft med As og Sb). Vismut holder sig godt i Luften; ved Ophedning forbrænder det til Vismutilte, $\text{Bi}_2 \text{O}_3$; det angribes ikke af Saltsyre og af fortyndet Svovlsyre, men opløses i Salpetersyre og

i varm, koncentreret Svovlsyre under Dannelse af tilsvarende Salte.

Vismut danner flere Legeringer, der udmærke sig ved deres lave Smeltepunkt, f. Eks. *Rose's Metal* (Tin, Bly, Vismut 1 : 1 : 2), der smelter ved 94° og *Wood's Metal* (Tin, Bly, Vismut, Kadmium, 1 : 2 : 4 : 1), der smelter ved $60,5^{\circ}$.

Vismut danner flere Ilter, af hvilke *Vismutilte*, Bi_2O_3 , er det vigtigste.

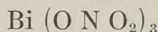
III

Vismutilte, Bi_2O_3 , faas som et gult Pulver ved Opledning af Vismutnitrat eller af Vismuthydroxyd; ved Til sætning af Natriumhydroxyd til Nitrattet faas *Vismuthydroxyd*, $\text{Bi}(\text{O H})_3$, som et fyldigt hvidt Bundfald, der efter Tørring ved 100° gaar over til $(\text{Bi O})\text{O H}$, (ϱ : $\text{Bi}(\text{O H})_3 \div \text{H}_2\text{O}$); det er hvidt og uopløseligt i Alkalier og Ammoniak.

Vismutsyreanhydrid, Bi_2O_5 , er et brunt Pulver, der forholder sig som et Overilte. *Vismutsyre*, H Bi O_3 , er skarlagensrød og faas ved Sønderdeling af det tilsvarende Kaliumsalt med stærk Salpetersyre. Kaliumsaltet faas, naar man opslømmer Vismuthydroxyd i kogende koncentreret Kalilud og leder en hurtig Klorstrøm gennem Blandingen.

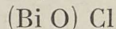
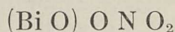
Vismut danner to Rækker Salte: *normale og basiske*; de første afledes af Hydroxydet $\text{Bi}(\text{O H})_3$ derved at de tre Brintatomer alle erstattes af Syreradikaler, medens de sidste afledes af det ovenfor omtalte Hydroxyd, $(\text{Bi O})\text{O H}$, derved, at det eneste heri indeholdte Brintatom erstattes af Syreradikal; Gruppen (Bi O) kaldes *Bismutyl* og er engyldig; den kan erstatte et Brintatom i en Syre, medens selve Vismutatomet kan erstatte tre.

Normale Salte:



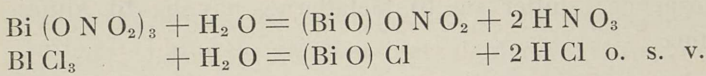
o. s. v.

Basiske Salte:



o. s. v.

De normale Salte sønderdeles af Vand og give derved basiske Salte:



Vismutnitrat, $\text{Bi (N O}_3)_3 + 5 \text{H}_2 \text{O}$ (salpetersurt Vismuttilte), faas ved Opløsning af Vismut i Salpetersyre og udkrystalliserer af Opløsningen i store farveløse Krystaller. Dets Opløsning sønderdeles af Vand, idet der udfældes hvidt, *basisk Vismutnitrat*, $(\text{Bi O}) \text{N O}_3 + \text{H}_2 \text{O}$, (Magisterium Bismuti); $\text{Bi (N O}_3)_3 + 2 \text{H}_2 \text{O} \rightleftharpoons (\text{Bi O}) \text{N O}_3, \text{H}_2 \text{O} + 2 \text{H N O}_3$; Processen er reciprok, og Fældningen er derfor ufuldstændig; det basiske Nitrat finder medicinsk Anvendelse. Ved Fældning af en Opløsning af Vismut i Salpetersyre med Natriumkarbonat faas *basisk Vismutkarbonat*, $(\text{Bi O})_2 \text{C O}_3$, som et hvid, amorf Bundfald.

Vismutklorid, Bi Cl_3 , faas ved direkte Indvirkning af Klor paa Vismut og er et hvidgult, fast Legeme, der smelter ved 225° og koger ved 453° ; det sønderdeles af Vand, idet der dannes **Vismutteklorid**, (*basisk Klorvismut*), Bi O Cl , som et hvidt, i Vand uopløseligt Pulver. **Vismuttejodid**, Bi O J , er et smukt rødt Pulver.

Ved Tilledning af Svovlbrinte til en Vismutopløsning fældes:

Vismutsulfid, $\text{Bi}_2 \text{S}_3$, som et brunsort Bundfald, der let opløses i Salpetersyre. Sulfidet findes ogsaa i Naturen som Vismutglans og kan dannes ved direkte Sammensmeltning af Vismut og Svovl; det er da metalglinsende, graat og krystallinsk.

I Tilslutning til Kvælstofgruppen omtales i det følgende Grundstoffet, **Bor** der ligesom Grundstofferne i den foregaaende Gruppe er 3-gyldigt, men iøvrigt i mange af

sine Egenskaber viser stor Lighed med Kulstofgruppens Grundstoffer, særligt med Silicium, medens det i andre Henseender slutter sig til Metallerne, navnlig til Aluminium.

Bor.

B = 11.

Forekomst: Bor forekommer aldrig frit i Naturen, men i Forbindelser som *Borsyre* og *borsure Salte* (*Borater*), f. Eks. Boraks (borsurt Natron), Boracit (borsur Magnesia).

Fremstilling og Egenskaber: Bor fremstilles ved Glødning af Boraks eller Borsyreanhydrid med Magnium (eller Natrium): $B_2O_3 + 3Mg = 3MgO + B_2$; udtrækkes den glødede Masse med Saltsyre, efterlades Bor som et amorft, usmelteligt, mørkt Pulver, der ved Smeltning med Aluminium giver diamantglinsende Grystaller (Bordiamanter), hvorimellem dog findes Krystaller af Boraluminium, som fjernes ved Slemning. Det amorfe Bor forbrænder ved Ophedning i Luften til Borsyreanhydrid, B_2O_3 , og iltes af Salpetersyre til Borsyre, H_3BO_3 . Ved høj Temperatur forener det sig med Kvælstof til Borkvælstof, B N.

Borkrystallerne kunne være granatrøde, gule, lyserøde eller endog farveløse; Farven hidrører fra Spor af fremmede Stoffer. Krystallerne ere meget haarde og angribes hverken af Syrer eller Alkalier, de iltes heller ikke ved stærk Ophedning.

Borbrinte, BH_3 , faas, blandet med Brint, Borætan, B_2H_6 , og Borbutan, C_4H_{10} , hvori Bor ligesom Kulstof er 4-gyldigt, ved Sønderdeling af Bormagnium med Saltsyre og er en ilde-lugtende Luftart, der brænder med grøn Flamme.

Borsyreanhydrid, B_2O_3 , fremstilles ved Glødning af Borsyre og er en glasagtig, farveløs Masse, der let tilsuger Fugtighed og derved gaar over til Borsyre.

Borsyre, $H_3B O_3$, findes krystallinsk i Naturen (Sasolin), men faas navnlig ved Fortætning af de borsyreholdige Vanddampe, der strømme ud af Jorden i Toskana (suffioni), i murede Vandbassiner; de derved dannede Opløsninger inddampes, naar de ere tilstrækkelig stærke, i Blypander, hvorefter den udkrystalliserede, raa Borsyre renses ved Omkrystallisation. Ren Borsyre faas ved Til sætning af Saltsyre til en varm Boraksopløsning; den udkrystalliserer da ved Opløsningens Afkøling.

Egenskaber: Borsyren danner farveløse, perlemorglinsende Blade, der ere opløselige i Vand og Alkohol; en i Kulden mættet vandig Borsyreopløsning indeholder 3—4 Proc., hvorimod en varm, mættet Opløsning indeholder 33 Proc. Borsyre. Den vandige Opløsning farver Gurgemejepapiret brunt efter Indtørring, selv naar der er fri Saltsyre til Stede; den vinaandige Opløsning brænder med grønkantet Flamme. Borsyre afgiver ved 80—100° 1 Mol. Vand og giver derved *Metaborsyre*, $HB O_2$; ved 140° bortgaar yderligere Vand og dannes *Tetraborsyre*, $H_2B_4 O_7$. Den sidstnævnte Syres Natriumsalt *er *Boraks*, $Na_2B_4 O_7 + 10 H_2 O$. Ved Kogning af en vandig Borsyreopløsning forflygtiges Borsyre med Vanddampene. Borsyre anvendes som Antiseptikum. De borsure Salte (*Borater*) ere i Regelen tungtopløselige eller uopløselige; kun Alkalimetallernes Borater ere opløselige.

Boroversyre, $HB O_3$. Af denne Syre kendes flere Salte, der virke som Iltningsemidler paa lignende Maade som Brintoverilte.

Borklorid, $B Cl_3$, er en rygende Vædske, der af Vand sonderdeles i Borsyre og Saltsyre: $B Cl_3 + 3 H O H = B (O H)_3 + 3 H Cl$.

Borkvælstof, $B N$, dannes ved direkte Forening af Bor med Kvælstof ved Hvidglødhede eller ved Glødning af Boraks med Salmiak og er et hvidt Pulver, der ved Ophedning i Vanddamp til 200° giver Borsyre og Ammoniak: $B N + 2 H_2 O = HB O_2 + N H_3$.

Siliciumgruppen.

Til denne Gruppe høre Grundstofferne *Kulstof*, *Silicium*, *Germanium* og *Tin*.

C = 12; Si = 28,₄; Ge = 72,₅; Sn = 119.

Atter i denne Gruppe indtager det første Led, Kulstof, en særlig Stilling og afviger i mange Henseender fra de øvrige. Germanium er meget sjældent og skal kun omtales i Korthed. Alle herhen hørende Grundstoffer ere *firegyldige* og besidde i Modsætning til de fleste tidligere omtalte Grundstoffer ogsaa denne Gyldighed i deres højeste Iltforbindelser (se dog Kulstof); deres normale Brintforbindelser har altsaa Formlen $R H_4$; deres højeste almindelige Iltforbindelse Formlen $R O_2$; de danne tillige en lavere Iltforbindelse af Formlen $R O$.

Deres højeste Klorforbindelser, $R Cl_4$, sønderdelès, undtagen $C Cl_4$, af Vand ligesom Metalloidernes Klorforbindelser i Almindelighed. De metalliske Egenskaber blive, ligesom i de føregaaende Grupper, mere fremtrædende med stigende Atomtal.

Kulstof

C = 12.

Forekomst: Kulstof forekommer i Naturen i ren Tilstand krystalliseret som *Diamant* og *Grafit*; i bunden Tilstand findes det som Kulsyre og kulsure Salte (*Karbonater*) og som væsentlig Bestanddel af alle Dyre- og Plante-stoffer, hvorfor det ogsaa findes i de Produkter, der dannes ved disse Stoffers Sønderdeling, saaledes i Antracit, Stenkul, Brunkul og Tørv. Bundet til Brint findes Kulstof i *Petroleum* og *Asfalt*.

Egenskaber: Der kendes tre allotropiske Former af Kulstof: *Diamant*, *Grafit* og *amorft Kul*, der alle ved Forbrænding give Kulsyre og altsaa trods deres store, indbyrdes Forskeligheder alle bestaa af Kul.

1) *Diamant* findes i Indien, Sydafrika og Brasilien paa sekundært Leje og krystalliserer i Former, der høre til det regulære System; dens Vægtfylde er 3,5; i Regelen er den farveløs, men farvede og sorte Diamanter (*Carbonado*) kendes ogsaa.

Diamanter er det haardeste af alle Legemer, og kan derfor kun slibes med sit eget Pulver; den er ligeledes det stærkest lysbrydende Legeme, der kendes, har stærk Glans og er en *daarlig Leder for Elektriciteten*.

Ved Ophedning i Ilt forbrænder den til Kulsyre; ophedes den uden Luftens Adgang, forvandles den til en grafitagtig Masse. Den anvendes til Smykkesten samt paa Grund af sin Haardhed til Skrive- og Skærediamant (Glar-mesterdiamant).

Kulstof kan overføres til Diamant ved Sammensmeltning med Jærn ved *meget* høj Temperatur og derpaa følgende *hurtig* Afkøling af Produktet, hvorved der i Jærnets Indre opstaar et meget højt Tryk, paa Grund af Overfladens pludselige Sammentrækning; Kulstoffet udkrystalliserer da i Form af Diamant.

2) *Grafit* findes naturligt saavel krystalliseret i tilsyneladende heksagonale Blade, som amorf i graasorte, glinsende Masser; den har i Modsætning til Diamanten ringe Haardhed, sætter Streg paa Papir og bruges til Fabrikation af Blyanter. Grafit har Vægtfylden 1,8—2,25; den er en *god Leder for Varme og Elektricitet*, forbrænder vanskeligt i Ilt, men iltes ved stærk Salpetersyre eller andre stærke Iltningmidler til Grafitsyre. Ved Smeltning af Kul med Jærn optager Jærnet Kulstof; ved Jærnets Afkøling udskiller Kulstof sig i Form af Grafit som sorte Blade. Der gives forskellige Arter Grafit.

3) *Amorf Kulstof*, hvis Vægtfylde varierer fra 1,5—1,8, dannes paa forskellig Maade af kulstofholdige (organiske) Stoffer, idet disse ved langsommere eller hurtigere Forbrænding uden Luftens Adgang efterlade en Del af deres Kulstof blandet med uorganiske Bestanddele; jo fuldstæn-

digere Sønderdelingen har været, desto renere bliver det dannede Kul. Det reneste, amorfe Kulstof faas ved Forbrænding af askefri, kulstofrige Stoffer, f. Eks. Terpentin, Harpiksarter o. l. under begrænset Luftadgang; Flammen soder herved, idet der udskilles Kul, som opsamles (*Kønrog*) og benyttes til Tusch, Bogtrykkersværte o. l.

Af andre Sorter amorft Kulstof mærkes: *Trækul*, der faas ved Forkulning af Træ i Miler og Retorter; disse Kul vise endnu Træets Struktur og ere i høj Grad porøse, hvorfor de let absorbere Luftarter og Farvestoffer og derfor finde Anvendelse til Filtrering af Drikkevand, som Desinfektionsmiddel og til at befri Spiritus for Fuselolie o. a. m., idet de indsuge ildelugtende Dampe og Luftarter. Da Luftens Ilt absorberes af friskt udglødede Trækul under stærk Varmeudvikling, kunne disse undertiden bryde i Brand af sig selv i Luften. Jo højere Temperatur, der er anvendt ved Trækullenes Fremstilling, desto vanskeligere lade de sig antænde.

Dyrkul, der dannes ved Forkulning af dyriske Stoffer, og *Benkul*, der faas ved Forkulning af Ben, ere kvælstofholdige og absorbere i endnu højere Grad Luftarter og Farvestoffer; de finde derfor Anvendelse i Teknikken til Affarvning af mørke Opløsninger (f. Eks. i Sukkerfabrikationen). Benkul indeholder fosforsur og kulsur Kalk, der kunne udvadskes med Saltsyre.

Gaskul (Retortkul) dannes ved Gasfabrikationen — og afsætte sig paa Gasretorternes Sider — ved Sønderdeling af Kulbrinter; de ere meget haarde og rene; da de ere gode Ledere for Elektriciteten, benyttes de til galvaniske Elementer. *Koks* dannes ved Ophedning af Stenkul uden Luftens Adgang, dels som Biprodukt ved Gasfabrikationen, dels i særlige Ovne (*Cinders*).

Ved Forkulning af Sukker faas *Sukkerkul*, der ere særdeles rene.

I Naturen findes *fossile Kul*, der ere dannede af Kulperiodens Planter ved en langsom Forbrændingsproces

gennem Aartusinder; jo ældre disse Kul ere, desto mere Kulstof indeholde de, og desto mere er den oprindelige organiske Struktur udslettet; i *Antracit*, der indeholder 96—98 Procent Kulstof, er dette fuldstændigt Tillfældet; *Stenkul*, der indeholde 85—90 Procent Kulstof, vise sjældent, *Brunkul*, der indeholde ca. 70 Procent Kulstof, hyppigt organisk Struktur. *Tørv* indeholde ca. 60 Procent Kulstof. Ved Forkulningen have disse Kulsorter væsentligst afgivet Brint og Ilt; Brintmængden aftager derfor betydeligt fra Brunkul til Antracit.

Rent Kulstof er uforanderligt i Luften ved almindelig Temperatur; det amorfe Kulstof er usmelteligt, men gaar ved meget høj Temperatur (over 3000°) umiddelbart over fra den faste til den luftformige Tilstand; derefter fortættes det ved Afkøling som Grafit. — Kulstof forbrænder ved Ophedning under Luftens Adgang til *Kulsyreanhydrid* (Kuldioxyd) under Udvikling af Lys og Varme; ved utilstrækkelig Luftadgang dannes *Kulilte* (Kuloxyd) C O. Naar fintfordelt Kulstof har den tilstrækkelige Mængde Ilt til Raadighed, kan Forbrændingen indtræde under Eksplosion (*Kulstøvekspllosion*). Ved Glødhede forener det sig ogsaa med bunden Ilt og virker derfor som et kraftigt Reduktionsmiddel overfor mange Iltter (se Fosfor, Arsen, Antimon, Jærn o. s. v.), f. Eks.: $Fe_3 O_4 + 4 C = 3 Fe + 4 C O$; $Cu O + C = Cu + C O$ o. s. v. Kul forener sig ligeledes ved højere Temperatur direkte med Svovl til Svovlkulstof, C S₂; under særlige Forhold forener det sig med Brint til Acetylen, C₂ H₂ (s. n.), og i Nærværelse af stærke Baser med Kvælstof til Cyan, C₂ N₂. Ved almindelig Temperatur kan fintfordelt Kulstof forene sig direkte med Fluor under Ildfænomen, idet der dannes *Kulstof-tetrafluorid*, C F₄. Mange Metaller forene sig ved meget høj Temperatur med Kulstof og danne saakaldte *Karbider*. Iøvrigt danner Kulstof en Mangfoldighed af Forbindelser, der af Hensyn til deres store Antal paa ganske enkelte nær omhandles særskilt i den *organiske Kemi* (*Kulstof-forbindelsernes Kemi*).

Kulstoffets Brintforbindelser.

Kulstof forener sig som ovenfor nævnt under visse Betingelser direkte med Brint og danner *Acetylen*, $C_2 H_2$; dette sker, naar den elektriske Lysbue brænder mellem to Kulspidser i en Brintatmosfære; foruden Acetylen kendes et overordentligt stort Antal andre Kulbrinter, af hvilke her kun skal nævnes *Methan* (Sumpgas), $C H_4$, og *Æthylen*, $C_2 H_4$.

Disse Kulbrinter omtales nærmere i den organiske Kemi; de ere alle brændbare og danne ved deres Forbrænding Kulsyre og Vand. De ovennævnte tre Kulbrinter ere luftformige ligesom enkelte andre, der kun indeholde et ringe Antal Kulstofatomer i Molekulet; indeholde de et større Antal Kulstofatomer, ere de flydende, og ved et endnu større Antal faste. Sumpgas brænder med ikke lysende, de andre med lysende Flamme. Den naturligt forekommende Petroleum er en Blanding af saadanne Kulbrinter. De ovennævnte tre Kulbrinter Methan, Æthylen og Acetylen findes alle i

Belysningsgas, der væsentligst bestaar af Brint, Kulbrinter og noget Kulilte, og som faas ved tør Destillation af Stenkul. Simplest foregaar Processen paa følgende Maade: Kullene ophedes i dertil egnede Retorter af Ler; fra hver Retort fører et Jærnrør de udviklede Luftarter og Dampe til en vandret liggende, lang Jærncylinder, i hvilken der samler sig Vand og Tjære, der afledes til en Cisterne; fra Cylinderen føres Luftarterne videre gennem en Række lodrette Jærnrør, der afkøles ved Luften, og hvori der finder en yderligere Fortætning af Dampene Sted; herfra føres Gassen videre til den saakaldte »Skrubber«, der bestaar af en med Koksstykker fyldt Cylinder, hvor den sidste Rest af Tjære og Ammoniak fjernes, idet Cylinderen gennemstrømmes af Vand; sluttelig føres Gas-

sen gennem »Renseren«: en med en Blanding af Jærnilte, Kalk og Savspaaner fyldt Kasse, hvorved den befries for Svovlbrinte, Svovlkulstof og Kulsyre, og føres derpaa ind i Gasometret, en stor, klokkeformet Jærnbeholder, der afspærres ved Vand. Fra Gasometret føres Gassen ud i Ledningerne. Gassen suges fra Retorterne og presses gennem Renseapparaterne ved Hjælp af saakaldte Eks-haustorer, der drives ved Dampkraft.

Ved Stenkullenes Ophedning i Retorterne udvikles den Brint, de indeholde, dels som fri Brint, dels i Forbindelse med Kulstof som Kulbrinter, med Kullenes Ilt som Vand, med deres Svovl som Svovlbrinte og med deres Kvælstof som Ammoniak; tillige dannes noget Kulsyre, Kulilte, Svovlkulstof og Cyan. Ammoniakken optages i Kondensationsvandet, og den dannede Opløsning er Udgangspunktet for hele Nutidens Ammoniakindustri. Svovlforbindelserne og Kulsyren optages i Renseren, og kun Brinten, de luftformige Kulbrinter og Kulilten have Betydning for selve Anvendelsen af Gassen. Denne indeholder ca. 50 Proc. Brint, ca. 33 Proc. Methan, 5—10 Proc. tungere Kulbrinter, 5—10 Proc. Kulilte, samt lidt Ilt, Kvælstof og Kulsyre. Gassens Lysevne betinges af dens Indhold af tungere Kulbrinter, thi Brint, Methan og Kulilte brænde med ikke-lysende Flamme.

Kulstoffets Iltter.

Kulstof forener sig direkte med Ilt; forbrænder det under tilstrækkelig Adgang af Ilt eller Luft, dannes *Kulsyreanhydrid*, $C O_2$; er der derimod utilstrækkelig Lufttilførsel, dannes *Kulilte*, $C O$. Der eksisterer ogsaa et lavere Ilte, *Kulunderilte*, $C_3 O_2$. — Tillige kender man Salte af *Kuloversyre*, hvis Anhydrid vilde være $C_2 O_5$.

Kulsyreanhydrid, *Kuldioxyd*, $C O_2$, der i Almindelighed benævnes *Kulsyre*, er som ovenfor nævnt Kulstoffets Forbrændingsprodukt; det dannes ved Forbrænding af

alle kulstofholdige Stoffer, saavel som ved Aandedrættet (S. 18), Formuldringen og ved flere Gæringer, og findes, som tidligere nævnt, i Luften. I vulkanske Egne strømmer Kulsyre ud af Jorden i stor Mængde, f. Eks. i Hundegrotten ved Neapel. I Jordbunden findes altid fri Kulsyre, og i dybe Brønde samler den sig ofte i større Mængde. I bunden Tilstand findes Kulsyren i Naturen som kulsure Salte, *Karbonater*, særlig som Calciumkarbonat, Ca C O_3 (*Kalkspat, Aragonit, Marmor, Kalksten*) og som *Dolomit*, $\text{Ca C O}_3 + \text{Mg C O}_3$.

Fremstilling: Kulsyreanhydrid fremstilles, *foruden ved Forbrænding af Kul*, paa følgende Maader:

1) ved Glødning af Calciumkarbonat (Kalksten):
 $\text{Ca C O}_3 = \text{Ca O} + \text{C O}_2$;

2) sædvanligt ved Sønderdeling af Marmor (Calciumkarbonat) med Saltsyre: $\text{Ca C O}_3 + 2 \text{H Cl} = \text{Ca Cl}_2 + \text{C O}_2 + \text{H}_2 \text{O}$.

Egenskaber: Kulsyreanhydrid er en farveløs Luftart, der smager svagt syrligt, og som har Vægtfylden 1,5; som Følge af den høje Vægtfylde kan man hælde den ligesom en Vædske fra et Kar over i et andet; den er ikke brændbar og nærer heller ikke Forbrændingen eller Aandedrættet, saa at et Lys slukkes, og Dyr kvæles deri; dog kunne stærkt positive Metaller som Kalium og Magnium brænde i Kulsyreanhydrid, idet der udskilles Kul. Kulsyreanhydrid (kritisk Temperatur 31°) lader sig ved 0° og 35 Atmosfærers Tryk fortætte til en farveløs Vædske og gaar i denne Tilstand i Handelen paa stærke Jærncylindre; lader man det flydende Kulsyreanhydrid strømme ud af Cylinderen i en tynd Straale, bliver en Del af det straks luftformigt, men herved forbruges saa megen Varme, at det øvrige fryser til en snelignende Masse; denne forbruger ved sin Fordampning i Luften saa megen Varme, at dens Temperatur synker til -79° ; efter Befugtning med Æther synker dens Temperatur yderligere, i Vakuum til -140° . Kulsyreanhydrid er opløseligt i

Vand, idet 1 Rf. Vand optager 1 Rf. Kulsyreanhydrid ved 15° . Det i Naturen forekommende Vand indeholder, som tidligere omtalt, Kulsyre i Opløsning og faar derved Evne til at kunne opløse kulsure Salte; i større Mængde findes Kulsyreanhydridet opløst i Mineralvandene; de kunstige Mineralvande mættes med Kulsyre under 5—6 Atmosfærers Tryk, hvorved de optage 5—6 Gange saa stor en Vægtmængde Kulsyreanhydrid som ved almindeligt Tryk.

Den egentlige *Kulsyre*, H_2CO_3 , er kun bestandig ved 0° under $12,3$ Atmosfærers Tryk; man antager, at den er tilstede i den vandige Opløsning af Kulsyreanhydrid. Den er en tobasisk Syre, der danner baade normale og sure Salte og farver Lakmuspapir rødt; af Alkalier og andre stærke Baser optages Kulsyren let under Dannelse af kulsure Salte, og den kan derfor paavises ved Hjælp af Kalkvand, idet den heri frembringer et hvidt Bundfald af Calciumkarbonat.

Af alle kulsure Salte frigøres Kulsyren igen ved Til sætning af stærkere Syrer.

Kulsyremængden i Luften udgør, som tidligere omtalt (S. 83), $0,03$ Rumfangsprocent, og denne Mængde er temmelig konstant, trods al den Kulsyre, der frembringes ved Aandedrættet og ved Forbrændingen, idet bl. a. Planternes Forbrug af Kulsyre holder Ligevægt med den nævnte Kulsyreproduktion; men Luftens Vægt er iøvrigt saa umaadelig stor, $5,2 \cdot 10^{18} K^0$, at den nævnte Kulsyreproduktion ikke kunde betyde en paaviselig Forøgelse, selv gennem Aarhundreder. Kulsyren er i ren Tilstand næppe giftig, men da den dyriske Organisme samtidigt med Kulsyren udskiller flygtige, ubehageligt lugtende og giftige, organiske Stoffer, hvis Mængde tiltager med Kulsyremængden, kan denne sidste afgive et Maal for Luftens Godhed i beboede Rum, naar man vil danne sig en Forestilling om Mængden af de nævnte skadelige Stoffer deri, som ikke direkte lader sig bestemme.

Kulilte, *Kuloxyd*, $C O$, dannes ved Forbrænding af Kul under utilstrækkelig Lufttilførsel.

Fremstilling: Kulilte fremstilles ved at lede Kulsyreanhydrid over glødende Kul eller ophedet Zinkstøv: $C O_2 + C = 2 C O$; $Zn + C O_2 = Zn O + C O$, eller ved Ophedning af Calciumkarbonat med Zinkstøv, hvorved faas ren Kulilte: $Ca C O_3 + Zn = C O + Zn O + Ca O$.

Ligeledes faas den ved Opvarmning af Oxalsyre med stærk Svovlsyre, hvorved sidstnævnte Syre virker vand-sugende: $C_2 H_2 O_4 = H_2 O + C O_2 + C O$; den samtidigt dannede Kulsyre fjernes, idet den absorberes af en Natronopløsning. Ferrocyanium (gult Cyanjærnkalmium) giver ved Opvarmning med koncentreret Svovlsyre Kulilte, medens det med fortyndet Svovlsyre giver Blaasyre: $K_4 Fe (N C)_6 + 6 H_2 S O_4 + 6 H_2 O = 2 K_2 S O_4 + Fe S O_4 + 3 (N H_4)_2 S O_4 + 6 C O$.

Egenskaber: Kulilte er en farveløs Luftart uden Lugt eller Smag; dens Vægtfylde er 0,97. I Vand er den kun i ringe Grad opløselig, og den lader sig først ved højt Tryk og meget lav Temperatur fortætte til en Vædske; denne koger ved $\div 190^\circ$, bliver fast ved yderligere Afkøling og smelter ved $\div 207^\circ$.

Kulilte brænder med blaa Flamme til Kulsyreanhydrid; Flammen slukkes i absolut tør Luft; et Spor af Fugtighed er altsaa nødvendig, for at Forbrændingen kan finde Sted. Kulilte er meget giftig, idet den forener sig med Farvestoffet i de røde Blodlegemer, og disse derved miste Evnen til at optage Ilt; det er derfor Kulilten, der er Aarsagen til de temmelig hyppige Forgiftninger ved s. k. »Kuldampe« (Kulos). Den er en Bestanddel af Belysningsgas (se S. 127).

Kulilte virker som et stærkt Reduktionsmiddel, idet den optager Ilt og gaar over til Kulsyre; den reducerer ved højere Temperatur Jærnilte til Jærn: $Fe_2 O_3 + 3 C O = Fe_2 + 3 C O_2$. Ledes Vanddampe over *glødende* Kul, dannes en Blanding af Kulilte og Brint: $H_2 O + C =$

$\text{CO} + \text{H}_2$, der kaldes »Vandgas«; denne benyttes som Brændsel og efter Tilsætning af Kulbrinter (Karburering) til Belysning; ved lavere Temperatur dannes Kulsyreanhydrid og Brint: $\text{C} + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2$.

Kulilte har den mærkelige Egenskab ved $25-30^\circ$ at forene sig med fint fordelt Nikkel til en letflygtig Vædske, *Nikkelkulilte*, $\text{Ni}(\text{CO})_4$, der koger ved 43° og krystalliserer ved $\div 45^\circ$, medens dens Dampe sønderdeles ved 60° under Eksplosion. Ogsaa andre af Jærngruppens Metaller forene sig paa lignende Maade med Kulilte.

Kulunderilte, C_3O_2 , kan faas af en organisk Syre, *Malonsyre*, $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_4$, ved Behandling med Fosforsyreanhydrid, som virker vandsugende: $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_4 \div 2 \text{H}_2\text{O} = \text{C}_3\text{O}_2$; det er ved lav Temperatur en farveløs Vædske, der allerede koger ved 7° , og som begynder at sønderdeles ved almindelig Temperatur.

Beregningsopgaver:

1) Hvormegen Kulsyre (CO_2) faas ved Forbænding af 1 Centner Antracit, der indeholder 94 Proc. Kulstof, og hvormegen Ilt medgaar hertil?

2) Hvormeget Marmor og 10 Proc. holdig Saltsyre medgaar der til Fremstilling af 50 Liter Kulsyreanhydrid?

3) Hvormeget Kulsyreanhydrid faas ved Glødning af 50 Kilogram Kalksten (CaCO_3)?

4) Ved Forbrænding af en Diamant har man faaet 7 Kubikcentimetre Kulsyreanhydrid, hvormeget har Diamanten vejet?

5) Hvormange Gram Kulilte dannes der ved at lede 10 Liter Kulsyreanhydrid over glødende Kul?

6) Hvormegen Kulilte faar man af 100 Gram krystalliseret Oxalsyre ($\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$)?

7) Hvormange Liter Vandgas faas ved at lede 1000 Gram Vanddampe over glødende Kul?

8) Hvormegen Kulilte medgaar der til Reduktion af 1000 Gram Jærnilte (Fe_2O_3) til metallisk Jærn?

Kulstoffets Svovlforbindelser.

Svovlkulstof, $C S_2$. *Fremstilling*: Svovlkulstof fremstilles analogt med Kulsyreanhydrid ved direkte Forening af Kulstof med Svovl, idet man gløder Kul i Svovldamp og fortætter de udviklede Dampe: $C + S_2 = C S_2$.

Egenskaber: Svovlkulstof er en farveløs, lysbrydende Vædske, der koger ved 46° , fryser ved -113° og har Vægtfylden $1,27$; det har i uren Tilstand en højst ubehagelig Lugt, og dets Dampe ere giftige. Antændt brænder Svovlkulstof med blaalig Flamme til Kulsyreanhydrid og Svovlsyrling; en Blanding af Svovlkulstofdampe og Luft er meget letantændelig, idet dens Antændelsestemperatur ligger ved ca. 150° .

Svovlkulstof opløser Brom, Jod, Svovl, Fosfor, Harpiksarter, Kautschuk, Fedtstoffer o. l. i rigelig Mængde og finder derfor Anvendelse som Opløsningsmiddel. Metal-ilter omdannes ved Glødning i Svovlkulstofdampe til Sulfider.

Ligesom Kulsyreanhydrid, $C O_2$, er ogsaa Svovlkulstof et Syreanhydrid; den tilsvarende Sulfosyre, $H_2 C S_3$, *Sulfokarbonsyre* (Triithiokarbonsyre), kendes, men er meget ubeständig; dens Salte faas af Svovlkulstof ved Behandling med Sulfider, f. Eks.: $C S_2 + Na_2 S = Na_2 C S_3$.

Karbonylsulfid, $C O S$, dannes af Kulilte og Svovldamp, naar de ledes gennem et glødende Rør, og er en Luftart.

Kulstoffets Forbindelser med Kvælstof og med Klor omtales i den organiske Kemi.

Forbrænding.

Naar et Legeme indgaar i kemisk Forbindelse med et andet under Udvikling af Lys og Varme, siges det at *forbrænde*. I snævrere Forstand mene vi med Forbræn-

ding de kulstofholdige Legemers Forening med Ilt under Ildfænomen; denne Art Forbrænding skal her nærmere omtales.

Medens nogle Legemer brænde med Flamme, f. Eks. Belysningsgas, Brint, Svovl, vise andre Legemer ved Forbrændingen ikke nogen saadan. Flammen viser sig, naar det er Luftarter eller Dampe, der forbrænde. Flammerne kunne være *lysende* og *ikke-lysende*; de ere lysende, naar der i Flammen udskilles faste Stoffer, der blive glødende; naar de kulstofrigere Kulbrinter brænde, udskilles der Kul i Flammen, Kulpartiklerne gløde og udsende Lys; naar derimod Brint eller Sumpgas brænder, udskilles der ikke faste Stoffer i Flammen, og derfor er denne ikke lysende. Ikke-lysende Flammer kunne blive lysende, naar de brænder under stærkt Tryk.

I en almindelig Lysflamme kan man skelne tre forskellige Dele; den nederste Del, nærmest Flammens Udgangspunkt, er farveløs og bestaar af brændbare Luftarter, den mellemste Del, der udgør den største Del af Flammen, lyser med gul Farve, og i denne forbrænder Brinten til Vand, men da der ikke er tilstrækkelig Luftadgang, forbrænder ikke alt Kul til Kulsyreanhydrid; de glødende Kulpartikler forbrænde først fuldstændigt i den yderste ikke-lysende Del af Flammen, hvor Luften har tilstrækkelig Adgang.

Ved Forbrænding af et almindeligt Lys indtræder der ved Vægens Antændelse en Ophedning af det organiske, kulstofholdige Stof, hvoraf Lyset bestaar, og herved dannes, ligesom ved Ophedning af Træ, Stenkul o. l., brændbare Luftarter; paa Grund af Haarrørskraften føres stadigt mere af det smeltede, brændbare Stof op i Vægen til Erstatning for det forbrændte.

Jo kulstofrigere de Luftarter ere, der forbrænde, desto stærkere Lufttilførsel maa der være til Flammen; i modsat Tilfælde vil denne ose, idet der udskilles uforbrændt Kul. Ved Anvendelsen af Gas som Brændselsmateriale

benytter man den saakaldte *Bunsenske* Lampe, der er indrettet saaledes, at Gassen, inden den naar Udstømningsaabningen, hvor den antændes, blandes med en tilstrækkelig Mængde Luft, saa at den forbrænder fuldstændigt uden Udskillelse af Kul i den indre Flamme, og derfor brænder med blaalig, ikke-lysende Flamme.

Den *lysende* Del af en Flamme bestaar, som nævnt, væsentligt af glødende Kulstofpartikler og virker derfor stærkt *reducerende*, medens den *yderste Del* af Flammen, hvor Luftens Ilt har rigelig Adgang, virker stærkt *iltende*. Ved Anvendelse af *Blæserøret* kan man udnytte disse Egenskaber hos Flammen, og man kan ved forøget Tilblæsning af Luft gøre den mere iltende. Disse Forhold have Betydning for den kemiske Analyse, idet man f. Eks. ved Reduktion i Blæserørsflammen kan paavise tunge Metalleres Nærværelse i et Stof, medens man ved den iltende Flamme kan frembringe karakteristiske »Beslag«, idet vedkommende Stoffer ilte sig og give flygtige eller farvede Iltter (se den analytiske Kemi).

Til Varmekilde anvende vi i det daglige Liv Forbrændingen af kulstofrige Legemer i Luftens Ilt. Brændselsmaterialerne stamme alle mere eller mindre direkte fra Planteriget og indeholde Kulstof, Brint og Ilt samt Askebestanddele. Brinrigere Brændsel, f. Eks. Stenkul, Træ o. s. v., brænde med Flamme, fordi der ved Ophedning af Brændselet dannes brændbare Luftarter (Kulbrinter), hvorimod de Brændselsmaterialer, der ved tør Destillation ere befriede for en stor Del af deres Brint, og derfor ere særlig rige paa Kulstof, brænde uden Flamme eller i hvert Fald med svag Flamme. Da der ved Forbrændingen dannes i samme Forhold mere Vanddampe, som Brændselet indeholder Brint og Fugtighed, og da der til Fordampningen af Vandet forbruges en stor Del af den Varme, der

udvikles ved Forbrændingen, er det klart, at man opnaar den højeste Temperatur ved Anvendelsen af tørre Brændselsmaterialer, og da særligt af saadanne, der ere kulstofrige, f. Eks. Antracit, Cinders, Koks, idet der ved disses Forbrænding ikke gaar saa megen Varme tabt til Fordampning af Vand. De forskellige Sorter Brændsel ere altsaa i Besiddelse af forskellig *Brændværdi*, ϱ : samme Vægtmængde af forskellige Sorter Brændsel udvikle en meget forskellig Varmemængde ved fuldstændig Forbrænding. Brændværdien maales ved det Antal Varmeenheder, Brændselet udvikler, naar det forbrænder fuldstændigt uden at give Røg eller efterlade Kul; naar altsaa Stenkullenes Brændværdi er ca. 8000, betyder dette, at man ved Hjælp af 1 Kilogram Stenkul kan opvarme 80 Kilogram Vand fra 0° til 100° ; Brændværdien for Brænde er ca. 3400, for Tørv ca. 4000, men den forandrer sig med et og samme Brændsels Askemængde og Tørhed. Dog maa det bemærkes, at man i Praksis langtfra opnaar den fulde Nytte af Brændsel, særlig paa Grund af det Varmetab, der finder Sted til Omgivelserne, og paa Grund af Forbrændingens Ufuldstændighed.

I den kemiske Industri frembringer man høj Varme ved Forbrænding af kulstofrigt Brændsel i *Flammeovne* eller *Skaktovne*; i de førstnævnte kommer Brændselet ikke i Berøring med det Stof, der skal ophedes, men Risten lægges ved Siden af det overhævede Arbejdsrum (*Herden*) og adskilles herfra ved en Brystning, over hvilken Flammen slaar ind i Herden; paa den modsatte Side af Herden trænge Forbrændingsprodukterne ud i Skorstenen. Flammen kan virke iltende eller reducerende, alt eftersom der tilføres Overskud af Luft eller anvendes Overskud af Kulstof. *Skaktovne* ere høje, murede Rum, i hvilke det Stof, der skal ophedes, blandes med Brændsel og kastes ind fra oven, medens Luftforsyningen sker ved Blæsebølge forneden. Disse Ovne anvendes i Regelen ved reducerende Smeltninger, f. Eks. ved Udvinning af Metaller.

Materie og Energi; Termokemi.

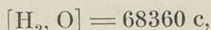
Verdensaltet bestaar af *Materie* (vejeligt Stof) og *Energi*; ved *Materie* forstaa vi i Almindelighed alt, hvad der indtager *Rum*, ved *Energi*, hvad der fremkalder eller evner at fremkalde en Forandring i Materien. At der gives mangfoldige forskellige Arter af Materie, er let nok at iagttage; at der ligeledes gives forskellige Former af Energi, er ogsaa bekendt; Eksempler herpaa er Varme, Lys, Elektricitet etc. Under Indflydelse af de forskellige Energiformer undergaar Materien stadigt Forandringer, og disse Forandringer finde Sted overalt. De Forandringer, vi mest umiddelbart bemærke, ere Ændringer i Stilling og Temperatur; men desuden gives der mange andre Forandringer af stor Betydning, elektriske, magnetiske, kemiske Forandringer. Loven om Materiens Konstans er allerede tidligere omtalt (S. 31); ligesom Materien hverken kan skabes eller tilintetgøres ved den kemiske Proces, kan heller ikke Energi skabes eller tilintetgøres; *den samlede Energi mængde i Verdensaltet er konstant* ligesom den samlede Mængde af Materie, men ligesom en Form af Materien kan overføres i en anden, saaledes som det sker ved den kemiske Proces, saaledes kan ogsaa en Form af Energi overføres i en anden. Vi vide med Sikkerhed, at *der til en bestemt Mængde Varme svarer en bestemt Mængde Arbejde og omvendt, at der af en bestemt Mængde Arbejde kan faas en bestemt Mængde Varme*; Arbejdet maales i *Gram-Centimeter*; hæves et Legeme, der vejer g Gram h Centimeter over Jordoverfladen, da udrettes et Arbejde paa $g \cdot h$ Gram-Centimeter. Varmemængden maales i *Kalorier*; 1 Kalorie er den Varmemængde, der kræves til at opvarme 1 Gram Vand fra 0° til 1° . 1 Kalorie er ækvivalent med 43280 Gram-Centimeter (*Varmens mekaniske Ækvivalent*). Et lignende, bestemt Forhold finder Sted mellem *Varmeenergi* og *elektrisk Energi* og mellem denne og *kemisk Energi*; saaledes vide vi, at der ved Forbrænding af en bestemt Mængde af et givet Stof kan faas en bestemt Varmemængde og omvendt, at vi med en bestemt Varmemængde kan fremkalde en bestemt kemisk Virkning. Overførelse af en Energi-form i en anden finder ligesaa ofte Sted som Overførelse af en Form af Materie i en anden; i begge Tilfælde forbliver Mængden den samme. Da altsaa de forskellige Energiformer kunne overføres til andre, vil enhver Energiform kunne bringes til at udføre et Arbejde. Man skelner mellem 1) *aktuel Energi*, *Bevægelsesenergi*, 2) levende Kraft hos bevægede Masser, 2) *po-*

tentiell Energi 3) Arbejdsevne hos saadanne materielle Systemer, der ere i Stand til under de forhaanden værende Forhold at indtage en mere stabil Orden, 3) *Varme* (og *Lys*), 4) *elektrisk Energi*, der maales ved Produktet af elektromotorisk Kraft og Elektricitetsmængde, 5) *kemisk Energi*.

Medens i det foregaaende kun den Side af de kemiske Processer er bleven betragtet, der angaar de materielle Forandringer, skal i det følgende i al Korthed de Energifænomener omtales, der ledsage den kemiske Proces.

Den kemiske Energi er den mindst bekendte af alle Energiformer, og det eneste Middel til at lære den at kende, er at overføre den i andre Energiformer. Den Del af Videnskaben, der omhandler Maalingen af den kemiske Energi ved den Varmetoning, der finder Sted ved den kemiske Proces, kaldes *Termokemi*. Denne Videnskab er særlig bleven udviklet ved *Julius Thomsens* og *M. Berthelots* Undersøgelser.

Den nævnte Maaling af Varmetoningen ved den kemiske Proces sker, idet man i omhyggeligt konstruerede Apparater, *Kalorimetre*, lader vedkommende Stoffer indvirke saaledes paa hinanden, at den udviklede eller forbrugte Varme kan maales i Varmeenheder (Kalorier s. o.). Resultatet beregnes paa det Antal Gram af vedkommende Stof, der svarer til Atom- eller Molekultallet (Gramatom, Grammolekul). Dannelsen af Vand af Ilt og Brint udtrykkes f. Eks. ved Ligningen



3: den Varme, der udvikles, naar 1 Grammolekul Brint forener sig med 1 Gramatom Ilt, er = 68360 Kalorier. Ved saadanne Maalinger er der dog mange Hensyn at tage, f. Eks. Tilstandsformen af de Stoffer, der deltage i Reaktionen, og af de Produkter, der dannes ved dem; have Produkterne en anden Tilstandsform end de oprindelige Stoffer, er denne Overgang i en anden Tilstandsform ogsaa ledsaget af en Varmetoning, der maa tages med i Betragtning ved den endelige Beregning af Resultaterne.

Dannelsesvarme. Maalinger af Dannelsesvarme for de kemiske Forbindelser høre til de termokemiske Undersøgelser, der hyppigst foretages; dog lader Dannelsesvarmen sig i de fleste Tilfælde kun bestemme indirekte. Man kan f. Eks. ikke direkte bestemme Dannelsesvarmen for Sumpgas C_2H_4 ; man gaar da frem paa den Maade, at man bestemmer den Varmetoning, der finder Sted ved Forbrændingen af Kulstoffet og af Brinten hver for sig; denne er:

$$[C, O_2] = 96960 \text{ c og } 2 [H_2, O] = 136720 \text{ c.}$$

Forbrændingsvarmen for de enkelte Bestanddele i et Molekul Sumpgas er altsaa tilsammen 233680 c; derpaa bestemmes Forbrændingsvarmen for Sumpgas selv og findes:

$$[C H_4, O_4] = 211930 \text{ c.}$$

Forskellen mellem Værdierne 233680 c og 211930 c = 21750 c er den Varmemængde, der forbruges ved Adskillelsen af Kulstofatomet fra de 4 Brintatomer i 1 Mol. Sumpgas, men da man af et stort Antal Maalinger har fundet den Lov, at *den til Sønderdelingen af en Forbindelse forbrugte Varmemængde er lig den ved Forbindelsens Dannelse udviklede Varmemængde*, er Dannelsesvarmen for Sumpgas = 21750 c:

$$[C, O_2] + 2 [H_2, O] \div [C H_4, O_4] = [C, H_4] = 21750 \text{ c.}$$

Naar Brint og Klor virke paa hinanden under Dannelse af Klorbrinte, antage vi, at Reaktionen mellem disse Stoffer foregaar mellem Molekuler: $H_2 + Cl_2 = 2 H Cl$. Maale vi den Varme, der udvikles ved denne Proces, da er den fundne Varmeutvikling ikke ligefrem Resultatet af Foreningen af Brint med Klor, men den er Forskellen mellem to Varmemængder, nemlig den, der udvikles ved Foreningen af Brint med Klor, og den, der medgaar til at adskille et Molekul Brint og et Molekul Klor i Atomer. Det samme gælder om enhver kemisk Reaktion: den ved Reaktionen maalte Varmetoning er Differensen mellem en eller flere Varmetoning, og er ikke noget egentligt Maal for den kemiske Tiltrækning mellem de reagerende Stoffer. Dog lader der sig af de termokemiske Maalinger drage visse Slutninger med Hensyn til Forholdet mellem Grundstoffernes indbyrdes Affinitet. Naar man saaledes for Dannelsen af Klorbrinte, Brombrinte og Jodbrinte finder:

$$[H_2, Cl_2] = 2 [H, Cl] - [H, H] - [Cl, Cl] = 44002 \text{ c}$$

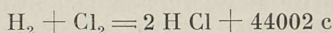
$$[H_2, Br_2] = 2 [H, Br] - [H, H] - [Br, Br] = 16880 \text{ c}$$

$$[H_2, J_2] = 2 [H, J] - [H, H] - [J, J] = \div 12072 \text{ c,}$$

da er det sandsynligt, at Affiniteten mellem Brint og Halogenerne ændres i samme Rækkefølge, skønt Tallene ikke er proportionale med Affiniteten mellem disse Stoffer.

Vil man gendanne de oprindelige Molekuler, som dannede Udgangspunktet for en kemisk Proces, da maa man atter tilføje de ved Processen dannede Stoffer den tabte Energi, som er ækivalent med den ved Dannelsen frigjorte Mængde Varme (Lavoisier og Laplace, 1788).

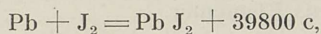
Den kemiske Ligning for Dannelsen af Klorbrinte af Klor og Brint vil kunne udvides til:



hvoraf følger $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \div 44002 \text{ c} = 2 \text{H Cl}$.

Man har altsaa ved denne Proces berøvet Brint- og Klor-molekulet den Energi, der svarer til 44002 c; denne maa atter tilføres, hvis Brint- og Klormolekulet skal gendannes.

De kemiske Ligninger ville i det hele taget kunne udvides til ogsaa at omfatte Varmetoningen ved den kemiske Proces, f. Eks.



d. v. s. 206,⁹ Gram Bly og 253,⁸ Gram Jod indeholde lige saa megen Energi som 460,⁷ Gram Jodbly + 39800 Kalorier. Skal altsaa omvendt Jodbly sonderdeles i Jod og Bly: $\text{Pb J}_2 = \text{Pb} + \text{J}_2 \div 39800$ Kalorier, maa derved optages 39800 Kalorier.

Den Varmedvikling, der finder Sted, naar et givet System af Molekuler omsætter sig til et andet, er kun afhængig af Begyndelses- og Slutningstilstanden, og er derfor ganske den samme, hvordan end Omsætningen sker, og hvilke Mellemed der end dannes (G. H. Hess, 1840). Saaledes vil Varmedviklingen ved Dannelsen af Kulsyreanhydrid være den samme, enten man først brænder Kulstof til Kulilte og derefter Kulilten til Kulsyre, eller man direkte brænder Kulstof til Kulsyreanhydrid.

Af særlig Interesse ere de termokemiske Maalinger, der bestemme Varmetoningen ved Neutralisationen af Syrer og Baser (*Neutralitetsvarmen*). Har man bestemt den Varme, der udvikles ved Neutralisationen af ækvivalente Mængder af forskellige Syrer med samme Base og ved Neutralisationen af ækvivalente Mængder af forskellige Baser ved samme Syre, da er det muligt at afgøre, hvilken Proces, der finder Sted, naar Syrer bringes sammen med Salte, uden at der indtræder nogen synlig Sønderdeling; det er ogsaa muligt at maale, hvorledes en Base fordeles paa flere Syrer, og derved at maale Syrernes relative Styrke. De Tal, der udtrykke Syrernes Styrke, maalt paa denne Maade, kaldes Syrernes *Aviditetstal*. Lader man f. Eks. Salpetersyre indvirke paa en Opløsning af Natriumsulfat, viser det sig, at to Trediedele af Natriumhydroxydet bindes til Salpetersyren og en Trediedel til Svovlsyren; Sapetersyrens Aviditet er derfor dobbelt saa stor som Svovlsyrens. Af alle hidtil undersøgte Syrer har Salpetersyren og Saltsyren den største

Aviditet; sættes denne = 1, er Svovlsyrens = $0_{,49}$ og Ortofosforsyrens = $0_{,25}$.

Til Bestemmelse af Energiindholdet i organiske Forbindelser har man intet andet Middel end deres fuldstændige Forbrænding; den derved udviklede Varme (*Forbrændingsvarmen*) er den samme, der særligt kommer i Betragtning ved disse Stoffers Anvendelse til tekniske eller fysiologiske Øjemed, og de organiske Stoffers Forbrændingsevne spiller derfor en betydelig Rolle. Trækker man Forbrændingsvarmen for en organisk Forbindelse fra Forbrændingsvarmen for de deri indgaaede Grundstoffer, faas Dannelsesvarmen for vedkommende Forbindelse af dens Elementer.

Ethvert Stof, der har Evnen til at forene sig med andre Stoffer under Udvikling af Varme, besidder kemisk Energi og kan yde et Arbejde; saaledes kunne alle brændbare Stoffer yde Arbejde, idet der ved deres Forening med Luftens Ilt udvikles Varme, og denne kan omsættes i Arbejde. Aarsagen til Dampmaskinens Bevægelse er Forbrændingen af det Brændsel, der anvendes under Dampkedlen, altsaa en kemisk Proces. Derimod besidde saadanne Stoffer, der ikke have Evnen til at forene sig med andre Stoffer, ingen Evne til at yde »kemisk Arbejde«.

Drejer det sig om Evnen til at forene sig med Ilt, da mangler saavel *Vand* som *Kulsyre* denne Evne; disse Stoffer mangle altsaa i denne Henseende kemisk Energi, og kunne ikke yde kemisk Arbejde ved at forene sig med Ilt. Skulle de anvendes til at yde saadant Arbejde, maa de først sønderdeles i deres Bestanddele; disse kunne atter indbyrdes forene sig til Forbindelser, der besidde kemisk Energi og altsaa kunne yde kemisk Arbejde. Paa en saadan Proces beror hele Plantelivet, idet Kulsyre og Vand i Naturen stadigt ere underkastede en Spaltning som den nævnte; Produkterne af denne Proces, f. Eks. Træ, Melstof o. s. v., besidde kemisk Energi og kunne altsaa yde kemisk Arbejde. Evnen til at yde dette Arbejde skyldes i sidste Instans Sollyset og Solvarmen, ved hvilke Sønderdelingen af Kulsyre (H_2CO_3) bevirkes. Sollyset tilfører altsaa den fornødne Energi til, at denne Sønderdeling kan finde Sted, og denne Energi opspares t. Eks. i det brændbare Træ, ved hvis Forbrænding den igen bliver fri i Form af Varme. Planten indeholder altsaa opsparet Energi, der atter kan udnyttes.

Mange Plantestoffer tjene Dyrene til Næring og overføres ved Dyrenes Livsproces til andre Former. Dyrenes Livsproces er imidlertid en langsom Forbrændingsproces, ved hvilken de kulstof- og brintholdige Stoffer slutteligt overføres til Kulsyre og Vand; denne Forvandling foregaar som ovenfor nævnt under Udvikling af Varme γ : Tab af Energi, og denne Energi tjener til Udførelsen af det Arbejde, som den dyriske Organisme er i Stand til at yde.

Kulsyren og Vandet komme da atter ved Sollysets Virkning Planten tilgode, og paa denne Maade fortsættes ved Solens Virkning Kredsløbet i Naturen.

Silicium.

Si = 28,4.

Forekomst: Næst Ilt er Silicium det mest udbredte af alle Grundstoffer, men det forekommer aldrig i fri Tilstand i Naturen. Dets Iltforbindelse, *Kiselsyreanhydrid*, Si O_2 , findes i Naturen som Bjergkrystal, Kvarts, Sand, og de kiselsure Salte danne Hovedmassen af de krystallinske Bjergarter og af Jordskorpen.

Fremstilling: Silicium lader sig frigøre af sin Iltforbindelse, naar denne ophedes med Magniumpulver: $\text{Si O}_2 - 2 \text{Mg} = 2 \text{Mg O} + \text{Si}$. Det faas som et brunt Pulver ved Ophedning af Fluorsiliciumkalium med Natrium: $\text{K}_2 \text{Si F}_6 + 4 \text{Na} = 2 \text{K F} + 4 \text{Na F} + \text{Si}$, eller som sorte, haarde Regulæroktaedre eller grafitlignende Blade, naar der ved Reduktionen anvendes en Blanding af Natrium og Zink. I store kompakte Stykker faas det ved Reduktion af Kiselsyreanhydrid med Calciumkarbid i den elektriske Ovn.

Egenskaber: Det krystallinske Silicium har Vægtfylden 2,5, forandres ikke ved Ophedning i Ilt, men forener sig under Ildfænomen direkte med Flour og med Klor. Det amorfe Silicium brænder ved Ophedning i Luft, idet der dannes Kiselsyreanhydrid, Si O_2 , og for-

holder sig overfor Fluor og Klor som det krystallinske. Varm Kalilud opløser Silicium, idet der dannes kiselurt Kali (Kaliumsilikat) og fri Brint: $2\text{KOH} + \text{Si} + \text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2$; Syrer angriber det ikke; dog paavirkes det langsomt af Flussyre, bedre af en Blanding af Flussyre og Salpetersyre.

I fri Tilstand blev Silicium først fremstillet af *Berzelius* i 1823.

Siliciumbrinte, SiH_4 , faas, blandet med Brint, ved Behandling af Siliciummagnium med fortyndet Saltsyre og er en farveløs, i uren Tilstand selvantændelig Luftart; i ren Tilstand er den kun selvantændelig ved formindsket Tryk, eller naar den er fortyndet med Brint. Den forbrænder derved til Kisel-syreanhydrid og Vand. Ved Ophedning sønderdeles den let i Silicium og Brint; ved Indvirkning af en Opløsning af Kaliumhydroxyd giver den Kaliumsilikat og Brint.

Kiselsyreanhydrid, SiO_2 , og **Kiselsyre**, H_4SiO_4 (?).

Forekomst: Kiselsyreanhydrid danner en væsentlig Bestanddel af Jordskorpen og findes i fri Tilstand i Naturen, saavel krystalliseret som amorf. Det findes i farveløse Krystaller som *Bjergkrystal*, i violette Krystaller som *Amethyst* og i mørke Krystaller som *Røgtopas*; Krystallerne have Form af heksagonale Prismer, tilspidsede ved Pyramider. Som krystallinsk Kiselsyre eller *Kvarts* findes det udbredt i mange Bjergarter. Amorft Kiselsyreanhydrid findes i mere eller mindre uren og farvet Tilstand som *Kalcedon*, *Agat*, *Jaspis*, *Opal*, *Flint* o. fl.

Ved flere varme Kilder udskilles Kiselsyre som *Kiselsinter*, f. Eks. ved Geysir paa Island. Endvidere findes Kiselsyre som Bestanddel af mange Planter, særligt i Græsser, uden at den dog er nødvendig for disse Planter; ogsaa findes Kiselsyre som Bestanddel af visse encellede Algers (*Diatoméers*) Hylstre og forekommer paa denne Maade i hele Jordlag (*Molér*, *Infusoriejord*, *Polérskifer*); fra Planteriget gaar Kiselsyren over i Dyrene og findes saaledes i Asken af frøedende Fugles Fjer.

Fremstilling: Kiselsyreanhydrid fremstilles ved Op-hedning af Kiselsyre; denne faas, naar man smelter en Blanding af fintpulveriseret Sand med vandfri Soda, op-løser den herved dannede, glasagtige Masse i Vand, hvor-ved faas s. k. Natronvandglas, ρ : Natriumsilikat (kiselsurt Natron), og derpaa sønderdeler denne Opløsning ved Til-sætning af Saltsyre: $\text{Na}_4\text{SiO}_4 + 4\text{HCl} = 4\text{NaCl} + \text{H}_4\text{SiO}_4$. Herved udskilles en stor Del af Kiselsyren som en geléagtig Masse, der efter Frapresning af Vand og Ud-vadskning tørres. Af den kogsaltholdige Opløsning, der indeholder opløst Kiselsyre, kan denne faas i ren Tilstand ved *Dialyse*; man bringer Opløsningen i et Kar, hvis Bund bestaar af Blære eller Pergamentpapir (en Dialysator) og stiller dette Kar i et andet og større Kar med Vand, der jævnligen skiftes; da vil den geléagtige Kiselsyre blive til-bage i Dialysatoren, medens Natriumklorid og Saltsyre trænge gennem Hinden. Ligesom i nærværende Tilfælde Natriumklorid trænger igennem Hinden, er dette i al Almindelighed Tilfældet med alle krystallinske, opløselige Stoffer (*Krystalloider*), medens derimod de geléagtige Le-gemer (*Kolloider*) blive tilbage og ikke diffundere.

Geléagtig Kiselsyre faas ogsaa ved Sønderdeling af mange naturlige Silikater (kiselsure Salte) med Saltsyre og ved Sønderdeling af Fluorsilicium med Vand (se nedenfor).

Den ved Dialyse dannede Opløsning af Kiselsyre reage-rer svagt surt, men har ingen Smag; ved Henstand bliver den geléagtig. Det lykkes ikke at tilvejebringe nogen Kiselsyre, der svarer til et bestemt Hydrat af SiO_2 ; Sili-katerne afledes af forskellige Hydrater, f. Eks. H_2SiO_3 , *Metakiselsyre*; H_4SiO_4 , *Ortokiselsyre*; H_6SiO_5 o. s. v. (*Polykiselsyrer*).

Det ved Glødning af Hydratet fremstillede *Kiselsyre-anhydrid* er et hvidt, amorft Pulver, hvis Vægtfylde er 2,3, medens Bjergkrystallens Vægtfylde er 2,65. Kiselsyre-

anhydrid er uopløseligt i alle Syrer, undtagen i Flussyre; det amorfe Anhydrid kan opløses i kogende Kali- eller Natronlud, det krystallinske derimod ikke.

Krystalliseret Kiselsyreanhydrid er meget tungsmelteligt; det bliver blødt i Knaldgasflammen og kan da trækkes ud til fine Traade, som have en betydelig Bæreevne; disse Traade benyttes til Ophængning af Magneter o. a. Ved fortsat Ophedning i Knaldgasflammen smelter det ved ca. 1700° til et gennemsigtigt Glas, som kan bruges til Kolber, Digler, Rør o. s. v. af stor Modstandsdygtighed. Da dets Udvidelseskoefficient er overordentlig ringe, springe Genstande af dette »Glas« end ikke ved de pludseligste Temperaturforandringer. Ved Ophedning i den elektriske Ovn kan Kiselsyreanhydrid bringes i livlig Kogning; Dampene fortættes da som uldne Fnug.

De i Naturen forekommende Silikater afledes hyppigst af Polykiselsyrerne og sjældent af Orto- og Metakiselsyren. Kun faa af disse Salte sønderdeles af Syrer; de maa derfor oftest til nærmere Undersøgelse smeltes med Natriumkarbonat, hvorefter Produktet sønderdeles med Saltsyre.

Kolloide Stoffer.

Graham, der fandt, at Kiselsyren dannedes i Opløsning, naar en passende fortyndet Natriumsilikatopløsning blev hældt i Overskud af Saltsyre, og at den ikke diffunderede gennem Dialysatorhinden, medens dette skete for Natriumklorid og Saltsyrens Vedkommende, delte Stofferne i to Arter med Hensyn til dette Forhold: *Kolloider* og *Krystalloider*. Kolloiderne forholdt sig som Kiselsyren, f. Eks. Lim (colla), Æggehvide, Agar-Agar, Gummi o. s. v., Krystalloiderne, krystallinske Stoffer, forholdt sig som Natriumklorid og Saltsyre.

Nu opfatter man Sagen saaledes, at den *kolloide* Form er en Tilstandsform, ligesom den amorfe eller den kry-

stallinske, den flydende eller den luftformige, hvori for saa vidt alle Stoffer kunde optræde, og man kender nu et overmaade stort Antal Eksempler paa den kolloide Form.

Der er flere Metoder til at fremstille Stofferne i den kolloide Tilstand.

1) Ved ligefrem Opløsning give mange Stoffer en kolloid Opløsning, f. Eks. Albumin, Lim, Gummi o. fl.

2) Ofte dannes Stofferne i denne Tilstand i Opløsninger, naar Ioner ikke ere tilstede, medens Tilstedeværelsen af disse vilde give Anledning til Dannelsen af et Bundfald, f. Eks. naar Svovlbrinte ledes til en Opløsning af Arsensyrting eller Merkuricyanid, der begge kun i ganske ringe Grad ere dissocierede i Ioner — og det samme gælder Svovlbrinten — dannes der i begge Tilfælde en kolloid Opløsning, men ved Tilsætning af en ringe Mængde Saltsyre eller Natriumklorid kommer der Bundfald af henholdsvis Arsensulfid eller Merkurisulfid.

3) Ved Dialyse, hvorved Ionerne fjernes, f. Eks. Kisel-syre. Et andet Eksempel er den kolloide Opløsning af Ferrihydroxyd, af Aluminiumhydroxyd o. fl., som kan faas ved at sætte et Underskud af Alkali til Opløsningen af Kloridet, saaledes at Opløsningen endnu holder sig klar, og derpaa dialysere, hvorved Alkaliklorid og Saltsyre (altsaa Ionerne) fjernes.

4) Ved Metalforstøvning under Vand. De to modsatte Elektroder af vedkommende Metal (f. Eks. Platin, Guld) nærmes til hinanden under Vand, saaledes at der dannes en lille Flammebue mellem dem (110 Volt). Metallet for-deler sig da fra Katoden i Vandet som mørke Skyer og giver efter Filtration fra de større Partikler en mørkfarvet kolloid Opløsning.

5) Ved Reduktion af Saltene i Opløsning. Saaledes kan man ved forskellige Reduktionsmidler af Guldopløsninger faa en kolloid Guldopløsning og af Sølvopløsninger en kolloid Sølvopløsning (Collargol, se under Sølv).

6) Endelig kan kolloide Opløsninger dannes ved Hjælp af *Beskyttelseskolloider*. Hvis man f. Eks. til en Kaliumbromidopløsning sætter Gelatine og derefter Sølvnitrat, kommer der ikke Bundfald af Sølvklorid, men der dannes en kolloid Opløsning.

En saadan Opløsning kaldes en *Sol*; hvis Opløsningsmidlet er Vand, en *Hydrosol*, og hvis det er Alkohol, en *Alkosol*. Saadanne kolloide Opløsninger ere ganske forskellige fra almindelige Opløsninger. De udøve saaledes ikke noget osmotisk Tryk og vise ingen Frysepunktsænkning o. s. v. (se S. 156 og S. 158). De ere nærmest at betragte som en meget fin Opslemning. En Lysstraale, der falder ind i et Rum, hvor Luften indeholder Støvpartikler, kan ses ved Betragtning fra Siden, i modsat Fald ikke. En Lysstraales Vej gennem en kolloid Opløsning kan ses ved Betragtning fra Siden gennem *Ultramikroskopet*, og Smaapartiklerne ses derved indirekte.

Man skelner mellem *reversible* og *irreversible* Hydrosoler. De kunne alle koagulere, gelatine, hvorved udskilles en *Hydrogel* (*Alkogel*); men ved de reversible Kolloider kunne disse igen opløses og give en Hydrosol. Til de reversible Kolloider hører f. Eks. Lim, Gelatine, Æggehvide, Agar-Agar, Stivelse o. fl. Disse bulne ud i Vand og opløses ved svag Opvarmning til en Hydrosol, men ved Afkøling stivner det hele til en Hydrogel. Lader man nu en stor Del af Vandet fordampe ved Henliggen i Luften eller ved lav Temperatur i Vacuum, kan man igen opløse Hydrogelen i Vand. Sol- og Geldannelsen er altsaa reversibel.

I en reversibel Hydrosol kan krystallinske Salte difundere ligesom i Vand, Kolloider derimod ikke. Dette kan vises ved at komme lidt Kupridiaminsulfatopløsning i en Limopløsning, som derved snart helt igennem farves blaa. Dette sker derimod ikke, hvis man i Stedet for kommer opløseligt Berlinerblaat deri. Til en reversibel Hydrosol kan man altsaa sætte ret rigelige Mængder af

Elektrolyter uden at de gelatinere; men til de irreversible behøver man kun at sætte en ganske ringe Mængde, for at dette sker. Saaledes for Arsen og Kvægsølvulfid (se ovenfor). Med Hensyn til dette Forhold er det mærkeligt, at jo højere Valensen af Metallet i det tilsatte Salt er, desto mindre behøves der til at frembringe Koagulationen. Saaledes behøves der langt færre Ækvivalenter Magniumklorid end Natriumklorid og endnu færre Ækvivalenter Aluminiumklorid.

Det kolloid fordelte Stof kaldes den disperse Fase, Opløsningsmidlet kaldes Dispersionsmidlet. Størrelsen af Partiklerne kaldes Dispersitetsgraden.

Siliciumfluorid, Si F_4 . *Fremstilling*: Denne Forbindelse dannes ved Behandling af Kiselsyre eller Silikater med Flussyre; i Regelen fremstilles den ved Opvarmning af Sand med Flusspat og Svovlsyre: $\text{Si O}_2 + 2 \text{Ca F}_2 + 2 \text{H}_2 \text{S O}_4 = 2 \text{Ca S O}_4 + \text{Si F}_4 + 2 \text{H}_2 \text{O}$.

Egenskaber: Siliciumfluorid er en farveløs Løjløst, som fordraabes ved 9 Atm. Tryk; ledes den i Vand, sønderdeles den, idet der dannes geléagtig Kiselsyre og en Opløsning af:

Fluskiselsyre (Fluorsiliciumbrinte), $\text{H}_2 \text{Si F}_6$, idet: $3 \text{Si F}_4 + 4 \text{H}_2 \text{O} = \text{H}_4 \text{Si O}_4 + 2 \text{H}_2 \text{Si F}_6$. Opløsningen filtreres fra Kiselsyren. Det er en tobasisk Syre, der ved Afdampning ikke efterlader nogen Rest, fordi den spaltes i Fluorsilicium og Fluorbrinte: $\text{H}_2 \text{Si F}_6 = \text{Si F}_4 + 2 \text{H F}$. Den danner Salte (*Fluorsilikater*) af hvilke Kalium- og Bariumsalte ere tungtopløselige i Vand. Saltene ere isomorfe med de tilsvarende Salte af Fluortinbrinte, Klortinbrinte og Klorplatinbrinte, $\text{H}_2 \text{Pt Cl}_6$.

Siliciumklorid, Si Cl_4 . *Fremstilling*: Dette Klorid dannes ved Ophedning af Silicium eller af en Blanding af Kiselsyreanhydrid og Kul i en Klorstrøm: $\text{Si O}_2 + 2 \text{C} + 4 \text{Cl} = \text{Si Cl}_4 + 2 \text{C O}$.

Egenskaber: Siliciumklorid er en farveløs Vædske, der koger ved $57,6^{\circ}$ og har Vf. 1,5. Det ryger i Luften og sønderdeles af Vand i Kiselsyre og Klorbrinte: $\text{Si Cl}_4 + 4 \text{H O H} = 4 \text{H Cl} + \text{H}_4 \text{Si O}_4$.

Siliciumkloroform, Si H Cl_3 , faas ved Ophedning af Silicium i Klorbrinte som en farveløs Vædske, der koger ved 34° , og som sønderdeles af Vand.

Siliciumkarbid, Si C , dannes ved Ophedning af Sand og Koks (med Kogsalt som Flussmiddel) i den elektriske Ovn til ca. 3500° . Det krystalliserer i heksagonale Tavler, udmærker sig ved sin store Haardhed (9,5, Diamantens Haardhed = 10) og anvendes som Slibemateriale (*Carborundum*); ogsaa Diamant kan poleres dermed.

Germanium.

$\text{Ge} = 72,5$.

Dette sjældne Grundstof findes i *Argyrodit*, Ge S_2 , 3 $\text{Ag}_2 \text{S}$; i meget ringe Mængde findes det ogsaa i *Euxenit* sammen med Titan og Zirkon og i enkelte andre Mineralier. Germanium vindes ved Reduktion af Germaniumilte, Ge O_2 , med Magnium, Brint eller Kul som et mørkegraat Pulver, der smelter ved ca. 900° og derefter ved Afkøling krystalliserer i smukke, graalighvide, metalglinsende Oktaedre. Det har Vf. 5,5, holder sig ved almindelig Temperatur godt i Luften, men forbrænder ved højere Temperatur til Ge O_2 . Saltsyre opløser ikke Germanium, Salpetersyre omdanner det til Germaniumsyre.

Ligesom Tin (s. n.) danner Germanium to Rækker Forbindelser svarende til Ilterne, Ge O og Ge O_2 ; Germano- og Germaniforbindelser; de første gaa let over til de sidste, og disse ligne i deres Forhold i høj Grad de tilsvarende Tinforbindelser; saaledes er *Sulfidet*, Ge S_2 , opløseligt i Svovlalkalier under Dannelse af Sulfosalte, *Kloridet*, Ge Cl_4 , en farveløs Vædske, der sønderdeles af Vand under Dannelse af *Germaniumsyre*, $\text{Ge O}_4 \text{H}_4$.

Germanium blev opdaget 1886 af *Clemens Winkler* i Freiberg.

Tin.

Sn = 119,0.

Forekomst: Tin findes enkelte Steder i ringe Mængde i fri Tilstand sammen med Guld (Siberien, Bolivia, Guyana), men forekommer iøvrigt kun bundet til Ilt som *Tinsten*, Sn O_2 (Tinsyreanhydrid) i Sachsen, Bøhmen, England og Ostindien (Banka og Malakka).

Fremstilling: Tinsten ristes, findeles og slemmes, hvorefter den reduceres i Flammeovne med Kul: $\text{Sn O}_2 + 2 \text{C} = \text{Sn} + 2 \text{C O}$. Det reneste Handelstin er Bankatin. Kemisk rent Tin faas ved Reduktion af rent Tinsyreanhydrid med Kul.

Egenskaber: Tin er et sølvhvidt, blødt Metal, der ved 200° bliver saa sprødt, at det kan pulveriseres; dets Vægtfylde er 7,29; det smelter ved 230° og koger ved Hvidglødhede. Efter Afkøling af smeltet Tin krystalliserer det let; den krystalinske Bygning er Aarsag i, at en Tinstang knager ved Bøjning, idet Krystallerne forskydes; ved Behandling af fortinnede Genstande med svage Syrer fremtræder Tinnets krystallinske Bygning (Moiré metallique). Tin lader sig udvalse til tynde Blade (Stanniol, Tinfolie); det holder sig godt i Luften ved almindelig Temperatur, men iltes ved Smeltning under Luftens Adgang, idet der dannes graa »Tinaske«, der er en Blanding af Tin og Tinsyreanhydrid; ved Hvidglødhede brænder det til Tinsyreanhydrid; det forener sig under Ildfænomener med Halogenerne og med Svovl og opløses i Saltsyre under Brintudvikling og Dannelse af Stannoklorid, i varm stærk Svovlsyre under Udvikling af Svovlsyrling og Dannelse af Stannosulfat. Af Salpetersyre iltes det til uopløselig Metatinsyre, medens Kongevand opløser det til en saltsur Opløsning af Tinsyre. Alkalier opløser Tin under Brintudvikling.

Ved lav Temperatur, bedst ved -48° , gaar Tin over til en anden Modifikation, *graat Tin*, som kun har Vægt-

fylden 5,8 og først ved over 20° gaar over til almindeligt, hvidt Tin. Naar almindeligt Tin ved Temperaturer under 20° er i Berøring med graat Tin, da gaar det meget langsomt over til denne Modifikation.

Tin daner to Rækker Forbindelser, svarende til 2-gyldigt og 4-gyldigt Tin.

Forbindelser af togyldigt Tin.

(*Stannoforbindelser.*)

Ved Opløsning af Tin i varm, stærk Saltsyre dannes, som ovenfor nævnt,

Stannoklorid (Tinforklorid), $\text{Sn Cl}_2 + 2 \text{H}_2 \text{O}$; det krystalliserer i store, farveløse Krystaller (»Tinsalt«). Disse afgive Krystalvandet ved Ophedning uden Luftens Adgang. Det vandfri Salt faas ogsaa ved Ophedning af Tin i tør Klorbrinte og koger ved 606°. Tinforklorid opløses let i en ringe Mængde luftfrit Vand, men særdeles ved Tilsætning af større Mængder Vand, idet der udskilles Tinoxoklorid, Sn (O H) Cl . Det er et *meget kraftigt Reduktionsmiddel, idet det stræber at gaa over til Forbindelser af det tetravalente Tin*; dets Opløsning optager Ilt af Luften, idet der dannes Tinsyre og Tinklorid, af hvilke den første udskilles; det reducerer Kvægsølvklorid til Kvægsølvforklorid: $\text{Sn Cl}_2 + 2 \text{Hg Cl}_2 = 2 \text{Hg Cl} + \text{Sn Cl}_4$, og til metallisk Kvægsølv ($\text{Sn Cl}_2 + \text{Hg Cl}_2 = \text{Sn Cl}_4 + \text{Hg}$), Guldchlorid til Guld, Arsensyring og Arsensyre til Arsen o. s. v. Ved Smeltning med krystalliseret Soda giver det:

Stannoxyd (Tinforilte), Sn O , der ogsaa faas som et sort Pulver ved Kogning af en Opløsning af Stannohydroxyd i Natronlud. I Luften brænder dette Ilte ved Opvarmning til Tinsyreanhydrid, Sn O_2 .

Stannohydroxyd, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, faas ved Fældning af en Stannokloridopløsning med Ammoniak som et hvidt, fyldigt Bundfald, der i Luften let iltes til Tinsyre, og som er opløseligt i Kali- og Natronlud, men ikke i Ammoniak.

Stannosulfid (Tinforsulfid), SnS , faas ved Sammen-smeltning af Tin og Svovl som en blygraa, krystallinsk Masse. Vandholdigt faas det som et brunsort Bundfald ved Fældning af en Stannokloridopløsning med Svovlbrinte. Det er *uopløseligt i farveløst Svovlammanium*, men det opløses i gult (svovlholdigt) Svovlammonium, idet det optager Svovl og gaar over til et Salt af Sulfotinsyre; denne Syre udskilles af den dannede Opløsning ved Tilsætning af en fortyndet Syre.

Forbindelser af firegyldigt Tin.

(*Stanniforbindelser.*)

Stanniklorid (Tinklorid), SnCl_4 , faas ved Ophedning af Tin i en tør Klorstrøm og er en *vandklar Vædske*, der koger ved 114° og ryger i Luften. Det danner i Berøring med *lidt* Vand krystallinske Forbindelser, af hvilke $\text{SnCl}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$ anvendes i Farveriet. I meget Vand opløses det til en klar Opløsning af α -Tinsyre i Saltsyre. Ved Opløsning af Tinklorid i den beregnede Mængde stærk Saltsyre og Afkøling af Opløsningen udkrystalliserer:

Brint-Stanniklorid, $\text{H}_2\text{SnCl}_6 + 6\text{H}_2\text{O}$, der forholder sig som en tobasisk Syre, der svarer til Fluskiselsyre (S. 147) og Brint-Platinklorid og danner Salte, der ere isomorfe med tilsvarende Salte af disse Syrer.

Ammoniumsaltet, $(\text{NH}_4)_2\text{SnCl}_6$, anvendes i Farveriet under Navnet »Pinksalt«.

Tinsyreanhydrid (Stannioxyd), SnO_2 , findes i Naturen som *Tinsten*, der krystalliserer kvadratisk. Det frem-

stilles ved Glødning af Tin i Luften eller ved Ophedning af Tinsyre og er et hvidt, amorf Legeme, der er uopløseligt i Vand og i Syrer, men opløses ved Smeltning med Alkalier, idet der dannes tinsure Alkalier. Fældes en Opløsning af et saadant tinsurt Alkali med Underskud af en fortyndet Syre udskilles:

a-Tinsyre som et hvidt, fyldigt Bundfald, der i Kulden opløser sig i fortyndede Syrer, idet den forholder sig som en svag Base, men som let i disse Opløsninger saavel som ved Opbevaring gaar over til:

Metatinsyre (b-Tinsyre); denne Syre faas bedst ved Ophedning af Tin med Salpetersyre og danner et hvidt, i Syrer næsten uopløseligt Pulver. Ved *Smeltning* med Alkalier gaar den over til Alkalisalte af a-Tinsyre, af hvilke Natriumsaltet, $\text{Na}_2 \text{Sn O}_3 + 3 \text{H}_2 \text{O}$, anvendes i Farveriet under Navn af »Præparersalt«. Iøvrigt danner Metatinsyren Salte, der ere forskellige fra a-Tinsyrens. De tinsure Salte kaldes *Stannater*.

Stannisulfid (Tinsulfid), Sn S_2 , faas ved Ophedning af Tinamalgam med Salmiak og Svovl; ved Kvægsølvets og Salmiakkens Fordampning forbruges saa megen Varme, at Stannisulfidet herved hindres i at spaltes i Stannosulfid og Svovl. Det paa denne Maade fremstillede Stannisulfid kaldes *Mussivguld* og er guldglinsende og krystallinsk; det anvendes til Broncefarge og er uopløseligt i Saltsyre og i Salpetersyre, men opløseligt i Kongevand.

I saltsure Opløsninger af Tinsyre frembringer Svovlbrinte et amorf, gult Bundfald, der indeholder Sulfotinsyre og Tinsyre, og som er opløseligt i Saltsyre. Dette Bundfald opløses af Svovlalkalier, idet der dannes sulfotinsure Salte (*Sulfostannater*); af den dannede Opløsning fældes gul *Sulfotinsyre*, $\text{H}_2 \text{Sn S}_3$, ved Tilsætning af en fortyndet Syre.

Med Metallerne danner Tin vigtige Legeringer, især med Kobber (Bronce), Bly (Loddemetal) og Antimon (Britanniametal). Tinamalgram kan anvendes til Spejlbelægning og dannes hertil paa selve Glasset af Tinfole og Kvægsølv.

De kemiske Forbindelsers Natur.

Allerede tidligere (Side 50—52) er der givet en Udsigt over, hvad man forstaar ved *Syrer*, *Baser* og *Salte*. Til disse tre store Klasser kan en stor Mængde kemiske Forbindelser henføres, medens andre atter kunne afledes af dem. Blandt Metalloidernes Forbindelser er omtalt en stor Mængde Syrer; fælles for dem alle er det, at de indeholde Brint (Side 50); dog maa det erindres, at ikke alle Brintatomer i en Syre med Nødvendighed ere »basiske Brintatomer« (Side 52) ∴ kunne erstattes af Metal; et Tilbageblik paa nogle af de i det foregaaende omtalte Syrer vil vise dette. Saltsyre, HCl , er en *enbasisk* Syre; den indeholder eet Brintatom, som kan erstattes af Metal; Salpetersyre, HNO_3 , er ligeledes *enbasisk*, Svovlsyre, H_2SO_4 , er *tobasisk*, og Fosforsyre, H_3PO_4 , er *trebasisk*; i disse Tilfælde er alle i Syrens Molekyle tilstedeværende Brintatomer »basiske Brintatomer«. Fosforsyring, H_3PO_3 , er, skønt den indeholder 3 Brintatomer, kun *tobasisk*; kun to af dens Brintatomer kunne erstattes af Metal; Fosforundersyring, H_3PO_2 , er kun *eenbasisk*, fordi kun et Brintatom lader sig erstatte af Metal; i de to sidstnævnte Syrer er altsaa kun en Del af de tilstedeværende Brintatomer »basiske Brintatomer«. Det er Antallet af disse, som bestemmer en Syres Basicitet.

De basiske Brintatomer ere i de iltholdige Syrer (Ilt-syrerne) bundne til hver sit Iltatom og ere altsaa Bestanddele af Radikalet Hydroxyl, OH .

Salpetersyrens Formel kan derfor i Stedet for H N O_3 skrives $\text{H O} \cdot \text{N O}_2$, Svovlsyrens Formel i Stedet for $\text{H}_2 \text{S O}_4$: $(\text{H O})_2 \text{S O}_2$, Fosforsyrens Formel i Stedet for $\text{H}_3 \text{P O}_4$: $(\text{H O})_3 \text{P O}$, Fosforsyrlingens $(\text{H O})_2 \text{P H O}$ o. s. v.

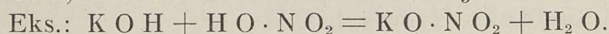
Den Atomgruppe i Syren, der er bundet til Hydroxyl-grupperne, kaldes, som tidligere nævnt, Syrens Radikal, altsaa er N O_2 Salpetersyrens, S O_2 , Svovlsyrens, P O Fosforsyrens Radikal. Den Atomgruppe i Syren, som er bundet til de basiske Brintatomer, kaldes Syreresten; i $\text{H}_2 \text{S O}_4$ er saaledes S O_4 , i H Cl er Cl Syreresten.

Baserne ere, som nævnt Side 51, Forbindelser af Metaller [eller metallignende Radikaler (positive Radikaler)] med Hydroxyl, f. Eks. K O H , Kaliumhydroxyd; $\text{Ca} (\text{O H})_2$, Calciumhydroxyd; $\text{Al} (\text{O H})_3$, Aluminiumhydroxyd. Da Hydroxyl, O H , er brintheholdrig følger heraf, at Baserne ligesom Syrerne ere brintheholdige Forbindelser, men medens Brinten hos Syrerne let erstattes af Metal, erstattes den hos Baserne let af et Syreradikal (s. o.), saaledes at et Brintatom erstattes af et engyldigt Syreradikal, to Brintatomer af et togyldigt eller to engyldige Syreradikaler o. s. v.

Medens f. Eks. i Salpetersyre, $\text{H O} \cdot \text{N O}_2$, Brintatomet let erstattes af Metallet Kalium, hvorved faas Kaliumnitrat, $\text{K O} \cdot \text{N O}_2$, vil Brintatomet i Kaliumhydroxyd, K O H , let erstattes af Salpetersyrens Radikal, der som ovenfor nævnt er N O_2 ; derved fremkommer ligeledes $\text{K O} \cdot \text{N O}_2$.

Hvad enten vi altsaa i en Syre erstatte Brintatomerne med Metal, eller vi i en Base erstatte Brintatomerne med Syreradikaler, fremkomme i begge Tilfælde Produkter af samme Natur. Disse Produkter kaldes *Salte*.

Saltene ere altsaa (jvfr. S. 51) Forbindelser, der opstaa, naar Brintatomerne i en Syre erstattes af Metal, eller naar Brintatomerne i en Base erstattes af Syreradikaler; begge Tilfælde indtræde, naar Syrer og Baser indvirke paa hinanden, idet der da udtræder Vand og dannes Salte.



Kaliumhydroxyd Salpetersyre, Kaliumnitrat Vand.

Saltene kunne virke paa Plantefarvestoffer paa forskellig Maade; nogle virke ligesom Syrerne, andre som Baserne, ater andre ere *neutrale*, \varnothing : paavirke ikke Plantefarvestoffet, alt efter det Metals og det Syreradikals Karakter, der indgaar i Saltet.

Ligesom Syrerne benævnes en-, to-, trebasiske o. s. v., eftersom de indeholde et, to tre eller flere Brintatomer, der kunne erstattes af Metal, benævnes Baserne *ensyrede*, *tosyrede*, *tresyrede* o. s. v. eftersom de indeholde et, to, tre o. s. v. Brintatomer, der kunne erstattes af Syreradikaler.

Eks.: KOH er en ensyret, Ca(OH)_2 en tosyret, Al(OH)_3 en tresyret Base.

Erstattes ikke alle basiske Brintatomer i en Syre med Metal, vil det fremkomne Salt fremdeles indeholde Brintatomer, der kunne erstattes af Metal; det vil altsaa paa en Gang være et *Salt* og en *Syre*; saadanne Salte kaldes *sure Salte* (se Side 52); f. Eks. KHSO_4 , surt Kaliumsulfat.

Erstattes alle de basiske Brintatomer i en Syre med Metal, faas et *normalt Salt*; f. Eks. K_2SO_4 , normalt Kaliumsulfat.

Erstattes i en Base al Hydroxylbrinten med Syreradikaler, faas ligeledes *normale Salte*. Hvis derimod kun en Del af Hydroxylbrintatomerne i Basen erstattes af Syreradikaler, vil det dannede Salt fremdeles indeholde Hydroxyl bundet til Metal, og det vil derfor paa en Gang være et *Salt* og en Base; saadanne Salte kaldes *basiske Salte*;

$\text{Pb} \begin{cases} \text{OH} \\ \text{O H} \end{cases}$ er en Base; $\text{Pb} \begin{cases} \text{O(N O}_2) \\ \text{O(N O}_2) \end{cases}$ et normalt Salt;

$\text{Pb} \begin{cases} \text{OH} \\ \text{O(N O}_2) \end{cases}$ et basisk Salt.

Eksempler paa de forskellige Arter af Salte ville hyppigt blive nævnte i det følgende.

Syreanhydrider ere, som tidligere nævnt, Forbindelser, der opstaa, naar alle de basiske Brintatomer udtræde af et eller flere Molekuler af en iltholdig Syre i Form af Vand. De maa ikke forveksles med de vandfri Syrer.

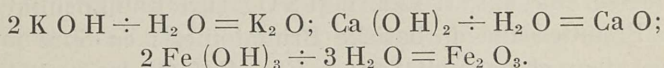
H O N O_2 er vandfri Salpetersyre; $2 \text{H N O}_3 \div \text{H}_2 \text{O} = \text{N}_2 \text{O}_5$, o : Salpetersyreanhydrid.

$\text{H}_2 \text{S O}_4$ er vandfri Svovlsyre; $\text{H}_2 \text{S O}_4 \div \text{H}_2 \text{O} = \text{S O}_3$,
 o : Svovlsyreanhydrid.

$\text{H}_3 \text{P O}_4$ er vandfri Fosforsyre; $2 \text{H}_3 \text{P O}_4 \div 3 \text{H}_2 \text{O} = \text{P}_2 \text{O}_5$,
 o : Fosforsyreanhydrid.

Foruden de her omtalte fuldstændige Syreanhydrider kendes tillige s. k. *Anhydrosyrer*, der opstaa, naar en flerbasisk Syre kun afgiver *en Del af sin Brint* i Form af Vand: f. Eks. $\text{H}_3 \text{P O}_4 \div \text{H}_2 \text{O} = \text{H P O}_3$, og s. k. *kondenserede Anhydrosyrer*, hvor flere Molekuler af en flerbasisk Syre have forenet sig under Udskillelse af Vand: f. Eks. $2 \text{H}_2 \text{S O}_4 \div \text{H}_2 \text{O} = \text{H}_2 \text{S}_2 \text{O}_7$. Disse Forbindelser er paa en Gang Anhydrider og Syrer.

Baseanhydrider opstaa, idet al Brint udtræder af et eller flere Molekuler af en Base i Forbindelse med den tilsvarende Mængde Ilt i Form af Vand:



Metallernes Ilt er saaledes hyppigst Baseanhydrider.

Foruden de fuldstændige Baseanhydrider kendes ogsaa *Anhydrobaser*, der opstaa, naar en flersyret Base kun afgiver *en Del af sin Brint* i Form af Vand: f. Eks. $\text{Bi (O H)}_3 \div \text{H}_2 \text{O} = \text{Bi O (O H)}$, og s. k. *kondenserede Anhydrobaser*, hvor flere Molekuler af en flersyret Base have forenet sig under Udskillelse af Vand: f. Eks. $3 \text{Pb (O H)}_2 \div 2 \text{H}_2 \text{O} = \text{Pb}_3 \text{O}_2 (\text{O H})_2$. Disse Forbindelser ere paa en Gang Anhydrider og Baser.

Vandige Opløsninger af Syrer, Baser og Salte vise i flere Henseender Forhold, som afvige fra de indifferente Stoffers Opløsninger. Dette vil fremgaa af de følgende Oplysninger:

Ifølge den moderne Anskuelse om *Opløsningers Natur* tænkes det opløste Stof at være tilstede i Opløsningen i en Tilstand, som er uafhængig af Opløsningsmidlet, og

som nærmest kan sammenlignes med den Tilstand, hvori Stoffet vilde være, hvis det i Dampform var indesluttet i samme Rum som det, der indtages af Opløsningsmidlet. Anbringer man et Lag Vand ovenpaa en stærk Opløsning af et farvet Salt, f. Eks. Kobbervitriol, da iagttager man, at hele Vædsken efterhaanden bliver farvet; det opløste Stofs Molekuler vandre — modsat Tyngdens Retning — fra de Steder, hvor Opløsningens Styrke (Koncentrationen) er større, til de Steder, hvor den er mindre, og denne Vandring ophører først, naar Opløsningen overalt har samme Styrke; naar Koncentrationen overalt i Vædsken er den samme. Den Kraft, hvormed denne Diffusion foregaar, svarer til det Dampftryk, som bringer Molekulerne i en Luftart til at fordele sig i et større Rum, naar dette stilles til Raadighed; at der virkelig under Diffusionsprocessen er et saadant Tryk til Stede, kan vises, naar man imellem den koncentrerede Opløsning og Vandet indskyder en Hinde, som er af den Beskaffenhed, at den kun tillader Vandet, men ikke det opløste Stofs Molekuler at passere igennem; en saadan Hinde kaldes »*halvgennemtrængelig*« eller »*semipermeabel*«.

Selv med Hinder, som ikke ere fuldstændig halvgennemtrængelige, kan man vise, at der er et Tryk til Stede; hvis man f. Eks. fylder et lille Cylinderglas med en stærk Sukkeropløsning, derpaa lukker det lufttæt med en dyrisk Hinde (Blære) og ned-sænker Glasset i et Kar med Vand, saaledes at det er helt dækket af dette, da vil Hinden efterhaanden udspiles og hvælve sig som en Kalot; dette beror paa, at Sukkermolekulerne stræbe efter at træde ud i Vandet i det ydre Kar, men hindres deri af Hinden, hvorfor denne spiles ud; i det Rum, der dannes ved denne Udspiling, trænger Vandet fra det ydre Kar ind, fordi Hinden er gennemtrængelig for Vandmolekulerne.

Den omtalte Proces kaldes *Osmose* (af $\acute{\omega}\theta\acute{\iota}\omega$, driver frem), og den Kraft, hvormed det opløste Stofs Molekuler trykke mod Hinden, kaldes det *osmotiske Tryk*; dette Tryk er afhængigt af det opløste Stofs Natur og ikke af

Opløsningsmidlets, og det tiltager med Opløsningens Koncentration og Temperatur. Af Forsøg, som *H. de Vries* i 1884 anstillede over Osmosen paa Planteceller, kunde det sluttes, at *ækvimolekulare Opløsninger* (∴: saadanne, som i samme Rumfang indeholde lige mange Grammolekuler) *udøve samme osmotiske Tryk*. Større og særlig betydningsfulde Undersøgelser ere udførte af *Pfeffer*, som efter et af *Traube* angivet Princip tilvejebragte en halvgennemtrængelig Hinde ved at udfælde Ferrocyanokobber i en porøs Lercelle. Pfeffers Undersøgelser førte til Loven om, at *Opløsningers osmotiske Tryk er proportionalt saa vel med Koncentrationen som med den absolute Temperatur*. Det var dog først *van't Hoff*, som paaviste Analogien mellem de af *Pfeffer* ved Forsøg fundne Love og Lovene for Luftarterne (*Boyle-Mariottes Lov* og *Gay Lussac's Lov*, se Side 40). Det lod sig f. Eks. godtgøre ved at gaa ud fra Pfeffers Forsøgsresultater, at en Sukkeropløsnings osmotiske Tryk havde samme Værdi, som det Tryk, Sukkeret vilde udøve, hvis det var til Stede i luftformig Tilstand i det samme Rum, som dets Opløsning indtog. *Van't Hoff* beviste følgende betydningsfulde Udvidelse af Avogadro's Lov: »*Ved samme osmotiske Tryk og samme Temperatur indeholde lige store Rumfang af forskellige Opløsninger samme Antal Molekuler og netop det Antal, der ved samme Tryk og Temperatur indeholdes i samme Rumfang af en Luftart*« (smlgn. Avogadro's Hypotese S. 40).

Ækvimolekulare Opløsninger udøve ikke alene samme osmotiske Tryk, men stemme ogsaa overens i andre Henseender; ved Forsøg med fortyndede Opløsninger af organiske Stoffer har man fundet, at *ækvimolekulare Opløsninger af forskellige Forbindelser, fremstillede med en og samme Vægtmængde af samme Opløsningsmiddel, foruden at vise samme osmotiske Tryk tillige have samme Frysepunkt, Dampspænding og Kogepunkt*. Navnlig kan Frysepunktet og Kogepunktet bestemmes med stor Nøj-

agtighed, og man har benyttet dette Forhold til Bestemmelse af forskellige Stoffers Molekultal. Opløses et Gram-molekyle af et indifferent Stof i et Kilogram Vand, vil dettes Frysepunkt synke $1,85^{\circ}$; saaledes vil Opløsninger af 1 Grammolekule Sukker, $C_{12}H_{22}O_{11}$, (342 Gr.), 1 Gram-molekul Glycerin, $C_3H_5(OH)_3$, (92 Gr.) eller 1 Grammol. Alkohol (46 Gr.) i 1 Kilogr. Vand alle fryse ved $-1,85^{\circ}$. Den *molekulære Frysepunktssænkning for Vand er altsaa* $1,85^{\circ}$; den molekulære Kogepunktsforhøjelse for Vand er $0,52^{\circ}$.

Naar 1 Gram af et indifferent Stof ved Opløsning i 100 Gram af Opløsningsmidlet nedsætter dettes Frysepunkt med p Grader, da vil et Grammolekule m af samme Stof, naar det opløses i samme Mængde af Opløsningsmidlet, fremkalde en Frysepunktssænkning af $m \cdot p$ Grader; denne Størrelse er for samme Opløsningsmiddel konstant og benævnes i det følgende k .

Naar man afvejer a Gram af et indifferent Stof, hvis Molekultal skal bestemmes, og opløser den nævnte Vægtmængde i b Gram af Opløsningsmidlet, da indeholder 100 Gram af dette $\frac{100 \cdot a}{b}$ Gram af Stoffet i Opløsning. Naar denne Opløsning viser en Frysepunktssænkning af s Grader, da har man

$$\frac{100 a}{b} : s = \frac{100 a}{b s} = \frac{m}{k}, \text{ hvoraf følger } m = \frac{100 a k}{b s}$$

Naar k en Gang for alle er bestemt og s bestemmes ved Forsøg, da kan det indifferente Stofs Molekultal m altsaa beregnes heraf.

Samme Regler, som gælde for Frysepunktssænkningen af Opløsninger, ere ogsaa gyldige for Kogepunktsforhøjelsen, og denne kan derfor paa tilsvarende Maade benyttes til Molekultalbestemmelsen.

Den ovenfor anførte Sætning om ækvimolekulære Opløsningers Forhold viste sig i god Overensstemmelse med de virkelige Forhold, saalænge der var Tale om Op-

løsninger af indifferente, særligt om organiske Stoffer; derimod viste Syrer, Baser og Salte i vandig Opløsning, naar man regnede med deres normale Molekultal, for højt osmotisk Tryk og for stor Frysepunktssænkning; den molekylære Frysepunktssænkning var saaledes for de fleste enbaseriske Syrer og disses Salte saavel som for de ensyrede Baser i vandig Opløsning $3,17^{\circ}$ i Stedet for, som ovenfor nævnt, $1,85$, altsaa næsten det *dobbelte* af den beregnede, og for Hydroxyder og Klorider af Barium, Strontium og Calcium omtrent det *tredobbelte* af den beregnede. Tilsvarende Afvigelser viste Kogepunktsforhøjelsen og det osmotiske Tryk for Opløsninger af disse Stoffer.

Et Grammolekule Klornatrium (Kogsalt), Na Cl, vil, opløst i en Liter Vand frembringe lige saa stor en Frysepunktssænkning som to Grammolekuler Sukker, eller med andre Ord virke, som om det i Opløsningen var *tvodelt*, men dette kan kun tænkes, naar det befinder sig i Opløsningen i *dissocieret* Tilstand, altsaa i en vis Forstand spaltet i Na og Cl. Nu viser det sig, at de Stoffer, som frembyde de sidstnævnte Afvigelser fra Regelen, i Mod sætning til de indifferente Stoffer, Sukker Alkohol, Glycerin o. l. ere *Elektrolyter*, \varnothing : Stoffer, som under Indvirkning af den elektriske Strøm udskille deres nærmere Bestanddele ved Polerne (kunne sønderdeles i »Ioner«, se Side 8). Til Forklaring af Syrers, Basers og Saltes afvigende Forhold i vandig Opløsning opstillede da Svante Arrhenius i 1887 sin *elektrolytiske Dissociationsteori*. Han antager, at de forskellige Elektrolyters Molekuler i nogenlunde fortyndede Opløsninger tildels ere spaltede i deres elektrisk ladede Ioner $[Na Cl \text{ i } Na^{+} \text{ og } Cl^{-}, Ca(OH)_2 \text{ i } Ca^{++} \text{ og } 2(OH)^{-}]$, og at denne Dissociation er fuldstændig i uendelig fortyndede Opløsninger. Den elektriske Strøms Ledning gennem en Opløsning af en Elektrolyt betinges ved Nærværelsen af fri Ioner, medens de ikke-dissocierede Molekuler ikke tage Del i Ledningen. Opløsningernes

elektriske Ledningsevne retter sig saaledes efter det Antal af det opløste Stofs Molekuler, som ere spaltede i deres Ioner, og man har derfor i Bestemmelsen af Ledningsevnen et Middel til Bestemmelse af *Dissociationsgraden*. De Afvigelser, som Opløsninger af Syrer, Baser og Salte vise fra van't Hoff's Lov ere proportionale med det opløste Stofs mere eller mindre fuldstændige Dissociation.

Dissociationsgraden afhænger ikke alene af Opløsningens Fortynding, men ogsaa af det opløste Stofs Beskaffenhed; den er et Maal for Syrernes og Basernes Styrke, idet en *Syre* er saa meget stærkere jo flere *Brintioner* et opløst Gramækvivalent af Syren indeholder, og en *Base* er saa meget stærkere jo flere *Hydroxyllioner* et opløst Gramækvivalent af Basen indeholder. Saaledes vil i en Opløsning, som indeholder 1 Gramækvivalent Saltsyre paa 10 Liter, 95 pCt. af Saltsyren være dissocieret, medens i en tilsvarende Opløsning af Eddikesyre kun 1—2 Procent af Syren vil være dissocieret; Saltsyren er en stærk Syre, Eddikesyren er en svag Syre. Et lignende Forhold finder Sted mellem Baserne Natriumhydroxyd og Ammoniumhydroxyd. De *neutrale Salte* ere i *Regelen* i høj Grad dissocierede i vandig Opløsning.

Som *stærke Syrer*, hvis Dissociation i vandig Opløsning er af samme Orden som de neutrale Saltes, kan bl. a. følgende betragtes: Klorbrinte, Brombrinte, Jodbrinte, Salpetersyre, Klorsyre, Kloroversyre, Svovlsyre.

Middelstærke Syrer, hvis Dissociation ikke naar over 10 Procent, ere Fosforsyre, Svovlsyring (og Oxalsyre).

Svage Syrer, hvis Dissociation er mindre end 1 pCt., ere: Kulsyre, Svovlbrinte, (Blaasyre), Kiselsyre og Borsyre.

Stærke Baser, hvis Dissociation næsten svarer til de neutrale Saltes, ere Hydroxyderne af Kalium og Natrium (og de øvrige Alkalimetaller) samt af Calcium, Baryum og Strontium.

Middelstærke Baser ere Ammoniakvand, Magniumhydroxyd og Sølvilte + Vand.

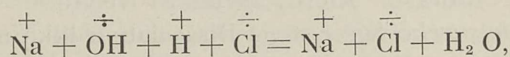
Svage Baser ere Hydroxyderne af de øvrige to og tre-gyldige Metaller.

Vand er kun i overordentlig ringe Grad dissocieret.

Efter det anførte vil altsaa Saltsyre, $\overset{+}{\text{H}}\overset{\div}{\text{Cl}}$, i fortyndet, vandig Opløsning være spaltet i Ionerne $\overset{+}{\text{H}}$ og $\overset{\div}{\text{Cl}}$, Svovlsyre, $\overset{++}{\text{H}_2}\overset{\div\div}{\text{S O}_4}$, i Ionerne $\overset{++}{\text{H H}}$ og $\overset{\div\div}{\text{S O}_4}$, Kaliumhydroxyd, $\overset{\div}{\text{K O H}}$, i $\overset{\div}{\text{K}}$ og $\overset{\div\div}{\text{O H}}$; de positive Ioner kaldes »Kationer«, de negative »Anioner«. Der er væsentlig Forskel paa Atomer og Ioner (altsaa paa $\overset{+}{\text{H}}$ og $\overset{\div}{\text{H}}$, $\overset{\div}{\text{Cl}}$ og $\overset{\div\div}{\text{Cl}}$); de repræsenterer de samme Vægtmængder af vedkommende Stof, men de indeholde en forskellig Energimængde (idet Ionerne antages ladede med betydelige Elektricitetsmængder); deres Egenskaber ere derfor forskellige, men de have det tilfælles, at de kunne overføres til hinanden.

Hvorledes den elektriske Strøm antages at virke paa en Opløsning af en Elektrolyt er anført Side 8.

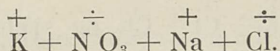
Anvendes Teorien om den elektrolytiske Dissociation paa en saa almindelig Reaktion som Neutralisationen af en Base med en Syre f. Eks. af Natriumhydroxyd med Saltsyre, da vil man finde, at det, der egentlig foregaar, kan udtrykkes ved Ligningen:



idet Natriumhydroxyd i fortyndet Opløsning er dissocieret i $\overset{+}{\text{Na}}$ og $\overset{\div}{\text{O H}}$, Saltsyre i $\overset{+}{\text{H}}$ og $\overset{\div}{\text{Cl}}$ og Klor-natrium i $\overset{+}{\text{Na}}$ og $\overset{\div}{\text{Cl}}$. Det fremgaar af Ligningen, at der ved Neutralisationen ikke er sket andet, end at der er dannet Vand af Brintioner og Hydroxyioner; Opløsningen indeholder iøvrigt baade før og efter Neutralisationen Natriumioner og Klorioner. Hermed stemmer det ogsaa, at den Varme-

mængde, der udvikles, naar et Gramækvivalent af en Syre neutraliseres med et Gramækvivalent af en Base, næsten altid er den samme og er ganske uafhængig af Basens og Syrens Natur; den svarer til Dannelsesvarmen for 1 Molekule Vand.

Teorien forklarer ogsaa, at Opløsninger af to neutrale Salte kan blandes uden Varmetoning, f. Eks. Opløsninger af Kaliumnitrat, KNO_3 , og Natriumklorid, $NaCl$; Opløsningen indeholder nemlig baade før og efter Blandingen:



Der er altsaa ved Blandingen ikke foregaaet nogen kemisk Proces.

Videre Eksempler paa den elektrolytiske Dissociationsteoris Anvendelser ville oftere findes i det følgende; det vil da blive klart, at Teorien opfatter alle Reaktionen, der foregaa i vandige Opløsninger som Ionreaktioner, ligesom den antager, at det er de frie Ioner, der bestemme Metalsaltopløsningernes Farve.

Det er omtalt Side 9, at de kemiske Forbindelsers Dannelse og Sønderdeling ogsaa er afhængig af de ved den kemiske Proces dannede Produkters Opløselighed og Flygtighed. Her gælde følgende Love:

a) Indvirke to Forbindelser paa hinanden i Opløsning, af hvilke den ene indeholder en Ion, som med en Ion af den anden Forbindelse kan danne en uopløselig Forbindelse (udissocierede Molekuler), da dannes denne.

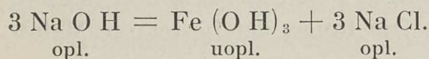
Lad f. Eks. de to opløselige Forbindelser være $(A + B)$ og $(C + D)$, og lad $(A + C)$ være en uopløselig Forbindelse, da vil der ved Sammenblanding af Opløsninger af $(A + B)$ og $(C + D)$ dannes et Bundfald af $(A + C)$.

b) Indvirke to Forbindelser paa hinanden i tør Tilstand, af hvilke den ene indeholder en Bestanddel, som med en Bestanddel af den anden danner en flygtig Forbindelse, da vil ved Indvirkning af Varme den sidstnævnte

Forbindelse dannes og forflygtiges: $(a + b) + (c + d) = (a + c) + (b + d)$; hvis $(a + c)$ er flygtig, da dannes den og fordampes.

Som det fremgaar af disse Love, dannes de fleste kemiske Forbindelser ved *dobbelt Sønderdeling*, idet en Bestanddel af en Forbindelse bytter Plads med en Bestanddel af en anden, f. Eks. Kaliumsulfat + Bariumnitrat = Baryumsulfat + Kaliumnitrat: $Ba Cl_2 + K_2 S O_4 = Ba S O_4 + 2 K Cl$ eller $Ba + Cl + Cl + K + K + S O_4 = Ba S O_4 + K + K + Cl + Cl$; og sjældnere ved simpel *Addition* af Bestanddelene.

De nævnte Love komme ogsaa til Anvendelse ved Fremstillingen af Syrer, Baser og Salte, forsaavidt disse ere uopløselige eller flygtige. *Da de fleste Baser ere uopløselige, kunne de udskilles ved Fældning af de tilsvarende opløselige Salte med en opløselig Base:* f. Eks. $FeCl_3 +$
opl.



Paa lignende Maade vil man ved *Blanding af Opløsninger af to Salte, som ere af den Beskaffenhed, at Metalionen i den ene med Syreresten (Anionen) i den anden danne et uopløseligt Salt, faa dette udskilt.* (Se ogsaa Side 168).

Da de fleste Syrer ere opløselige, fremstilles Syrer sjældnere ved Fældning, men denne Metode anvendes dog i nogle Tilfælde f. Eks. ved Fremstillingen af Kiselsyre (se Side 143); der gælder ogsaa her den Regel, at *opløselige Syrer udskille uopløselige Syrer af dissers Saltopløsninger:* $Na_4 SiO_4 + 4 H Cl = H_4 Si O_4 + 4 Na Cl.$
opl. opl. uopl. opl.

Metallerne.

Der lader sig, som tidligere omtalt, ikke drage nogen skarp Grænse mellem Metalloider og Metaller; dog vise disse Grupper i mange Henseender store Forskelligheder.

Metallerne vise indbyrdes langt større Overensstemmelse i deres Egenskaber end Metalloiderne.

Medens Metalloidernes Ilter (Oxyder) i Regelen ere Syreanhydrider, ere Metallerne Ilter oftest Baseanhydrider.

Kun faa Metaller forekomme i gediegen Tilstand i Naturen, f. Eks. Sølv, Guld, Platin, Kvægsølv og Kobber; de fleste udvindes af deres Malme, der oftest indeholde Metallet bundet til Ilt eller til Svovl; af Ilternes vindes Metallet i Regel ved Reduktion med Kul, medens Svovlforbindelserne oftest overføres til Ilter ved Ristning, hvorefter Ilterne reduceres til Metal ved Kul.

Enkelte Metaller vindes af deres Klorider ved Elektrolyse eller ved Reduktion med metallisk Natrium.

Metallerne fysiske Egenskaber. Metallerne besidde i kompakt Tilstand Metalglans, hvorimod de i finfordelt Tilstand have Udseende af matte, i Regelen mørke Pulvere; de ere uigennemsigtige; kun enkelte ere gennemskinnende, naar de ere udvalsede til tynde Blade. De fleste Metaller have en hvid til blaagraa Farve, Kobber er dog rødt, Guld gult; de krystallisere ofte i det regulære System. Ved almindelig Temperatur ere de, med Undtagelse af Kvægsølv, alle faste Legemer; deres *Vægtfylde*

er meget forskellig; idet den varierer fra $0,59$ (Lithium) til $22,5$ (Osmium); de Metaller, hvis Vægtfylde ligger under 4, har man kaldt *lette*, de øvrige *tunge* Metaller. Metallernes Smeltepunkt er beliggende mellem $-39,4^{\circ}$ (Kvægsølv) og over 1700° (Platin); nogle ere endog saa tungt smeltelige, at det ikke lykkes at bringe dem til at smelte i Knaldgasflammen, men først i den elektriske Ovn.

Metallernes *Haardhed* er meget forskellig; nogle ere saa bløde, at de let ridses af Neglen, f. Eks. Kalium, Natrium og Bly, andre ridses af Kalkspat, f. Eks. Sølv, Guld, Platin, Kobber o. fl., atter andre ridses ikke af Kalkspat, men af Glas, f. Eks. Jærn og Zink, medens enkelte, f. Eks. Krom og Mangan, ridse Glas. Mange Metaller ere *smidige*, ρ : lade sig udhamre eller udvalse til tynde Blade, og *strækkelige*, ρ : kunne trækkes ud til tynde Traade, Guld og Sølv ere saavel meget smidige som strækkelige, Jærn staar forholdsvis lavt i Retning af Smidighed, men er temmelig strækkeligt. Metallernes *Styrke* maales ved den Vægt, der maa anbringes paa en Metaltraad af bekendt Gennemsnit, for at den skal briste, og aftager i Regelen med stigende Temperatur. Ved smaa Indblandinger af fremmede Stoffer forandres Metallernes Haardhed, Smidighed, Strækkelighed og Styrke ofte i høj Grad; saaledes ere Jærnets Egenskaber i høj Grad afhængige af dets Kulstofindhold (se Jærn); ogsaa Temperaturen har den største Indflydelse paa de nævnte Egenskaber; Jærn er smidigt i Hvidglødhede, Zink er sprødt ved almindelig Temperatur, lader sig udvalse ved 100° til 150° , men bliver ved 205° igen saa sprødt, at det lader sig pulverisere.

Metallerne ere gode Ledere for Varme og Elektricitet, men ogsaa i denne Henseende er der stor Forskel paa de forskellige Metaller.

Metallernes kemiske Egenskaber. Metallerne indeholde i Modsætning til Metalloiderne oftest kun et Atom i Molekulet; de forene sig ikke alene med Metalloiderne, men ogsaa med hinanden indbyrdes; saadanne Forbindel-

ser af Metallerne indbyrdes kaldes Legeringer; disse ere dog hyppigst ikke kemiske Forbindelser, men homogene Blandinger (S. 6). Legeringerne have i Almindelighed Metalglans og besidde lignende fysiske Egenskaber som Metallerne; deres Smeltepunkt ligger oftest lavere end Smeltepunktet for de Metaller, der indgaa i dem, medens derimod deres Haardhed og Strækkelighed ofte er større. Kvægsølvets Legeringer med andre Metaller kaldes *Amalgamer*.

De saakaldte lette Metaller forandre sig let i fugtig Luft, idet der dannes Metalhydroxyder; paa lignende Maade ruster Jærn i fugtig Luft, idet der dannes Jærniltehydrat (Ferrihydroxyd), ligesom Kobber overtrækkes med *Er*. Endnu lettere iltes de fleste Metaller ved Ophedning under Luftens Adgang. Kun de *ædle Metaller* (Guld, Sølv, Platin) forandres ikke herved.

Intet Metal er opløseligt som saadant; naar Metallerne opløses i Syrer eller Alkalier, foregaar der altid en kemisk Proces, idet Metallet træder ind i Stedet for en af Opløsningsmidlets Bestanddele: Brinten i Syren eller Alkali-hydroxydet ombyttes med Metal.

Metallernes *Ilter* (*Oxyder*) ere, som tidligere omtalt, *Baseanhydrider* og faas oftest ved Ophedning af Metallet under Luftens Adgang, af de kulsure eller salpetersure Salte eller af Hydroxyderne; deres Forbindelser med Radikalet Hydroxyl ere *Baser*. Disse ere med Undtagelse af Alkalimetallernes og de alkaliske Jordarters Hydroxyder uopløselige i Vand og fældes derfor af de tilsvarende Salte ved Tilsætning af Alkalihydroxyder: $\text{Fe Cl}_3 + 3 \text{K O H} = \text{Fe (O H)}_3 + 3 \text{K Cl}$ o. s. v.

Ved Opløsning af Metallerne i Syrer dannes *Salte* (S. 51). Saltene kunne, naar de ere *opløselige*, ogsaa faas ved Opløsning af de tilsvarende Ilter, Hydroxyder eller Karbonater i vedkommende Syre; Kobbernitratt kan f. Eks. faas enten ved Opløsning af Kobber eller af Kobberkarbonat i Salpetersyre.

Uopløselige Salte faas af de opløselige ved Fældning med et opløseligt Salt; Eks.: Calciumkarbonat faas ved Fældning af Calciumklorid med Ammoniumkarbonat (S. 164).

Metallernes *Svovlforbindelser* (Sulfider) faas ofte ved direkte Sammensmeltning af Metallerne med Svovl, f. Eks.: $\text{Fe} + \text{S} = \text{Fe S}$; $\text{Cu}_2 + \text{S} = \text{Cu}_2 \text{S}$ o. s. v.

Mange Sulfider faas ad den vaade Vej ved Fældning af Metalsalte med Svovlbrinte: $\text{Hg Cl}_2 + \text{H}_2 \text{S} = \text{Hg S} + 2 \text{H Cl}$; $2 \text{Ag N O}_3 + \text{H}_2 \text{S} = \text{Ag}_2 \text{S} + 2 \text{H N O}_3$.

Metallernes *Klorider* dannes ad den tørre Vej enten direkte ved Ophedning af Metallet i Klor, hvorved man, saafremt Metallet danner flere Klorider, faar det højeste Klorid, eller ved Ophedning af Metallet i tør Klorbrinte, hvorved faas det lavere Klorid. Ad den vaade Vej faas Kloriderne ved Opløsning af Metallerne i Kongevand eller i Saltsyre, eller ved Opløsning af Ifterne eller de kulsure Salte i Saltsyre. *Uopløselige Klorider*, f. Eks. Ag Cl , og $\text{Hg}_2 \text{Cl}_2$ faas ved Fældning af tilsvarende opløselige Salte med Saltsyre eller opløselige Klorider; *flygtige Klorider* fremstilles ofte ved *Sublimation*, idet man f. Eks. blander et Salt af vedkommende Metal med et Klorid af et Alkali-metal og opheder Blandingen f. Eks.: $\text{Hg S O}_4 + 2 \text{Na Cl} = \text{Hg Cl}_2 + \text{Na}_2 \text{S O}_4$; $\text{Hg}_2 \text{S O}_4 + 2 \text{Na Cl} = \text{Hg}_2 \text{Cl}_2 + \text{Na}_2 \text{S O}_4$; det flygtige Klorid fordamper og fortættes paa passende Maade. Flere væsentlige Klorider, f. Eks. Kogsalt, Na Cl , findes i Naturen og fremstilles ved Rensning af Naturproduktet.

Alkalimetallerne.

Til denne Gruppe høre Metallerne *Natrium* og *Kalium*, samt de sjældnere Metaller *Lithium*, *Rubidium* og *Cæsium*, der have underordnet Betydning. Endvidere regnes til denne Gruppe det sammensatte Radikal *Ammonium*, hvis Forbindelser i høj Grad minde om Kalium-

forbindelserne, men ere flygtige. Alkalimetallerne findes ikke i fri Tilstand i Naturen; de sønderdele Vand ved almindelig Temperatur, idet der udvikles Brint og dannes *Hydroxyder* («Alkalihydrater»); disse Hydroxyder ere opløselige i Vand og ere i fortyndet Opløsning meget fuld-

stændigt dissocierede i deres Ioner, f. Eks. $\overset{+}{\text{K}} \overset{\div}{\text{O}} \overset{\div}{\text{H}}$ i $\overset{+}{\text{K}}$ og

$\overset{\div}{\text{O}} \overset{\div}{\text{H}}$, hvorfor de virke som stærke Baser og fælde uopløselige Hydroxyder af deres Salte. Ammoniumhydroxyd, $\text{N H}_4 \text{O H}$, som findes i Ammoniakvand, er i langt ringere

Grad dissocieret i Ionerne $\overset{+}{\text{N H}_4}$ og $\overset{\div}{\text{O}} \overset{\div}{\text{H}}$, hvorfor det ogsaa hører til de svagere Baser. Ogsaa Alkalimetallernes *Sulfider* ere opløselige i Vand.

Alkalimetallernes *Salte* ere farveløse og saa godt som altid opløselige i Vand, i fortyndet Opløsning ere de dissocierede i deres Ioner, f. Eks. $\overset{+}{\text{K}} \overset{\div}{\text{Cl}}$ i $\overset{+}{\text{K}}$ og $\overset{\div}{\text{Cl}}$; $\overset{+}{\text{Na}_2} \overset{\div}{\text{S}} \overset{\div}{\text{O}_4}$ i $\overset{+}{2 \text{Na}}$ og $\overset{\div}{\text{S}} \overset{\div}{\text{O}_4}$, $\overset{+}{\text{K}} \overset{\div}{\text{Cl O}_3}$ i $\overset{+}{\text{K}}$ og $\overset{\div}{\text{Cl O}_3}$ o. s. v.; dette gælder ogsaa om deres Karbonater og Fosfater, medens andre Metaller Karbonater og normale Fosfater ere uopløselige i Vand. Karbonaterne af Natrium og Kalium kunne i Modsætning til andre Karbonater taale at glødes uden at miste Kulsyre. I mange Henseender viser der sig stor Forskel paa Kalium- og Natriumforbindelserne; medens mange Kaliumsalte ere vandfri, indeholde de tilsvarende Natriumsalte ofte Krystalvand. Ogsaa i Forholdet overfor Reagenser viser der sig Forskellighed. Kaliumsaltene og Amoniumsaltene fældes af Brint-Platinklorid (og af Natriumkoboltinitrit) og danne hermed tungtopløselige og vandfri Salte; Natriumsaltene fældes derimod ikke, idet det tilsvarende Natriumplatinklorid er opløseligt baade i Vand og Vinaand og krystalliserer med 6 Mol. Vand ligesom Brint-Platinklorid, $\text{H}_2 \text{Pt Cl}_6 + 6 \text{H}_2 \text{O}$. Dette Forhold finder, ligesom de følgende, Anvendelse i den kemiske Analyse til Adskillelse af Kalium fra Natrium. Ka-

liumantimonat er ret letopløseligt, Natriumantimonat meget tungtopløseligt i Vand; omvendt er surt Kaliumtartrat (surt vinsurt Kali) tungtopløseligt, medens det tilsvarende Natriumsalt er letopløseligt.

I flere Forhold slutter Lithium sig nærmest til Natrium, medens de øvrige Alkalimetaller slutte sig til Kalium.

Natrium.

Na = 23,05.

Forekomst: Natrium forekommer almindelig udbredt i Naturen i Salte, særligt som *Klornatrium*, Na Cl, i Havvandet, Saltkilder og i Stensaltlag; som *Natriumnitrat*, *Natronsalpeter* (Chilisalpeter) findes det i store Lag i Sydamerika og som Karbonat og Sulfat i mange Kilder. Bundet til Kiselsyre findes det i mange kiselsure Dobbeltalte; alle naturlige Silikater indeholde lidt Natrium. Bundet til Fluor findes det i *Kryolit* (Natrium-Aluminiumfluorid), $Al F_6 Na_3$. I Planteriget er Natrium meget udbredt, men synes ikke at høre til Plantens nødvendige Næringsstoffer, ligeledes findes det som en normal Bestanddel i alle dyriske Vædsker.

Fremstilling: Natrium fremstilles nu teknisk ved Elektrolyse af smeltet Natriumhydroxyd. Tidligere fik man det ved Reduktion af Natriumkarbonat eller af Natriumhydroxyd med Kul: $Na_2 C O_3 + 2 C = Na_2 + 3 C O$; Blandingen blev ophedet i vandrette Jærnrør til Hvidglødhede, hvorved Natrium destillerede over og blev fortættet i flade Jærnkapsler. Det samles og opbevares under Petroleum, da det ikke kan holde sig uforandret i Luften.

Egenskaber: I ren Tilstand er Natrium et glinsende, sølvhvidt, blødt Metal af Vægtfylde 0,97; det smelter ved 97° og bliver ved Rødgødhede til en farveløs Damp; i fugtig Luft ilter det sig hurtigt og forbrænder ved Ophedning i Luften med gul Flamme, idet der dannes *Natriumilte*, $Na_2 O$, og *Natriumoverilte*, $Na_2 O_2$. Natrium søn-

derdeler Vand ved almindelig Temperatur under Dannelse af Natriumhydroxyd og Brint: $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na OH} + \text{H}$; dog er Varmeudviklingen ikke saa stærk, at Brinten her ved antændes, med mindre man anvender varmt Vand eller hindrer Metallet Bevægelser paa Vandet (smlgn. Kalium). Natrium forener sig direkte med Halogenerne og Svovl under stærk Varmeudvikling, med Brint til Natriumbrinte, med Metaller til Legeringer og med Kvægsølv under stærk Varmeudvikling til Natriumamalgamer. Saavel Natrium som Natriumamalgam finde Anvendelse som kraftige Reduktionsmidler; metallisk Natrium kan anvendes til Reduktion af Magnium og Aluminium, Amalgamet til Reduktioner ad den vaade Vej, idet det udvikler Brint med Vand.

Natriumoxyd, Na_2O (Natriumilte), dannes ved Ophedning af Natriumnitrat med metallisk Natrium under Udvikling af Kvælstof; det forener sig med Vand under Varmeudvikling til Natriumhydroxyd. Ved Ophedning i Brint giver det Natrium og Natriumhydroxyd: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H} = \text{Na OH} + \text{Na}$.

Natriumperoxyd, Na_2O_2 , (Natriumoverilte), fremstilles ved Ophedning af Natrium i en Strøm af tør Luft under 300° ; det er et lysegult Pulver, som med fortyndede uorganiske Syrer giver Brintoverilte. Det anvendes som kraftigt Iltningsmiddel, som Blegemiddel og som Tilsætning til visse medicinske Sæber.

Natriumhydroxyd, Na OH (*Natronhydrat*). *Fremstilling*: Natriumhydroxyd fremstilles ved Kogning af en fortyndet Opløsning af Natriumkarbonat (Soda) med læsket Kalk (Calciumhydroxyd), hvorved dannes Calciumkarbonat og Natriumhydroxyd: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca (OH)}_2 = \text{CaCO}_3 + 2\text{Na OH}$ (koncentreres Opløsningen, foregaar den omvendte Proces). Calciumkarbonatet er uopløseligt og udfældes, medens Natriumhydroxyd bliver i Opløsning; Kogningen, der foretages i en *Jærngryde*, fortsættes, indtil den klare Vædske er kulsyrefri, og indtil den ikke mere giver Kulsyreudvikling, naar den sættes til en fortyndet Syre; derpaa henstilles Blandingen, indtil Calciumkarbonatet har sat sig til Bunds, hvorefter den klare Vædske

afhældes og inddampes i en *Sølv*skaal til Smeltning. Porcellænskar kunne ikke anvendes, da de angribes af Natriumhydroxyd. Det smeltede Hydroxyd støbes ofte til Stænger. Renere faas Natriumhydroxyd 1) ved Fældning af Barytvand med Natriumsulfat: $\text{Na}_2\text{S O}_4 + \text{Ba}(\text{O H})_2 = 2\text{Na O H} + \text{Ba S O}_4$, hvorefter det udskilte Bariumsulfat fraskilles, 2) ved Sønderdeling af Vand med rent Natrium (S. 176), 3) ved Elektrolyse af en stærk Kogsaltopløsning, hvorved det ved den negative Pol udskilte Natrium danner Natriumhydroxyd med Vandet.

Egenskaber: Natriumhydroxyd er et hvidt, krystalinsk Legeme, der ikke afgiver Vand ved Glødning; i Luften tilsuger det Vand og Kulsyre og bliver derved først fugtigt, men senere tørt, idet den dannede Soda ikke er henflydende. Det opløses let i Vand og Vinaand under Udvikling af Varme, ætser Huden og organiske Stoffer (*Ætsnatron*) og angriber Glas, Porcellæn og de fleste Metaller, særligt i Varmen. Det er en stærk Base, og dets Opløsning fælder alle uopløselige eller tungtopløselige Baser af deres Salte (se den analytiske Kemi). I Teknikken finder det særlig Anvendelse i Sæbefabrikationen.

Til det nævnte Ilte og Hydroxyd svarer følgende *Svovlforbindelser*:

Natriumsulfid, Na_2S (Svovlnatrium). Som ovenfor nævnt forener Natrium sig direkte med Svovl. Natriumsulfid faas dog i Regelen ved Reduktion af Natriumsulfat med Kul ($\text{Na}_2\text{S O}_4 + 2\text{C} = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{C O}_2$) som en bleg-rød Masse, der opløses i Vand og derved sonderdeles i Natriumhydrosulfid: $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na O H} + \text{Na S H}$. Denne Opløsning udvikler Svovlbrinte ved Tilsætning af Syrer og fælder de fleste uopløselige Svovlmetaller af de tilsvarende Saltopløsninger; den opløser Sulfiderne af Arsen, Antimon, Tin, Guld, Platin og Kvægsølv, men ikke Svovlkobber. Under Luftens Adgang iltes Opløsningen og optager tillige Kulsyre af Luften, men bliver ikke gul;

dette sker først ved Tilsætning af Svovl, hvorved der dannes højere Sulfider, $\text{Na}_2 \text{S}_2$, $\text{Na}_2 \text{S}_3$, $\text{Na}_2 \text{S}_4$, $\text{Na}_2 \text{S}_5$, hvis Opløsninger ved Tilsætning af fortyndede Syrer i Overskud foruden Svovlbrinte giver Svovlmælk, f. Eks. $\text{Na}_2 \text{S}_5 + 2 \text{H Cl} = 2 \text{Na Cl} + \text{H}_2 \text{S} + 4 \text{S}$.

Natriumhydrosulfid, Na S H , fremstilles ved Forbrænding af Natrium i Svovlbrinte: $\text{Na} + \text{H}_2 \text{S} = \text{Na S H} + \text{H}$. I Opløsning faas det ved Mætning af Natronlud med Svovlbrinte: $\text{Na O H} + \text{H}_2 \text{S} = \text{Na S H} + \text{H}_2 \text{O}$; denne Opløsning forholder sig overfor Svovlmetaller ligesom en Opløsning af Svovlnatrium, men opløser dog ikke Svovlvægsølv; den bliver gul i Luften, idet der dannes højere Sulfider; blandes den med samme Rumfang af en Opløsning af Natriumhydroxyd af tilsvarende Styrke, faas en Opløsning, der forholder sig ligesom den ovennævnte Opløsning af Natriumsulfid ($\text{Na O H} + \text{Na S H}$).

Natriumsalte.

Natriumsaltene besidde de tidligere (S. 169) for Alkalimetallernes Salte anførte Egenskaber. De meddele farveløse Flammer en gul Farve. Udgangspunktet for Fremstillingen af alle Natriumforbindelser er

Natriumklorid, *Klornatrium*, Na Cl (Kogsalt). *Forekomst*: Kogsalt findes i Havvandet (indtil 2,7 Procent), fremdeles i mange Kilder og i mægtige Lag i Jorden som *Stensalt* (ved Wielitzka, Stassfurt, Segeberg o. fl. St.). Endvidere udgør det en normal Bestanddel af alle dyriske Vædske, navnlig af Blodet og Urinen. Menneskets daglige Urin indeholder 12—15 Gram.

Fremstilling: Naar Stensaltet er rent, saaledes som det forekommer paa Findestedet, pulveriseres det og anvendes uden yderligere Rensning. Indeholder det Urenheder (Ler og Gips) udludes det — ofte i selve Gruberne — hvorefter den klarede Vædske inddampes.

Af svage Saltkilders Vand faas Saltet ved frivillig Fordampning i Luften, idet man lader Vandet risle ned over store, fritstaaende Vægge af Risknipper (Gradérhuse), der vende lodret mod den herskende Vindretning; paa Risknipperne afsætte en stor Del af Urenhederne (Gips, kulsur Kalk etc., s. k. *Tornsten*) sig; den koncentrerede Saltopløsning afdampes da i Saltpander, hvorved der først udskilles urent, senere rent Salt. Den nævnte Metode er dog temmelig kostbar og anvendes nu sjældnere. Af Havvandet fremstilles Kogsalt i de sydligere Lande i de saakaldte »Salthaver«, idet man leder Vandet ind i store, flade Bassiner, hvor det inddampes ved Solvarmen; i de første Bassiner afsætte Urenhederne sig; derpaa ledes den mættede Saltopløsning ind i andre Bassiner, hvor Saltet udkrystalliserer. I kolde Egne, f. Eks. ved det hvide Hav, lader man Vandet fryse i Bassinerne; Isen indeholder kun Spor af Salt, men det tilbageblevne Saltvand er da saa koncentreret, at det kan betale sig at inddampe det ved kunstig Varme.

Egenskaber: Natriumklorid krystalliserer i Tærninger, der ofte indeholde »Knitringsvand« og derfor springe itu ved Opvarmning. 100 Dele Vand opløse ved 0° 36 Dele, ved 100° 39 Dele Kogsalt; det er altsaa kun ubetydeligt mere opløseligt i varmt end i koldt Vand. Det smelter og fordamper ved Glødning. Kogsalt anvendes som Spisesalt, til Saltning, til Fremstilling af Natriumforbindelser, til Saltglasering af Lervarer, Udsaltning af Sæber, Fremstilling af Klor m. m.

Natriumhypoklorit, Na Cl O (klorundersyrligt Natron), faas i Opløsning blandet med Klornatrium (det s. k. *Klornatron*) ved at lede Klor til *kold* og *fortyndet* Natronlud (S. 61) eller ved Sønderdeling af en Klorkalkopløsning med en Sodaopløsning. Det er et kraftigt Iltningsmiddel og anvendes som Blegemiddel under Navn af *Eau de Labarraque* ($\text{Na Cl O} = \text{Na Cl} + \text{O}$).

Natriumklorat, Na Cl O_3 (klorsurt Natron), vindes fabrikmæssigt og er langt lettere opløseligt i Vand end Kaliumklorat (se dette). Det bruges bl. a. til Fremstilling af Klor, idet man lader dets koncentrerede Opløsning flyde ned i 25 pCt. holdig

Saltsyre, som er opvarmet til 100° : $\text{Na Cl O}_3 + 6 \text{ H Cl} = \text{Na Cl} + 3 \text{ H}_2 \text{ O} + 6 \text{ Cl}$.

Natriumsulfat, $\text{Na}_2 \text{ S O}_4 + 10 \text{ H}_2 \text{ O}$ (svovlsurt Natron, Glaubersalt), findes i mange Mineralkilder (Karlsbad, Marienbad), i Saltkilder og i Havvandet.

Fremstilling: Det fremstilles i store Mængder ved Ophedning af Kogsalt med Svovlsyre (S. 53), hvorved faas vandfrit Natriumsulfat, s. k. »Sulfat«, der væsentligst anvendes til Fremstilling af Soda. I Stassfurt vindes det ved Indvirkning af Kogsaltopløsning paa Magniumsulfat ved lav Temperatur: $2 \text{ Na Cl} + \text{Mg S O}_4 = \text{Mg Cl}_2 + \text{Na}_2 \text{ S O}_4$. Af vandig Opløsning udkrystalliserer det vandholdige Salt.

Egenskaber: Natriumsulfat krystalliserer i monokliniske Krystaller med 10 Mol. Vand; Krystallerne forvitte i Luften. Det er lettest opløseligt i Vand ved 32° ; en ved denne Temperatur mættet Opløsning udskiller ved Ophedning vandfrit Salt. Kun ved 32° har det vandholdige og det vandfri Salt samme Opløselighed; over denne Temperatur er det vandfri Salt tungere opløseligt og udskilles derfor; under 32° udkrystalliserer $\text{Na}_2 \text{ S O}_4 + 10 \text{ H}_2 \text{ O}$. Natriumsulfat danner let *overmættede* Opløsninger, d. v. s. Opløsninger der, skønt mættede ved en højere Temperatur med Saltet, kunne afkøles betydeligt under denne Temperatur, uden at der udskilles Salt; ved Berøring med det mindste Korn af vedkommende Salt udkrystalliserer det i rigelig Mængde af den overmættede Opløsning. Natriumsulfat anvendes til medicinsk Brug.

Sammensmeltes tørt Natriumsulfat med lige Molekuler koncentreret Svovlsyre, faas *surt Natriumsulfat*, Na H S O_4 , der ogsaa faas som Biprodukt ved Salpetersyrefabrikationen, og som ved Glødning giver

Natriumpyrosulfat, $\text{Na}_2 \text{ S}_2 \text{ O}_7$, idet der bortgaar Vand ($2 \text{ Na H S O}_4 = \text{H}_2 \text{ O} + \text{Na}_2 \text{ S}_2 \text{ O}_7$); Pyrosulfatet giver ved stærkere Ophedning Svovlsyreanhydrid: $\text{Na}_2 \text{ S}_2 \text{ O}_7 = \text{Na}_2 \text{ S O}_4 + \text{S O}_3$.

Natriumsulfit, $\text{Na}_2\text{S O}_3$ (svovlsyrligt Natron), faas ved Neutralisation af Natron med Svovlsyrlinganhydrid. Ved yderligere Tilledning af Svovlsyrlinganhydrid dannes *Natriumdisulfit*, Na H S O_3 (surt Natriumsulfit).

Natriumthiosulfat, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 5\text{H}_2\text{O}$ (»svovlundersyrligt Natron«) faas ved Kogning af normalt Natriumsulfit, $\text{Na}_2\text{S O}_3$, med Svovl og danner store, letopløselige farveløse Krystaller. Dets Opløsning giver med frit Klor Natriumklorid og Natrium-tetrathionat: $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$, ($2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 2\text{Cl} = 2\text{Na Cl} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$) og benyttes derfor til at befri klorblegede Stoffer for frit Klor; Saltet kaldes derfor »Antiklor«; det virker paa tilsvarende Maade paa frit Jod, og dette Forhold finder Anvendelse i den kemiske Analyse. Klor-, Brom- og Jodsølv opløses af en Opløsning af Natriumthiosulfat; dette Salt (»Fiksérsalt«) finder derfor Anvendelse i Fotografien til at fjerne de Sølsalte, der ikke ere paavirkede af Lyset.

Natriumnitrat, Na N O_3 (Natronsalpeter, Chilisalpeter), findes blandet med Natriumklorid i store Lag i det nordlige Chili og renses for sidstnævnte Salt, fra hvilket det let lader sig skille, da det er langt lettere opløseligt end dette. Natriumnitrat krystalliserer i vandfri, romboëdriske Krystaller; skønt Krystallerne ikke særligt ligne Terningen, kaldes Saltet ofte »kubisk Salpeter«. Det er hygroskopisk og kan derfor ikke anvendes til Krudt. Væsentligt benyttes det til Gødningsmiddel samt til Fremstilling af Salpetersyre og Konversionsalpeter (Kalisalpeter).

Natriumfosfater. Det almindelige *fosforsure Natron er sekundært Natriumfosfat (Dinatriumfosfat)* (S. 104), $\text{Na}_2\text{H P O}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$; det faas ved Neutralisation af Fosforsyre med en Sodaopløsning, saalænge der undviger Kulsyre, og krystalliserer efter Opløsningens Inddampning i farveløse Krystaller, der let forvitte, og som ved Ophedning først smelte i deres Krystalvand, derefter afgive dette og endelig gaa over til *Natriumpyrofosfat*, hvilket Salt, krystalliseret af vandig Opløsning, har Sammensætningen $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7 + 10\text{H}_2\text{O}$. Blandes 1 Mol. sekundært Natrium-

fosfat med 1 Mol. *Natriumhydroxyd*, faas ved Opløsningens Inddampning Krystaller af *normalt Natriumfosfat*, $\text{Na}_3\text{P O}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$; dette Salt reagerer *alkalisk* og er i vandig Opløsning for største Delen spaltet i det sekundære Salt og Na O H . Sætter man derimod 1 Mol. *Fosforsyre* til 1 Mol. sekundært Natriumfosfat, faas *primært Natriumfosfat*, $\text{Na H}_2\text{P O}_4 + \text{H}_2\text{O}$, der reagerer *surt* paa Lakmus. Med Sølvnitrat giver det sekundære Natriumfosfat et gult Bundfald af Sølvfosfat, $\text{Ag}_3\text{P O}_4$; men Fældningen er ufuldstændig, da der samtidig dannes Salpetersyre, som opløser en Del af Sølvsaltet: $(3\text{Ag N O}_3 + \text{Na}_2\text{H P O}_4 = \text{Ag}_3\text{P O}_4 + 2\text{Na N O}_3 + \text{H N O}_3)$ eller efter Ioneteorien $(\text{H P O}_4 + 3\text{Ag} = \text{Ag}_3\text{P O}_4 + \text{H})$. Det primære Salt giver ved Ophedning slutteligt *Natriummetafosfat*, Na P O_3 ($\text{Na H}_2\text{P O}_4 = \text{Na P O}_3 + \text{H}_2\text{O}$). Af de nævnte fosforsure Salte findes saavel det sekundære som det primære Natriumfosfat i Kødædernes Urin.

Analogt og isomorft med sekundært Natriumfosfat er

Natriumarsenat, $\text{Na}_2\text{H As O}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$, der faas ved Neutralisation af Arsensyre med Soda, og som over 20° afgiver 5 Mol. Vand. Handelsvaren har 7 Mol. Vand.

Natriumantimonat, $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7 + 6\text{H}_2\text{O}$ (s. k. metaantimonsurt Natron) er *surt Natriumpyroantimonat*; det faas ved Fældning af en neutral eller alkalisk Opløsning af et Natriumsalt med Kaliumantimonat og er hvidt, kornet krystallinsk og meget tungtopløseligt. Dets Dannelse er en vigtig Reaktion for Natrium i den kemiske Analyse.

Natriumtetraborat, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 10\text{H}_2\text{O}$ (eller $5\text{H}_2\text{O}$) kaldes i Almindelighed *Boraks*; det findes i Naturen i nogle Søer i Kalifornien og Thibet og kommer derfra i Handelen under Navnet »Tinkal«. Hyppigst fremstilles det ved Mætning af Borsyre med Soda eller ved Kogning

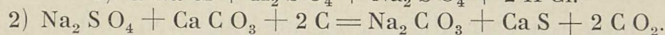
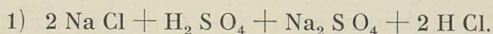
af naturligt forekommende Borater med en Sodaopløsning. Det krystalliserer under 56° med $10 \text{ H}_2 \text{ O}$ i monokliniske Krystaller (prismatisk Boraks), over 56° med $5 \text{ H}_2 \text{ O}$ i romboëdriske Krystaller (»oktaedrisk Boraks«); Krystallerne tabe ved Ophedning under stærk Opløring alt Vand og smelte ved højere Temperatur til en farveløs, glasagtig Masse, der opløser forskellige Metaliter med forskellig Farve og derfor finder Anvendelse til Paavisning af saadanne Ilter. Borakser letopløseligt, navnlig i varmt Vand; Opløsningen reagerer alkalisk. Det anvendes ved Lodning af forskellige Metaller, idet det opløser Metalilterne og derved renser Metaloverfladerne, endvidere til Glasur, til Fremstilling af Emaillé, ved Reduktion af Metaller for at udelukke Luften o. s. v.

Ved Indvirkning af Brintoverilte giver en stærk Natriumboratoropløsning *Natriumperborat* (boroversurt Natron), $\text{Na B O}_3 + 4 \text{ H}_2 \text{ O}$, i farveløse Krystaller.

Normalt Natriumkarbonat, $\text{Na}_2 \text{ C O}_3 + 10 \text{ H}_2 \text{ O}$ (kulsurt Natron, *Soda*). *Forekomst*: Soda findes i enkelte Natronsøer i Asien, Afrika og Amerika og i nogle Mineral-kilder; i Ungarn, Ægypten og Sydamerika udvittrer det mange Steder af Jordan. Mange Strandplanter (*Salsola* og *Salicornia*) efterlade ved Forbrænding en sodarig Aske; tidligere blev Soda ogsaa fremstillet ved Forbrænding af Strandplanter og Tang paa lignende Maade som Potaske (Kaliumkarbonat) af Landplanterne.

Fremstilling: Soda fremstilles hovedsagelig af Kogsalt, enten efter den *Leblanc'ske* Metode eller efter *Solvay's* Ammoniakmetode. Ogsaa af Kryolit har man fremstillet Soda efter *J. Thomsen's* Metode.

Efter *Leblanc's Metode* (opfundet 1794) overføres Kogsalt først til Natriumsulfat ved Behandling med Svovlsyre (S. 53). Sulfatet blandes derefter med Calciumkarbonat og Kul, hvorefter Blandingen ophedes i en Flammeovn; herved dannes Natriumkarbonat og Calciumsulfid, medens Kulsyre (og Kuliite) bortgaar:



Den smeltede Masse udludes efter Afkøling, hvorved Natriumkarbonat gaar i Opløsning, og af Opløsningen vindes derpaa Soda ved Krystallisation. Af den *varme* Lud udskilles $\text{Na}_2 \text{C O}_3 + \text{H}_2 \text{O}$, der ved ny Glødning giver vandfri Soda (*calcineret Soda*).

Ammoniaksodafabrikationen beror paa, at en Opløsning af surt Ammoniumkarbonat (tvekulsur Ammoniak) med en stærk Klornatriumopløsning omsætter sig til surt Natriumkarbonat og Klorammonium: $(\text{N H}_4) \text{H C O}_3 + \text{Na Cl} = \text{Na H C O}_3 + \text{N H}_4 \text{Cl}$; det første spaltes derefter ved Ophedning i Natriumkarbonat og Kulsyre. Biprodukterne Salmiak og Kulsyre anvendes igen i Fabrikationen, det første til Fremstilling af Ammoniak, der ledes til en mættet Kogsaltopløsning, hvorefter der tilledes Overskud af Kulsyre; herved foregaar den nævnte Om sætning mellem surt Ammoniumkarbonat og Klornatrium.

I *Kryolitsodafabrikationen* blandes Kryolit og Kalksten i fintmalet Tilstand og glødes: $\text{Na}_3 \text{Al F}_6 + 3 \text{Ca C O}_3 = 3 \text{Ca F}_2 + \text{Al O}_3 \text{Na}_3 + 3 \text{C O}_2$; af den smeltede Masse udtrækkes Natriumaluminat med Vand, og til den dannede Opløsning ledes Kulsyre, hvorved fældes Aluminiumhydroxyd, medens Soda bliver i Opløsning og vindes ved Krystallisation: $2 \text{Al O}_3 \text{Na}_3 + 3 \text{H}_2 \text{O} + 3 \text{C O}_2 = 2 \text{Al O}_3 \text{H}_3 + 3 \text{Na}_2 \text{C O}_3$.

Ved *Elektrolyse* af en Kogsaltopløsning dannes Klor ved Anoden og Natrium ved Katoden (s. S. 46); Anoden dannes af Retortgratit; som Katode benyttes Kvægsølv, der med det udskilte Natrium danner Natriumamalgam; dette giver med Vand Natriumhydroxyd, som atter ved Tilledning af Kulsyre giver surt Natriumkarbonat; dette giver ved Ophedning Kulsyre og Natriumkarbonat.

Soda danner store, vandklare, monokliniske Krystaller med 10 Mol. Vand; disse forvitre Luften, smelte ved Ophedning og miste derved efterhaanden alt Krystalvand. Det saaledes dannede vandfri Natriumkarbonat anvendes meget i den kemiske Analyse til Sønderdeling af uopløselige Stoffer ad den tørre Vej; det afgiver ikke sin Kulsyre ved Glødning. Soda er letopløseligt i Vand; lettest opløses

det ved $32,5^{\circ}$ og danner let overmættede Opløsninger. Dets Opløsning reagerer alkalisk og udskiller ved fortsat Inddampning Krystaller med $1 \text{ H}_2 \text{ O}$. Natriumkarbonat anvendes til Vadsk, til Fremstilling af Natriumhydroxyd, i Sæbefabrikationen m. m. Ved Tilsætning af stærkere Syrer giver det de til disse svarende Natriumsalte, idet der udvikles Kulsyre. Ved at lede Kulsyre til en Blanding af afvandet og vandholdig Soda, faas *surt Natriumkarbonat*, Na H C O_3 (tvekulsurt Natron), der er et hvidt, krystallinsk Pulver, som er tungere opløseligt end det normale Salt, og som ved Ophedning gaar over til dette, idet det afgiver Kulsyre. Det anvendes i Medicinen og i Husholdningen.

Det saakaldte »Trona«, der i Ægypten og andre Steder udvitres af Jorden i den tørre Aarstid, har Sammensætningen $\text{Na}_2 \text{ C O}_3, 2 \text{ Na H C O}_3, \text{ H}_2 \text{ O}$.

Natriumsilikater, findes i mange naturlige Silikater og i Natronglas. Det saakaldte *Natronvandglas*, der i Regelen svarer til Sammensætningen $\text{Na}_2 \text{ O}, 3 \text{ Si O}_2$, faas ved Smeltning af Sand med vandfri Soda eller ved Kogning af Flint eller Infusoriejord med Natronlud under stærkt Tryk. Dets Opløsning, der reagerer alkalisk, udskiller geléagtig Kiselsyre ved Tilsætning af Syrer; den anvendes til Bindemiddel, til Beskyttelse af Træ mod Antændelse, til Befæstelse af Freskomalerier m. m.

Lithium.

$\text{Li} = 7,02$

forekommer temmelig udbredt, men kun i ringe Mængde i Naturen; det findes i enkelte Mineralvande og i flere Planters Aske. Som Silikat forekommer det i Lepidolit. Metallet er sølvhvidt, har Vf. 0,59, smelter ved 186° og sønderdeler Vand ved almindelig Temperatur. Det har særlig stærk Tiltrækning til Kvælstof og forbrænder ved Ophedning deri under Dannelse af *Lithiumnitrid*, Li N . De fleste Lithiumsalte fremstilles af *Amblygonit*, der indeholder Lithium som Fosfat sammen med

Aluminium, Natrium og Fluor. Fosfatet og Karbonatet ere tungtopløselige i Vand. Lithiumsaltene farve Flammen karmesinrød.

Kalium.

K = 39_{,15}.

Forekomst: Kalium forekommer i Naturen kun i Form af Salte; i størst Mængde findes det i hele Jordskorpen bundet til Kiselsyre i Forbindelse med Aluminiumsilikat (i Feldspat, Glimmer o. a.). Som Kaliumklorid og Kaliumsulfat findes det væsentligst i Form af Dobbeltsalte enkelte Steder i mægtige Lag i Jorden, f. Eks. ved Stassfurt. Havvand og de fleste Kilder indeholde Kaliumsalte. For Planterne er Kalium et nødvendigt Næringsstof, uden hvilket de ikke formaa at omdanne Kulsyre og Vand til organiske Stoffer under Iltudvikling (S. 18); Planterne indeholde Kaliumsalte saavel af uorganiske (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , H_3PO_4), som af organiske Syrer (Oxalsyre, Vinsyre, Æblesyre, Citronsyre, Ravsyre); ved Plantedelenes Forbrænding gaa de organiske Kaliumsalte over til Kaliumkarbonat, der findes i Asken (Potaske). Ogsaa i den dyriske Organisme findes Kaliumsalte; disse have Overvægten i de faste Bestanddele, Natriumsaltene i de flydende.

Fremstilling: Kalium kan faas af Kaliumkarbonat paa tilsvarende Maade som Natrium af Natriumkarbonat; det fremstilles ved Elektrolyse af Kaliumhydroxyd eller ved Reduktion af Hydroxydet med Aluminium: $2KOH + Al = K + AlOOK + H_2$. Ogsaa faas det ved Ophedning af Calciumkarbid med Kaliumfluorid: $CaC_2 + 2KF = 2K + CaF_2 + C_2$. Det opbevares ligesom Natrium under Petroleum.

Egenskaber: Kalium er et blaalighvidt, glinsende Metal, der iltes endnu lettere i Luften end Natrium; dets

Vægtfylde er 0,87, og dets Smeltepunkt 62,5°. Dets Dampe have en grøn Farve. Det sønderdeler Vand under Dannelse af Kaliumhydroxyd (Kalihydrat), KOH , og under saa stærk Varmeudvikling, at den udviklede Brint antændes og sammen med Kaliumdampene brænder med violet Flamme. Iøvrigt ligner det i høj Grad Natrium i sine Egenskaber, men er mere positivt end dette.

Kalium blev fremstillet af *Davy* 1807, ved Elektrolyse af Kaliumhydroxyd.

Kaliumbrinte, KH , dannes ved Indvirkning af Brint paa Kalium ved 300—400°. Det er sølvglinsende, sprødt og selvantændeligt, medens *Natriumbrinte*, NaH , ikke af sig selv bryder Brand i Luften.

Kaliumoxyd, K_2O (Kaliumilte), og **Kaliumperoxyd**, KO_2 , have ingen Anvendelse; det førstnævnte absorberer direkte Ilt fra Luften.

Kaliumhydroxyd, KOH (*Kalihydrat*), fremstilles ganske analogt med Natriumhydroxyd og har væsentligt samme Egenskaber som dette; dog er det endnu stærkere ætsende (Ætskali) og flyder hen i Luften uden at blive fast, idet det slutteligt dannede Kaliumkarbonat er henflydende.

Til Kaliumilte og Kaliumhydroxyd svare Svovlforbindelserne

Kaliumsulfid, K_2S , og **Kaliumhydrosulfid**, KSH , der væsentligst forholde sig som de tilsvarende Natriumforbindelser. Ogsaa højere Sulfider dannes analogt med de højere Natriumsulfider; saadanne Sulfider indeholdes i det saakaldte *Svovllever*, der faas ved S sammensmeltning af Kaliumkarbonat med Svovlblomster og er en gulbrun, noget grønlig Masse, der er letopløselig i Vand, og som med Syrer giver Svovlmælk.

Kaliumsalte.

Disse have de tidligere (S. 169) angivne almindelige Egenskaber; de meddele i Modsætning til Natriumsaltene den farveløse Flamme en violet Farve.

Kaliumklorid, KCl (Klorkalium), findes som *Sylvin* ved Stassfurt, endvidere samme Steds bundet til Klormagnesium som *Karnallit*, $MgCl_2, KCl + 6H_2O$, sammen med andre Kaliumsalte. Det er sammen med Klormagnesium den væsentligste Bestanddel af de saakaldte »Afrømnings-salte« i Stassfurterlagene. I de koncentrerede Kaliumsalte, der anvendes til Gødning, findes 80—95 Procent Kaliumklorid.

Kaliumklorid findes i mindre Mængder i Havvandet; fremdeles indeholdes det i Planternes Aske og i dyriske Vædske.

Det fremstilles væsentligst af *Karnallit* ved Behandling med en ringe Mængde varmt Vand; Opløsningen udskiller ved Afkøling det meste Kaliumklorid, medens Magnesiumklorid bliver i Opløsning. Det kan ogsaa faas ved Neutralisation af Kaliumkarbonat med Saltsyre. Kaliumklorid krystalliserer i farveløse Tærninger og er langt lettere opløseligt i varmt end i koldt Vand. Det er ved Glødning mere flygtigt end Kogsalt.

Kaliumbromid, KBr (Bromkalium), og **Kaliumjodid**, KJ (Jodkalium), fremstilles ved Indvirkning af Brom eller Jod paa Kalilud; herved dannes samtidigt Kaliumbromat og Kaliumjodat, hvorfor man efter Inddampning til Tørhed gløder Resten med Sukkerkul, der reducerer de sidstnævnte Salte til Brom- og Jodkalium ($6Br + 6KOH = 5KBr + KBrO_3 + 3H_2O$ og $KBrO_3 + 3C = KBr + 3CO$). Begge Salte krystalliserer i Tærninger, ere letopløselige og finde Anvendelse i Medicinen.

Kaliumhypoklorit, $KClO$, faas i Opløsning sammen med Klorkalium paa samme Maade som Klornatron (S. 174) og anvendes til samme Brug som dette under Navn af »Eau de Javelle«.

Kaliumklorat, $KClO_3$ (klorsurt Kali), kan faas ved at lede Klor i *varm* og *stærk* Kalilud (se S. 62), hvorved samtidigt dannes Kaliumklorid, ved Inddampning udkry-

stalliserer Kaliumklorat først, da det er tungere opløseligt end Kaliumklorid. Den største Mængde Kaliumklorat fremstilles nutildags ved Elektrolyse af en alkalisk Klorkaliumopløsning ved 40—100°.

Kaliumklorat danner glinsende Blade eller Tavler og er langt lettere opløseligt i varmt end i koldt Vand. Ved 334° smelter det; ved noget højere Temperatur spaltes det i Kaliumklorid, *Kaliumperklorat* (kloroversurt Kali), $KClO_4$, og Ilt (se S. 63), og ved endnu højere Temperatur gaar det fuldstændigt over til Kaliumklorid. Det afgiver let Ilt til brændbare Stoffer; ved Sammenrivning med Svovl frembringer det høje Knald; strøes det paa glødende Kul, indtræde livlige Ildfænomener. Det anvendes til Sats paa Tændstikker, til Fremstilling af Ilt og i Fyrværkeriet. Ligeledes anvendes det i Medicinen, men er meget giftigt. Med Saltsyre udvikler det Klor, hvilket Forhold finder Anvendelse i Analysen. Dets vandige Opløsning giver ikke saaledes som en Kaliumkloridopløsning, Bundfald af Sølvklorid ved Tilsætning af Sølvnitrat. Grunden hertil er, at det i vandig Opløsning er dissocieret i Ionerne K^+ og ClO_3^- , medens Klorkalium er dissocieret i Ionerne K^+ og Cl^- ; det er kun Klorionerne Cl^- , som give Bundfald med Sølvnitrat; hvor Klor derimod er Bestanddel af en »sammen-sat Ion« saaledes som i ClO_3^- , fremkommer intet Bundfald af Sølvklorid med Sølvnitrat.

I en Kaliumkloratopløsning vil der være Ligevægt i Systemet: $KClO_3 \rightleftharpoons K^+ + ClO_3^-$. Sætter man en Opløsning, der indeholder en betydelig Mængde af én af Ionerne, til Kaliumkloratopløsningen, vil Ligevægten forskydes fra Højre til Venstre. En mættet Opløsning af Kaliumklorat vil derfor afsætte Krystaller (af $KClO_3$) ved Tilsætning af en stærk Natriumkloratopløsning eller ved Tilsætning af en stærk Opløsning af et Kalisalt, f. Eks. K_2CO_3 .

Kaliumperchlorat, $KClO_4$ (kloroversurt Kali), findes ofte i Chilisalpeter og er en Plantegift.

Kaliumsulfat, K_2SO_4 (svovlsurt Kali), findes som forskellige Dobbeltalte, f. Eks. Kainit, K_2SO_4 , $MgSO_4$, $MgCl_2 + 6H_2O$, i Stassfurterlagene og faas heraf saavel som ved Sønderdeling af Klorkalium med Svovlsyre. Det danner *vandfri*, hvide Krystaller. Sammensmeltes det med lige Molekuler Svovlsyre, faas *Kaliumpyrosulfat*, $K_2S_2O_7$, der i Regelen kaldes »surt svovlsurt Kali«; dette Salt danner fine Naale og anvendes i den kemiske Analyse til Sønderdeling af flere Mineralier, da det først smelter ved over 300° og ved højere Temperatur afgiver Svovlsyreanhydrid.

Kaliumpersulfat, *svovloversurt Kali*, $K_2S_2O_8$, faas ved Elektrolyse af surt Kaliumsulfat og er temmelig tungtopløseligt. Det bruges som Iltningsmiddel.

Kaliumnitrat, KNO_3 (Kalisalpeter, *Salpeter*, salpetersurt Kali), findes i særlig rigelig Mængde i regnfattige Lande, hvis Jordbund indeholder rigelig Kaliumsalte, f. Eks. i Bengalen, men forekommer iøvrigt overalt i Agerjorden som Sønderdelingsprodukt af kvælstofholdige Stoffer. Salpeterdannelsen er, som tidligere omtalt, en Gæringsproces, idet de kvælstofholdige Stoffer ved Salpeterbakteriernes Virksomhed i Nærværelse af Luft, Fugtighed og Karbonater af stærke Baser ved en Temperatur af 5° til 37° omdannes til Nitrater (salpetersure Salte). Man har tidligere anvendt denne Proces til Fremstilling af Salpeter i de saakaldte »Salpeterplantager«, idet man blandede Kalk og Aske med dyrisk Affald i store Dynger og vandede disse med Gødningsvand og Urin. Efter et Par Aars Forløb udludes Blandingen med Vand, Opløsningen behandles med Kaliumkarbonat for at omdanne Calciumnitrat til Kaliumnitrat, og det sidstnævnte renses derpaa ved Omkrystallisation.

Nu faas det meste Salpeter ved Behandling af en varm, koncentreret Opløsning af Natriumnitrat (Chilisalpeter) (S. 176) med Kaliumklorid, hvorved dannes Kogsalt og Kalisalpeter: $\text{Na N O}_3 + \text{K Cl} = \text{Na Cl} + \text{K N O}_3$; ved Indkogning af Vædsken udskilles Kogsalt, medens Salpeter, der i Modsætning til Kogsalt er langt lettere opløseligt i varmt end i koldt Vand, bliver i Opløsning og først udskilles ved Afkøling; Produktet renses ved Omkrystallisation og kaldes *Konversionssalpeter*.

Egenskaber: Salpeter danner vandfri, farveløse, hule, rombiske Prismer (prismatisk Salpeter); det smelter ved 339° , afgiver ved endnu højere Temperatur Ilt og giver da *Kaliumnitrit*, K N O_2 ; er der samtidig brændbare Stoffer tilstede, f. Eks. Svovl, Kul o. l., forbrænde disse under livlige Ildfænomener. 100 Dele Vand opløse ved 100° 247 Dele, ved 0° kun 13 Dele Salpeter.

Salpeter anvendes til Krudt, til Saltning, i Fyrværkeriet og til medicinsk Brug.

Sort Krudt er en inderlig Blanding af Salpeter, Svovl og Trækul, der til Skydekrudt omtrent anvendes i Forholdet 2 Mol. Salpeter, 1 At. Svovl og 3 At. Kul, og til Sprængkrudt i Forholdet 2 Mol. Salpeter, 1 At. Svovl og 6 At. Kul. Ved Krudtets Forbrænding dannes Kulsyre, Kvælstof og Svovlkalium; af Forbrændingsprodukterne ere ca. 57 Procent faste og 43 Procent luftformige. De luftformige Produkters Rumfang er henimod 300 Gange saa stort som Krudtets; den ved Forbrændingen af almindeligt sort Krudt opnaaede Temperatur kan beregnes at være ca. 2200° , da dets Forbrændingsvarme er 750 Varmenheder. De faste Forbrændingsprodukter indeholde foruden Svovlkalium tillige Kaliumsulfat, Kaliumkarbonat, Kaliumsulfid og Kaliumhyposulfid.

Kaliumantimonat, (s. k. metaantimonsurt Kali) faas ved Forpufning af en Blanding af Antimon og Salpeter i en glødende Digel, Udtrækning af det derved dannede Kaliumnitrit med koldt Vand og Udkogning af Resten med Vand, hvorved dannes en Opløsning af det nævnte antimonsure Salt. Det anvendes til Reagens for Natrium.

Kaliumkarbonat, K_2CO_3 (kulsurt Kali, *Potaske*).

Fremstilling: Raa Potaske faas af *Landplanternes Aske*, idet denne udludes med Vand, og den dannede Opløsning filtreres og inddampes til Tørhed, hvorefter den brunfarvede Inddampningsrest brændes hvid i Potter. 1000 Dele Træ levere kun 3,5—28 Dele Aske og deri kun 0,4—4 Dele Potaske; derfor bruges denne Metode kun i meget skovrige Lande. Endvidere kan Potaske faas af *Roesukkermelasse*, et Biprodukt ved Roesukkerfabrikationen, idet man først lader Melassen gære, derpaa afdestillerer Vin-aanden, inddamper Bærmen til Tørhed, og gløder Resten. I størst Mængde faas nu Potaske af Kaliumklorid efter ganske samme Metode (*Leblanc's Metode* [S. 178] eller elektrolytisk [S. 179]) som Soda af Natriumklorid.

Potaske anvendes i Glasfabrikationen og til Fremstilling af Kaliumhydroxyd og flere Kaliumsulte. Rent Kaliumkarbonat faas ved Glødning af Vinsten (surt vinsurt Kali) eller ved Ophedning af Kaliumbikarbonat (s. n.).

Egenskaber: Kaliumkarbonat krystalliserer ved længere Tids Henstand af dets koncentrerede Opløsning i store, monokliniske Krystaller af Sammensætningen $2K_2CO_3 + 3H_2O$; ved 100° tabe disse 1 Mol. Vand; ved Glødning bliver Saltet vandfrit; i vandfri Tilstand smelter det vanskeligere end vandfri Soda, men en Blanding af begge Salte smelter lettere end hvert Salt for sig. Kaliumkarbonat er meget letopløseligt i Vand og henflydende; Opløsningen reagerer alkalisk, den maa derfor indeholde

$\begin{array}{c} \div \\ \div \end{array}$

Hydroxyliøner OH ; dette hidrører fra, at Ionen $\overset{\div}{\underset{\div}{C}O_3}$, som dannes ved Saltets umiddelbare Dissociation, omsætter sig

$\begin{array}{c} \div \div \\ \div \end{array}$

med Vandet efter Ligningen: $\overset{\div}{\underset{\div}{C}O_3} + H_2O = H\overset{\div}{\underset{\div}{C}O_3} + \overset{\div}{OH}$. Leds Kulsyre til en koncentreret Opløsning af Potaske, udskilles *Kaliumbikarbonat*, $KHC O_3$, der er tungere opløseligt og krystallinsk, og som ved Opvarmning giver Kulsyre og det normale Salt. Ogsaa ved Kogning spaltes dets Opløsning paa denne Maade. Ved Elektrolyse af en

mættet Opløsning af Kaliumkarbonat ved lav Temperatur faas *Kaliumperkarbonat* (kuloversurt Kali), $K_2 C_2 O_6$, som et blaaligt Pulver, der let spaltes under Iltulvikling.

Kaliumsilikat findes i mange naturlige Silikater og i Kaliglas. »Kalivandglas« fremstilles analogt med Natronvandglas (S. 180) og anvendes ofte blandet med dette.

Ammonium.

($N H_4$.)

Ammoniak forener sig, som tidligere nævnt, direkte med Syrer og danner derved Salte, der i mange Henseender ligne Kaliumsaltene; de krystalliserede Ammoniumsalte ere isomorfe med de tilsvarende Kaliumforbindelser.

Radikalet **Ammonium**, $N H_4$, findes i Ammoniumsaltene; det danner med Kvægsølv *Ammoniumamalgram*, der faas ved Indvirkning af en mættet Salmiakopløsning paa Natriumamalgam og danner en fyldig, metalglinsende Masse, der let sønderdeles i Ammoniak, Brint og Kvægsølv ($N H_4 = N H_3 + H$).

Ammoniumoxyd (Ammoniumilte) kendes ikke. **Ammoniumhydroxyd** indeholdes sammen med Ammoniak i Ammoniakvand og er i denne Opløsning delvis dissocieret i Ionerne $N H_4^+$ og $O H^-$; dog er denne Dissociation langt ringere end hos Kalium- og Natriumhydroxyd, hvorfor Ammoniumhydroxyd virker som en langt svagere Base end disse.

Ammoniumsulfid, $(N H_4)_2 S$, faas ved Indvirkning af tør Svovlbrinte (1 Rumfang) paa tør Ammoniak (2 Rumfang) ved lav Temperatur og danner farveløse Krystaller **Ammoniumhydrosulfid** $(N H_4) S H$, faas ved Indvirkning

af ligestore Rumfang Ammoniak og Svovlbrinte paa hinanden ved 0° som farveløse Krystaller. Begge de nævnte Svovlforbindelser ere meget ubestandige.

I vandig Opløsning faar man Ammoniumhydrosulfid ved Mætning af Ammoniakvand med Svovlbrinte: $NH_3 + H_2S = (NH_4)SH$. Den herved dannede farveløse Opløsning farves gul i Luften, idet der dannes højere Ammoniumsulfider, af hvilke der kendes flere. Dette er ogsaa Tilfældet med den Opløsning, der under Navnet **Svovl-ammonium** finder megen Anvendelse i den kemiske Analyse, og som fremstilles, idet man deler en Ammoniakopløsning i to lige Dele, mætter den ene med Svovlbrinte og derpaa tilsætter den anden. Den forholder sig overfor Metalopløsninger ligesom Svovlnatrium, dog opløser den ikke Svovlkvægsølv og fælder ikke Magniumsalte, saaledes som dette; i Modsætning til Svovlnatrium opløser den Svovlkobber i ringe Mængde.

Ammoniumsalte.

Disse ere i Modsætning til Kaliumsaltene let flygtige; de fleste spaltes ved stærk Ophedning samtidigt i Ammoniak og Syrer (dissocieres), nogle sønderdeles dog yderligere; ved Ophedning med stærke Baser udvikle de Ammoniak, der kendes paa Lugten og paa Forholdet overfor Plantefarver (S. 51).

Ammoniumklorid, NH_4Cl (Klorammonium, Salmiak). *Fremstilling*: Salmiak fremstilles ved Mætning af Amminoakvandet fra Gasværkerne med Saltsyre, idet Gasvandet destilleres under Tilsætning af Kalk, og den udviklede Ammoniak ledes ned i Saltsyre; Opløsningen indampes derpaa til Krystallisation, og den derved dannede raa Salmiak renses ved Sublimation i Jærngryder, paa hvis Laag den sublimerede Salmiak afsætter sig som en fast, straalet krystallinsk Masse, der yderligere kan renses ved

OmkrySTALLISATION (Trublering). Salmiak dannes iøvrigt, naar lige Rumfang tør Ammoniak og tør Klorbrinte forene sig med hinanden: $N H_3 + H Cl = N H_4 Cl$.

Egenskaber: Salmiak er et hvidt Legeme, der krySTALLISERER regulært; det er letopløseligt i Vand under stort *Varmeforbrug*; ved Ophedning dissocieres det i Ammoniak og Klorbrinte ($N H_4 Cl \rightleftharpoons N H_3 + H Cl$), der imidlertid ved Afkøling af Dampene atter forene sig til Salmiak; Dissociationen er fuldstændig ved 250° . Salmiak anvendes i Medicinen, til Fremstilling af Ammoniak og Ammoniumkarbonat og ved Lodning af Metaller, idet den ved høj Temperatur omsætter sig med Metalilte til letsmeltelege Metalklorider, f. Eks.: $Zn O + 2 N H_4 Cl = Zn Cl_2 + 2 N H_3 + H_2 O$.

Ammoniumsulfat, $(N H_4)_2 S O_4$ (svovlsur Ammoniak), fremstilles af Gasvand og Svovlsyre analogt med Salmiak og danner farveløse Krystaller, der ere isomorfe med Kaliumsulfat, men lettere opløselige end dette. Saltet anvendes som Gødningsmiddel, da det bindes ved Agerjordens Absorptionsevne bedre end Chilisalpeter, det let udvaskes. Det sønderdeles ved stærk Ophedning, idet der dannes Ammoniak, Kvælstof, Vand og Ammoniumsulfid, $(N H_4)_2 S O_3$.

Ammoniumnitrat, $N H_4 N O_3$ (salpetersur Ammoniak), fremstilles ved Neutralisation af Ammoniak med Salpetersyre og Inddampning af Opløsningen som lange, meget let opløselige Prismar. Ved Ophedning til 200° spaltes det i Vand og Kvælstofforilte (S. 97). Da det opløses i Vand under stærkt Varmeforbrug, finder det Anvendelse til Frembringelse af kunstig Kulde. Blandet med Kul danner det et kraftigt virkende Sprængstof.

Ammoniumnitrit, $N H_4 N O_2$, faas ved Mætning af Ammoniakvand med Salpetersyring; ved Ophedning spaltes det i Kvælstof og Vand (S. 82).

Natrium-Ammoniumfosfat, $\text{Na} (\text{N H}_4) \text{H P O}_4 + 4 \text{H}_2 \text{O}$ (fosforsur Natron-Ammoniak, *Fosforsalt*), findes i Guano og i forraadnet Urin og fremstilles ved Opløsning af lige Molekuler almindeligt Natriumfosfat og Salmiak i kogende Vand, hvorefter det udkrystalliserer i farveløse Prismers ($\text{Na}_2 \text{H P O}_4 + \text{N H}_4 \text{Cl} = \text{Na Cl} + \text{Na} (\text{N H}_4) \text{H P O}_4$). Ved Glødning giver det glasagtigt Natriummetafosfat: $\text{Na} (\text{N H}_4) \text{H P O}_4 = \text{N H}_3 + \text{H}_2 \text{O} + \text{Na P O}_3$, der opløser Metaliliter med forskellig Farve og derfor finder Anvendelse i den kemiske Analyse (smlgn. Boraks).

Ammoniumkarbonat (kulsur Ammoniak) dannes ved Forraadnelse eller tør Destillation af kvælstofholdige, organiske Stoffer, og fremstilledes tidligere ved tør Destillation af Horn, Hove, Læderaffald, Ben o. s. v., men var da meget urent (Hjortetaksalt). Nu fremstilles Ammoniumkarbonat ved Sublimation af Calciumkarbonat med Salmiak: $\text{Ca C O}_3 + 2 \text{N H}_4 \text{Cl} = \text{Ca Cl}_2 + (\text{N H}_4)_2 \text{C O}_3$ og Omsublimation af Produktet med lidt Vand, da det normale Ammoniumkarbonat ved den første Sublimation har mistet Vand, og derved har dannet karbaminsur Ammoniak (se organisk Kemi); ved Omsublimationen med Vand gaar en Del af dette Salt over til Ammoniumbikarbonat. Handelsvaren er en Blanding af Ammoniumbikarbonat og karbaminsur Ammoniak; det danner en farveløs, gennemskinnende Masse, der lugter stærkt og pirrende, og som ved Henliggen afgiver Ammoniak og Kulsyre, idet der efterlades Ammoniumbikarbonat.

Kiselsur Ammoniak kendes ikke.

Alkalimetallerne *Cæsium* og *Rubidium* findes i smaa Mængder temmelig udbredt i Naturen, f. Eks. i nogle Planters Aske og i flere Mineralvande. Lepidolit indeholder foruden Lithium 0,5 pCt. Rubidium; Stassfurt'er Karnallit er ogsaa rubidiumholdig.

Beregningsopgaver:

- 1) Hvormeget Krystalsoda ($\text{Na}_2\text{CO}_3 + 10 \text{H}_2\text{O}$) kan faas af 500 Gram Kogsalt?
- 2) Hvormeget Natriumhydroxyd kan faas af 10 Kilogram Krystalsoda, og hvormeget Kalk medgaar til Processen?
- 3) Hvormeget »oktaedrisk« Boraks svarer til 1 Kilogram prismatisk Boraks?
- 4) Hvormeget sekundært Natriumfosfat ($12 \text{H}_2\text{O}$) faas af 3 Kilogram Soda?
- 5) Hvormeget Kaliumklorid medgaar til at omdanne 1 Kilogram Natronsalpeter til Kalisalpeter?
- 6) Hvormeget Kvælstof er der i 1 Kilogram Krudt, der indeholder 75 Procent KN_2O_2 ?
- 7) Hvormeget Kvælstof er der i 10 Kilogram Ammonium-sulfat?

De alkaliske Jordarters Metaller.

(*Bariumgruppen.*)

De til denne Gruppe hørende Metaller: *Calcium*, *Strontium* og *Barium* ere *togyldige* og forbinde sig ved almindelig Temperatur med Ilt; de sønderdele Vand og danne derved tilsvarende Hydroxyder, der ere langt tungere opløselige i Vand end Alkalimetallernes Hydroxyder, men, ligesom disse, ere stærke Baser, som i vandig Opløsning ere næsten ligesaa stærkt dissocierede som Alkali-hydroxyderne. Deres Ilter (de alkaliske Jordarter) reduceres ikke til Metal ved Glødning med Kulstof eller i Brint. I Modsætning til de tilsvarende Alkalisalte ere de normale Sulfater, Karbonater og Fosfater af denne Gruppe uopløselige eller meget tungtopløselige i Vand; Sulfiderne ere oftest letopløselige. Medens Hydroxydernes Opløselighed tiltager fra Calcium til Barium, aftager Sulfaternes Opløselighed i samme Orden, α : med stigende Atomtal, idet:

$$\text{Ca} = 40,1 \quad \text{Sr} = 87,6 \quad \text{Ba} = 137,4.$$

Af Karbonaterne sønderdeles Calciumkarbonat lettest ved Glødning, Bariumkarbonat vanskeligst; paa lignende Maade forholde de tilsvarende Hydroxyder sig. Strontiumforbindelserne staa i mange Henseender i deres Forhold mellem Calcium- og Bariumforbindelserne. Metallerne Vægtfylde stiger i samme Orden som Atomtallene.

Til den nævnte Gruppe slutter *Bly*, $Pb = 206_{,9}$, sig i flere Henseender; dog forholder selve Metallet sig i mange Henseender paa andre Maader end de ovennævnte Metaller, ligesom ogsaa dets Hydroxyd er endnu tungere opløseligt end de ovenomtalte Hydroxyder, og dets Sulfid er uopløseligt i Vand. Blyklorid er tungtopløseligt, Blyulfat uopløseligt.

Calcium.

$Ca = 40_{,1}$.

Forekomst: Calcium forekommer aldrig frit i Naturen; dets Forbindelser høre derimod til de mest udbredte; af disse ere Karbonatet, Fosfatet, Sulfatet og Silikaterne de vigtigste. Fosfatet findes i Apatit og Fosforit, Karbonatet i Kalkspat, Aragonit, Marmor og Kalksten samt i det naturligt forekommende Vand; Silikatet findes i næsten alle kiselsyreholdige Mineralier. Calciumforbindelser ere lige nødvendige for Planter og Dyr.

Fremstilling og Egenskaber: Calcium fremstilles ved Elektrolyse af smeltet Jodcalcium eller i det store ved Elektrolyse af smeltet, vandfrit Calciumklorid med Til sætning af Calciumfluorid ved $670-680^{\circ}$. Det er et sølvhvidt Metal af Vf. $1_{,55}$, som let ilter sig i Luften og langsomt udvikler Brint med Vand. Med Brint forener det sig ved højere Temperatur til Calciumbrinte, $Ca H_2$. Op hedet i en Strøm af Luft forener det sig baade med Ilt og med Kvælstof. Af tør Ilt, Klor, Brom og Jod angribes det ikke ved almindelig Temperatur. Det lader sig ud-

hamre til tynde Plader, trække til Traad, skære og file. Calcium opbevares bedst under Petroleumsæther.

Calciumoxyd, Ca O (*Calciumilte*, *Kalk*), fremstilles ved Glødning af Calciumkarbonat: $\text{Ca C O}_3 = \text{Ca O} + \text{C O}_2$; fuldstændigt rent faas det kun ved Glødning af Kalkspat, men i Almindelighed fremstilles det under Navn af *brændt Kalk* til Brug ved Bygningsarbejder og til tekniske Øjemed ved Glødning af Kalksten i særegne Ovne, der kunde være indrettede til afbrudt eller uafbrudt Drift, i mange Tilfælde saaledes, at den udviklede Kulsyre kan udnyttes. Den derved dannede, brændte Kalk er i ren Tilstand en hvid Masse, der først smelter ved den elektriske Ovns Varme; den tilsuger Fugtighed og kan derfor benyttes til Tørring af visse Luftarter; ligeledes tilsuger den Kulsyre af Luften. Overhældes den med $\frac{1}{2}$ Del Vand, forener den sig under betydelig Varmeudvikling dermed og falder hen til et hvidt Pulver af Calciumhydroxyd (*læsket Kalk*), $\text{Ca O}_2 \text{ H}_2$. Er den ophedet for stærkt ved Brændingen, kan den, især naar den er lerholdig, blive »dødbrændt«, d. v. s. den mister Evnen til at læskes med Vand, fordi der med noget tilstedeværende Kiselsyre dannes Calciumsilikat. Ren Kalksten giver *fed* Kalk; indeholder den derimod mere end 10 Procent Magnesia, giver den *mager* Kalk.

Calciumperoxyd, Ca O_2 , dannes ved længere Tids Ophedning af Calciumkarbonat til 600° i en Strøm af Ilt; det er meget ubestandigt. Et tilsvarende Hydroxyd, $\text{Ca (O H)}_4 + 6 \text{ H}_2 \text{ O}$, faas ved Fældning af Kalkvand (s. n.) med Brintoverilte.

Calciumhydroxyd, Ca (O H)_2 (*Kalkhydrat*, læsket Kalk), dannes, som nævnt, ved Behandling af brændt Kalk med Vand: $\text{Ca O} + \text{H}_2 \text{ O} = \text{Ca O}_2 \text{ H}_2$, og er et hvidt, tungt-opløseligt Pulver; dets vandige Opløsning kaldes *Kalkvand* og indeholder, mættet ved 15° , 1 Del Kalk i 730 Dele Vand; i varmt Vand er Hydratet tungere opløseligt. Ud-

røres læsket Kalk med Vand til en mælket Blanding, faas *Kalkmælk*. Calciumhydroxyd optager med Begærlighed Kulsyre af Luften, hvorved dannes Calciumkarbonat; derfor anvendes Kalkvand som Reagens for Kulsyre: $\text{Ca O}_2 \text{ H}_2 + \text{C O}_2 = \text{Ca C O}_3 + \text{H}_2 \text{ O}$.

Dejgformet udrørt Calciumhydroxyd finder Anvendelse til Murkalk (Mørtel); det blandes til dette Øjemed med Sand, hvorved Massen bliver mere stiv og binder bedre; idet Kalkvandet, der indeholdes i Murkalken, optager Kulsyre af Luften, udskilles der krystallinsk Calciumkarbonat; det samtidigt frigjorte Vand (s. o.) opløser igen Calciumhydroxyd, og Opløsningen optager atter Kulsyre af Luften; denne Proces fortsættes i Tidens Løb mere og mere langsomt, og Murkalken bliver derved efterhaanden haard. Ved Sandet Indvirkning dannes i Tidens Længde ogsaa lidt Calciumsilikat. Calciumhydroxyd anvendes tillige i mange Fabrikationer, f. Eks. Fremstilling af Ammoniak, Alkalihydroxyder, Klorkalk, Roesukker m. m.

Calciumsulfid. Ca S , vindes som Biprodukt i Soda-fabrikationen efter Leblanc's Metode (S. 178). Det er i ren Tilstand hvidgult og meget tungtopløseligt; udrørt med Vand giver det ved Behandling med Svovlbrinte en Opløsning af **Calciumhydrosulfid**. Koges Kalkmælk med Svovl og Vand, faas en gulbrun Opløsning af **Calciumpentasulfid**, Ca S_5 , der ved Tilsætning af svag Saltsyre giver Svovlmælk (S. 66).

Calciumkarbid, Ca C_2 , dannes ved Ophedning af brændt Kalk med Kul i den elektriske Ovn: $\text{Ca O} + 3 \text{ C} = \text{Ca C}_2 + \text{C O}$; ved Indvirkning af Vand giver det Acetylen: $\text{Ca C}_2 + 2 \text{ H}_2 \text{ O} = \text{C}_2 \text{ H}_2 + \text{Ca (O H)}_2$, og benyttes derfor i stor Maalestok til Fremstilling af denne Forbindelse. Fuldstændig rent Calciumkarbid er farveløst, gennemsigtigt og krystallinsk. Handelsvaren danner haarde, uigennemsigtige Stykker. Ledes Kvælstof over hvidglødende Calciumkarbid faas *Calciumcyanamid*, $\text{Ca N} \cdot \text{C N}$, hvilket som Raaprodukt benyttes som Gødningsmiddel under Navnet »*Kalkkvælstof*«.

Calciumsalte.

Disse ere farveløse, saafremt Syren ikke er farvet; de uopløselige (se S. 192) ere i Regelen opløselige i fortyndet Saltsyre. De opløselige Salte fældes hverken af Svovlbrinte eller af Svovlammonium; de ammoniakalske Opløsninger give med Ammoniumoxalat et hvidt Bundfald af Calciumoxalat, der er uopløseligt i Eddikesyre, men opløseligt i Saltsyre. Calciumsaltene meddele Flammen en gulrød Farve.

Calciumfluorid, Ca F_2 (*Fluorcalcium*), findes i Naturen som *Flusspat*, krystalliseret i Terninger, der ofte ere forskelligt farvede. I ren Tilstand er det hvidt og *uopløseligt* i Vand; det anvendes som Flusmiddel ved Udsmeltnng af Metaller og til Fremstilling af Flussyre (S. 52).

Calciumklorid, Ca Cl_2 (*Klorcalcium*), faas ved Opløsning af Calciumkarbonat (Marmor) i Saltsyre, og som Biprodukt ved Fremstilling af Ammoniak og Ammoniumkarbonat. Af en ren Opløsning udkrystalliserer det i lange, heksagonale Prismer af Sammensætningen $\text{Ca Cl}_2 + 6 \text{H}_2 \text{O}$; disse opløses let i Vand under betydeligt Varmeforbrug; ved Ophedning til 200° bortgaar Krystalvandet, og der efterlades vandfrit, porøst Calciumklorid, der er meget hygroskopisk og derfor anvendes til Tørring af Luftarter; ved Glødning smelter det og størkner krystalinsk. Det vandfri Salt, der ogsaa anvendes til at befri Vædsker for Vand, opløses i Vand under Varmeudvikling; med Ammoniak forener det sig til $\text{Ca Cl}_2, 8 \text{N H}_3$. Ogsaa Vinaand opløser Calciumklorid.

Klorkalk indeholder Calciumhypoklorit, $\text{Ca O}_2 \text{Cl}_2$ (klorundersyrlig Kalk), og Calciumklorid og faas ved Behandling af Calciumhydroxyd med Klor (S. 61). Handels-

varen indeholder altid noget uforandret Calciumhydroxyd. Det er et hvidt Pulver, der lugter af Klorundersyring, idet denne udrides af Saltet ved Luftens Kulsyre. I Vand opløses Klorkalk paa noget indblandet Calciumhydroxyd nær. Opløsningen anvendes som Blegemiddel for Plante-trevlestoffer og Papirmasse, samt som et virksomt Desinfektionsmiddel, idet den virker kraftigt iltende paa let-iltelige Stoffer: $\text{Ca O}_2 \text{ Cl}_2 = \text{Ca Cl}_2 + \text{O}_2$. Ved Behandling af Klorkalk med Saltsyre eller Svovlsyre udvikles Klor: $\text{Ca O}_2 \text{ Cl}_2 + 4 \text{ H Cl} = \text{Ca Cl}_2 + 2 \text{ H}_2 \text{ O} + 2 \text{ Cl}_2$.

Calciumsulfat, Ca S O_4 (svovlsur Kalk). *Forekomst:* Calciumsulfat forekommer i vandfri Tilstand som *Anhydrit* (rombisk) og i vandholdig Tilstand, $\text{Ca S O}_4 + 2 \text{ H}_2 \text{ O}$, som *Gips* i tætte Masser, som *Alabast* i kornede eller traadede krystallinske Masser og som *Marienglas* i store, ofte bladede, monokliniske Krystaller. Saavel Havvand som det meste Kilde- og Brøndvand indeholder Calciumsulfat; i ringe Mængde findes det i Agerjorden og i Planternes Aske.

Fremstilling: Calciumsulfat faas ved Fældning af en Calciumkloridopløsning med fortyndet Svovlsyre; Bundfaldet er krystallinsk og indeholder ligesom Gips 2 Mol. Vand.

Egenskaber: Calciumsulfat er tungtopløseligt i Vand (1 : 400 ved 15°); i fortyndede Syrer og i flere Saltopløsninger er det langt lettere opløseligt. Ved 120 — 130° taber det sit Krystalvand og danner s. k. *brændt Gips*; denne kan ved Sammenrøring med en passende Mængde Vand hærde, idet Saltet atter optager Krystalvand. Herpaa beror Anvendelsen af brændt Gips til Støbning. Afvandes Gips ved højere Temperatur end 200° , bliver den dødbrændt og hærder ikke med Vand. Gips kan anvendes som Gødningsmiddel, navnlig fordi den »binder« det ved Forraadningsprocesser i Jordbunden dannede Ammoniumkarbonat, idet den hermed omsætter sig til Ammo-

niumsulfat og Calciumkarbonat: $\text{Ca S O}_4 + (\text{N H}_4)_2 \text{C O}_3 = (\text{N H}_4)_2 \text{S O}_4 + \text{Ca C O}_3$.

Calciumnitrat, $\text{Ca (N O}_3)_2 + 4 \text{H}_2 \text{O}$ (salpetersur Kalk) dannes, som tidligere nævnt, i Agerjorden og i Salpeterplantagerne og udvitres undertiden paa Staldmure (Mursalpeter). Det fremstilles til Gødningsbrug af Calciumhydroxyd og Salpetersyre samt efter *Birkeland* og *Eyde's* Metode (ved Notodden i Norge), idet man forbrænder Luftkvælstof ved Vekselstrømme i et magnetisk Felt og derved faa dannet Kvælstofilte, som forbinder sig med Luftens Ilt til Kvælstofoverilte (S. 96). Dette giver med Vand Salpetersyre, som med Kalk omdannes til Calciumnitrat; væsentligst fremstilles efter denne Metode det basiske Salt $\text{Ca (N O}_3)_2 + \text{Ca (O H)}_2 + 2\frac{1}{2} \text{H}_2 \text{O}$, hvilket er mindre hygroskopisk end det normale Salt. Calciumnitrat er letopløseligt i Vand og i Vinaand.

Calciumfosfater. Normal ortofosforsur Kalk, Tricalciumfosfat $\text{Ca}_3 (\text{P O}_4)_2$, udgør en væsentlig Bestanddel af Dyrenes Knogler og findes tillige i Mineralierne Apatit, $3 \text{Ca}_3 (\text{P O}_4)_2 + \text{Ca F}_2$, og Fosforit, samt i Koprolyter, Osteolyter og i Guano. Rent faas det ved Fældning af en ammoniakalsk Calciumkloridopløsning med sekundært Natriumfosfat: $3 \text{Ca Cl}_2 + 2 \text{Na}_2 \text{H P O}_4 + 2 \text{N H}_3 = \text{Ca}_3 (\text{P O}_4)_2 + 2 \text{N H}_4 \text{Cl} + 4 \text{Na Cl}$, og er da et hvidt Pulver, der er uopløseligt i Vand, men opløseligt i svage Syrer, der omdanne det til:

Primært Calciumfosfat, Monocalciumfosfat (*sur fosforsur Kalk*), $\text{Ca H}_4 (\text{P O}_4)_2$; dette Calciumsalt indeholdes i »Superfosfat«, der fremstilles i det store ved Behandling af naturlige Calciumfosfater, f. Eks. Apatit, Fosforit, Ben o. l. i pulveriseret Tilstand med Kammersvovlsyre: $\text{Ca}_3 (\text{P O}_4)_2 + 2 \text{H}_2 \text{S O}_4 = \text{Ca H}_4 (\text{P O}_4)_2 + 2 \text{Ca S O}_4$. Blandingen af »sur fosforsur Kalk« og Gips hærder i

Løbet af faa Dage, males derpaa og gaar i Handelen som Superfosfat. *Primært Calciumfosfat er opløseligt i Vand.*

Superfosfaternes sure Calciumfosfat gaar i Jorden ved Indvirkning af Calciumkarbonat over til:

Sekundært Calciumfosfat, Dicalciumfosfat, Ca H P O_4 eller $\text{Ca}_2 \text{H}_2 \text{P}_2 \text{O}_8$, der faas ved Fældning af en Calciumkloridopløsning med sekundært Natriumfosfat: $\text{Ca Cl}_2 + \text{Na}_2 \text{H P O}_4 = \text{Ca H P O}_4 + 2 \text{Na Cl}$. Under Navnet »Præcipitat« fremstilles det ved at fælde Opløsninger af fosforsyreholdige Raamaterialier i Syrer med Calciumhydroxyd; af Thomasslagge (se Jærn) faas saaledes »Thomaspræcipitat«. Det er uopløseligt i rent Vand, men opløses noget i kulsyreholdigt Vand.

Alle de nævnte Calciumfosfater finde Anvendelse som Gødningsmidler; de uopløselige paavirkes i Jordbunden af Kulsyre, Humussyrer og de af Planternes Rødder afsondrede Syrer og opløses derved.

I Thomasslagge indeholdes Fosfatet $\text{Ca}_4 \text{P}_2 \text{O}_8$, \varnothing : $4 \text{Ca O} \cdot \text{P}_2 \text{O}_5$.

Calciumkarbonat, Ca C O_3 (kulsur Kalk). *Forekomst:* Calciumkarbonat forekommer udbredt i Naturen. Det findes som *Kalkspat* krystalliseret heksagonalt i Romboedre, som *Aragonit* i rombiske Krystaller, fremdeles kornet krystallinsk som *Marmor* og i tætte Masser som *Kridt* og *Kalksten*. Endvidere findes det blandet med Ler som *Mergel*. Ligeledes findes det i Planteaske, i Dyrenes Knogler, i Æggeskaller og Bløddyrenes Skal.

Fremstilling: Calciumkarbonat fremstilles i ren Tilstand ved Fældning af en Opløsning af Calciumklorid med Ammoniumkarbonat og Kogning af Blandingen. Det fældes amorft, men bliver efterhaanden krystallinsk.

Egenskaber: Calciumkarbonat er et hvidt, krystallinsk Legeme, der ved Glødning giver brændt Kalk og Kulsyreanhydrid; hindrer man Kulsyreanhydridet i at

gaa bort, standser Sønderdelingen, og Karbonatet smelter, naar Temperaturen er tilstrækkelig høj; ved Afkøling stivner det da og bliver krystallinsk (*Marmor*); det er uopløseligt i rent Vand, men opløseligt i kulsyreholdigt Vand, hvorfor Brønd- og Kildevand indeholder opløst Calciumkarbonat. Udsættes saadant kulsyre- og kalkholdigt Vand for Luftens Virkning bortgaar Overskud af Kulsyre, og Calciumkarbonatet udskilles; paa denne Maade dannes i Naturen Kalksinter og Kalktuf. Den samme Proces finder Sted ved Vandets Kogning og er Aarsag til Dannelsen af Kedelsten. Udskilles Calciumkarbonat langsomt af varmt Vand, dannes Kalkspat. Calciumkarbonat sønderdeles af Syrer under Kulsyreudvikling. Indeholder det Ler (*Cementsten*) vil det efter Brænding og Pulverisering give et Produkt, der hærder under Vand; saadan brændt, lerblandet Kalk anvendes under Navn af *Cement* til Vandbygningsarbejde. Romancement fremstilles af naturlige, Portlandcement af kunstige Blandinger af Calciumkarbonat og Ler.

Calciumkarbonat har mangfoldige Anvendelser; det bruges til Byggemateriale, til Glas, til Fremstilling af alle Calciumforbindelser og ved Fabrikation af Soda.

Mergel, der som ovenfor nævnt, indeholder Ler og Calciumkarbonat, tjener til at hidføre en bedre fysisk Beskaffenhed af Agerjorden; tillige letter den Formuldnningen og Dannelsen af Calciumnitrat, neutraliserer Muldsyrerne og tilfører Jordbunden Kalk samt Fosforsyre og Kali, som den indeholder i ringe Mængde.

Calciumsilikat, Ca Si O_3 , findes i Naturen som Wollastonit og tillige udbredt som Bestanddel af andre Silikater. Det er uopløseligt i Vand. Kunstigt sammen-smeltede og uopløselige Blandinger af Calciumsilikat eller Blysilikat og Alkalimetallernes Silikater ere bekendte under Navnet Glas.

Glas. I Modsætning til Alkalimetallernes Silikater, der ere opløselige i Vand, og til Calciumsilikat, der sønderdeles af Saltsyre, er Glas uopløseligt i Vand og lader sig ikke sønderdele ved Saltsyre; Flussyre angriber det under Dannelse af Fluorsilicium. I Stedet for Calciumsilikat indeholder enkelte Glassorter Blysilikat.

Man skelner mellem følgende Glassorter:

1) *Bøhmisk Glas* (Kalk-Kaliglas), der er tungsmelteligt og anvendes til Forarbejdning af saadanne Glasvarer, der skulle kunne taale stærk Varme og Indvirkning af kraftige Reagenser.

2) *Fransk Glas* (Kalk-Natronglas), der er lettere smelteligt, og som anvendes til Fremstilling af Vinduesglas og almindelige Glasvarer af Hvidglas. Almindeligt *Flaskeglas* tilberedes af urene Materialier og indeholder Jærn, hvorfor det har grøn eller brun Farve, alt efter som det indeholder Ferro- eller Ferrisilikat.

3) *Engelsk Krystalglas* (Bly-Kaliglas) smelter let, er stærkt lysbrydende, har stærk Glans og anvendes til optiske Glas og Luksusgenstande. Ogsaa kunstige Ædelstene fremstilles heraf.

Elastisk Glas faas ved Neddypning af glødende Glas i varm Olie og langsom Afkøling af Glasset heri; det springer sjældent itu, naar det kastes mod Gulvet.

Farvede Glassorter fremstilles ved Opløsning af smaa Mængder Metaliter i smeltet Glas; man farver saaledes Glas blaat med Koboltite, gult med Jærnilte, rubinrødt med Kobberforilte, smaragdgrønt med Kromilte, violet med Manganoverilte. Glas, der er farvet grønt ved Jærnforilte, bliver farveløst ved Tilsætning af Manganoverilte (Brunsten), da den ved Manganoverilte fremkaldte violette Farve er komplementær med den grønne Farve.

Ved Tilsætning af Kryolit eller Benaske til Glas faas Mælkeglas; hvid Emaillé faas ved Tilsætning af Tinsyreanhydrid.

Glasset dannes ved Sammensmeltning af Kvantssand med vandfri Potaske eller Soda og Kridt eller Kalksten i Digler af ildfast Ler; til Blyglas anvendes Mønne i Stedet for Calciumkarbonat. Til Fremstilling af Flaskeglas benyttes simplere Materiale. Glasmassen ophedes først til noget over 1200°, hvorved den bliver tyndflydende, og Urenhederne sætte sig eller svømme ovenpaa; den afkøles derpaa til Rødgødhede og er da smidig og lader sig bearbejde ved Blæsning eller Støbning.

De færdige Glasvarer maa afkøles meget langsomt, da Glasset i modsat Fald er skørt og let springer i Stykker (Glasdraaber).

Beregningsopgaver:

- 1) Hvormeget brændt Kalk faas af 100 Kilogram Calciumkarbonat?
- 2) Hvormeget krystalliseret Calciumklorid kan faas af 5 Kilogram Kalkspat?
- 3) Hvormeget primært Calciumfosfat kan faas af 500 Kilogram Apatit, $3 \text{Ca}_3 (\text{P O}_4)_2 + \text{Ca F}_2$?
- 4) En Mergel har ved Behandling med Syrer givet 11 Procent Kulsyreanhydrid, hvormeget Calciumkarbonat indeholder den?

Strontium.

Sr = 87,6.

Dette Metal findes i bunden Tilstand i Naturen. Karbonatet, Sr C O_3 , findes som *Strontianit*, Sulfatet, Sr S O_4 , som *Colestin*. Iøvrigt indeholder flere naturligt forekommende Calciumforbindelser smaa Mængder Strontium.

Selve Metallet, der fremstilles paa lignende Maade som Calcium, har Vægtfylden 2,6; det ligner Calcium i sine Egenskaber.

Strontiumoxyd, Sr O (Strontian), faas ved Glødning af Strontiumnitrat; det forener sig med Vand til

Strontiumhydroxyd, $\text{Sr (O H)}_2 + 8 \text{H}_2 \text{O}$, der ved Ophedning igen giver Oxydet, og som er tungere opløseligt end Bariumhydroxyd.

De opløselige *Strontiumsalte* faas ved Opløsning af Karbonatet i vedkommende Syre. *Kloridet*, $\text{Sr Cl}_2 + 6 \text{H}_2 \text{O}$, svarer i sine Egenskaber til Calciumklorid, *Nitratet*, $\text{Sr (N O}_3)_2$, krystalliserer ved højere Temperaturer vandfrit ligesom Bariumnitrat, ved lavere Temperatur med $4 \text{H}_2 \text{O}$ ligesom Calciumnitrat. Det anvendes i Fyrværkeriet til rødt Lys.

I en Opløsning af et af de nævnte Salte frembringer Svovlsyre et hvidt Bundfald af *Strontiumsulfat*, Sr S O_4 , der kræver 6900 Dele Vand til sin Opløsning; Alkalimetallernes Karbonater frembringe i Opløsninger af Strontiumsalte et hvidt Bundfald af *Strontiumkarbonat*, Sr C O_3 . Dette Salt er isomorft med Aragonit og mister langsomt sin Kulsyre ved Glødning.

Strontiumforbindelserne farve den ikke lysende Flamme smuk karminrød, hvorfor særligt Strontiumnitrat anvendes i Fyrværkeriet. Strontiumforbindelserne finde deres Hovedan-

vendelse i Sukkerindustrien, fordi Strontiumhydroxyd forener sig med Rørsukker til tungtopløselige, krystallinske Forbindelser; dette Forhold kan anvendes til Udskillelse af Sukkeret af Melasse; den udskilte Strontiumforbindelse (Strontiumsaccharat) sønderdeles derpaa ved Hjælp af Kulsyre, hvorved dannes Strontiumkarbonat, der udfældes, samt Sukker, der forbliver i Opløsning.

Barium.

Ba = 137,4.

Barium forekommer ligesom Strontium kun i bunden Tilstand i Naturen som Karbonat (*Witherit*) og som Sulfat (*Tungspat*). Metallet faas ved Elektrolyse af smeltet Bariumklorid; det er hvidt og sønderdeler Vand under livlig Brintudvikling; dets Vf. er 3,8.

De opløselige Bariumsalte fremstilles enten ved Opløsning af Karbonatet i den tilsvarende Syre eller af det uopløselige Sulfat, $BaSO_4$, idet man gløder dette med Kul; herved aflies det til *Bariumsulfid*: $BaSO_4 + 4C = BaS + 4CO$, der er opløseligt og udtrækkes af den glødede Masse med Vand, hvorved det spaltes i Bariumhydroxyd og Bariumhydrosulfid: $2BaS + 2H_2O = BaO_2H_2 + BaS_2H_2$; af den dannede Opløsning fremstilles vedkommende Salt ved Tilsætning af den tilsvarende Syre, hvorved der udvikles Svovlbrinte.

Af de opløselige Salte faas de uopløselige ved Fældning.

Bariumoxyd, BaO (Bariumilte, Baryt), faas ved Glødning af Nitrattet; det er en graahvid Masse, der forener sig med Vand under Ildfænomen til

Bariumhydroxyd, $Ba(OH)_2$ (Barythydrat). Denne Forbindelse faas i Almindelighed af den ovennævnte Opløsning, der tilvejebringes ved Behandling af Bariumsulfid

med Vand, idet Opløsningen koges med Kobberilte, hvorved dannes Kobbersulfid og Bariumhydroxyd: $Ba S_2 H_2 + 2 Cu O = 2 Cu S + Ba O_2 H_2$. Af Opløsningen udkrystalliserer Hydroxydet med 8 Mol. Vand i farveløse Krystaller, hvis vandige Opløsning kaldes *Barytvand* og anvendes i den kemiske Analyse; Barytvand reagerer alkalisk og tiltrækker Kulsyre af Luften, idet der udskilles uopløseligt Bariumkarbonat. Bariumhydroxyd mister ved Rødgloedehede alt Krystalvand og smelter da uforandret som $Ba (O H)_2$.

Bariumperoxyd, $Ba O_2$ (Bariumoverilte), faas ved at lede Luft over glødende Bariumilte; det benyttes til Fremstilling af Ilt (S. 17); ved Behandling med svage Syrer giver det Brintoverilte (S. 29). Det danner et Hydrat, $Ba (O H)_4 + 6 H_2 O$, som faas ved Tilsætning af Brintoverilte til Barytvand.

Bariumsaltene, der faas paa ovennævnte Maade, ere farveløse. Sulfatet er uopløseligt i Vand og i fortyndede Syrer. Bariumsaltene meddele Flammen en gulgrøn Farve; de ere giftige. Deres Opløsninger fældes af Svovlsyre og af Calciumsulfat saavel som af andre opløselige Sulfater.

Bariumklorid, $Ba Cl_2 + 2 H_2 O$ (Klorbarium), er et hvidt, krystallinsk Legeme, der er letopløseligt i Vand, men tungtopløseligt i konc. Saltsyre og uopløseligt i Vinaand.

Bariumsulfat, $Ba S O_4$ (svovlsur Baryt), forekommer i Naturen som *Tungspat* og fremstilles ved Fældning af en Bariumkloridopløsning med fortyndet Svovlsyre som et hvidt Bundfald, der er uopløseligt i Vand og i fortyndede Syrer; det opløses i konc. Svovlsyre, men fældes atter af denne Opløsning ved Tilsætning af Vand. Det an-

vendes som Malerfarve samt i Papir- og Kartonindustrien under Navn af *Permanenthvidt* («*blanc fixe*»).

Bariumnitrat, $Ba(N O_3)_2$, krystalliserer i Regulær-oktaedre, er opløseligt i Vand, men tungtopløseligt i konc. Salpetersyre og uopløseligt i Vinaand.

Bariumkarbonat, $Ba C O_3$, forekommer i Naturen som Witherit i rombiske Krystaller. Det fremstilles analogt med Calciumkarbonat ved Fældning af Bariumklorid med Ammoniumkarbonat, og ligner Calciumkarbonatet i sine Egenskaber, dog afgiver det først Kulsyre ved meget høj Temperatur (1450^0) og da kun ved fortsat Ophedning.

Bariumfluorsilikat, $Ba Si F_6$, er i Modsætning til de tilsvarende Forbindelser af Calcium og Strontium næsten uopløseligt i Vand.

Radium.

Ra = 225.

Radium forekommer i yderst ringe Mængde i Uranbegmalm og enkelte andre uranholdige Mineralier; iøvrigt synes det i overordentlig smaa Mængder at være meget udbredt i Naturen, da *Radiumemanation*, en radioaktiv Luftart, som udgaar fra Radium, og som kan paavises i forsvindende ringe Mængde, er eftervist paa mange Steder i Jordbunden, i mange Kilder og i mange almindeligt forekommende Stoffer.

Metallisk Radium er fremstillet ved Elektrolyse af Radiumklorid eller -bromidopløsninger med Kvægsølv som Katode og ved Afdestillation af Kvægsølvet. (*Fru Curie og Debierne*). Det er hvidt, glinsende, smelter ved c. 700^0 , dekomponerer Vand og angribes af Luften.

Radiumsaltene svare i analytisk Henseende til Bariumsaltene; Kloridet, Bromidet, Karbonatet og Sulfatet ere tungere opløselige end de tilsvarende Bariumforbindelser. I Henseende til Krystalform er *Radiumbromid*, $Ra Br_2 + 2 H_2 O$, nær beslægtet med Bariumbromid og Bariumklorid.

Medens Bariumforbindelserne meddele den farveløse Flamme en grøn Farve, vil Radiumforbindelserne give den en karminrød Farve.

Særlig mærkeligt er Radium paa Grund af de ejendommelige Straalingsfænomener, som dets Forbindelser udvise og fremkalde, og paa Grund af hvilke det har faaet sit Navn (*Radius*, Lysstraale). De Straaler, som Radiumforbindelserne udsende, ere kun svagt lysende, men de formaa at bringe andre Legemer, f. Eks. Zinksulfid, Kalkspat, Flusspat, Diamant og Bariumplatinocyanid, til at udsende stærkt Lys; de virke paa den fotografiske Plade, forvandle Ilt til Ozon, angribe Huden og gør Luften ledende for elektriske Udladninger. Ved længere Tids Indvirkning farve de Kvarts og Glas mørkviolet. Man skelner efter deres fysiske Forhold mellem tre Arter af Radiumstraaler: α -, β - og γ -Straaler. I et magnetisk Felt afbøjes α -Straalerne lidt tilvenstre fra deres oprindelige Retning og absorberes temmelig hurtigt af Luften: β -Straalerne afbøjes meget stærkt tilhøjre og modstaar bedre materielle Hindringer, medens γ -Straalerne aldeles ikke afbøjes i det magnetiske Felt, men passere gennem Luft, Glas og tynde Metalplader. Mærk værdig er ogsaa den stadige Energiudvikling, der finder Sted fra Radiumforbindelserne, og som kan overføres til Varme; Varmeudviklingen staar i direkte Sammenhæng med Dannelsen af Radiumemanation. Det er paavist, at Radiumforbindelser stadigt give Anledning til Dannelse af Helium (S. 87), og at der saaledes maa foregaa en langsom, men stadig Spaltning, hvorved Radium, skønt det staar i Klasse med andre Grundstoffer, efterhaanden maa ophøre at eksistere, saafremt der ikke i Naturen dannes Radium af andre Stoffer. Dette synes imidlertid at være Tilfældet, og sandsynligvis er det Uran, som i Aartusinders Løb efterhaanden — maaske gennem Dannelsen af Mellemprodukter, af hvilke et allerede menes at være fundet (*Jonium*) — gaar over til Radium, der atter gennem Mellemed — Radiumemanation — giver Helium.

Grundstofferne synes altsaa herefter ikke at være saa usammensatte, som hidtil antaget. De nyeste Undersøgelser af *Ramsay* tyde paa, at flere andre Grundstoffer ved Hjælp af den Energi, som udvikles ved Spaltningen af Radium og særlig ved Indvirkning af Radiumemanation lade sig »degradere« til Grundstoffer med lavere Atomtal, henhørende til samme Række i Grundstoffernes periodiske System som det oprindelige Grund- Radium blev opdaget af Fru *S. Curie* i Paris 1898.

stof.

Bly.

Pb = 206,9.

Forekomst: Bly forekommer meget sjældent gediegent. Af dets Forbindelser forekommer især Blyulfid (*Blyglans*) i Naturen; endvidere findes Blykarbonat (*Cerussit*) og Blyulfat (*Anglesit*) samt Blyalte af Fosforsyre, Kromsyre og Molybdænsyre.

Fremstilling: Bly vindes af Blyglans enten 1) ved delvis Ristning i Flammeovne eller 2) ved Reduktion med Jærn.

Ved den førstnævnte Metode (1) iltes en Del af Blyet til Blyilte, og Blyulfat, Pb S O_4 ; ved en højere Temperatur omsætte disse Forbindelser sig da med uforandret Blyglans, Pb S , til Bly og Svovlsyring: $\text{Pb S} + 2 \text{ Pb O} = 3 \text{ Pb} + \text{ S O}_2$. $\text{Pb S} + \text{ Pb S O}_4 = 2 \text{ Pb} + 2 \text{ S O}_2$. Ved den sidstnævnte Metode (2) forer Blyglansens Svovl sig med Jærn til Jærnsulfid: $\text{Pb S} + \text{ Fe} = \text{ Pb} + \text{ Fe S}$.

Det saaledes fremstillede Bly (Værkbly) er ikke rent og indeholder oftest Sølv; det sidstnævnte Metal vindes deraf ved Afdrivning, idet Blyet smeltes paa en fordybet Herd under Paa-blæsning af Luft. Herved iltes Blyet; Blyilte smelter og løber af paa Siden af Herden, og tilsidst bliver Sølv et tilbage, da dette ikke ilter sig ved denne Proces.

Rent Bly faas ved Smeltning af rent Blyulfat eller Blykarbonat med Cyankalium og Soda, hvorved Blyulfatet reduceres til Bly.

Egenskaber: Bly er et blaagraat Metal; det er blødt og lader sig udvalse til tynde Blade og skære med Kniven. Dets Vægtfylde er 11,4; Smeltepunktet er 327° ; i Luften bliver det mat, idet det ilter sig; smeltes det under Luftens Adgang, bedækkes det med en graa Hinde (Blyaske), der er en Blanding af Blyilte (Blyoxyd) og Bly; ved Glødhede brænder det til Blyilte, Pb O . Vanddamp sønderdeles først ved Hvidglødhede deraf. Bly angribes af Svovlsyre og Saltsyre, men opløses kun i ringe Mængde deri, da de dannede Salte ere tungtopløselige; derimod

opløses det let i *fortyndet* Salpetersyre, idet der dannes opløseligt Blynitrat. Under Luftens Adgang opløses Bly af Eddikesyre og ligeledes af Alkalier. Luftfrit Vand angriber ikke Bly; har Luften derimod Adgang, gaar der lidt Bly i Opløsning; dog vil Vand, der indeholder Natrium- eller Calciumbikarbonat, ikke opløse, men vel angribe Bly, idet dette dækkes med en fast, hvid Hinde.

Bly anvendes til Blykamre i Svovlsyrefabrikationen, til elektriske Akkumulatorer, Blyrør, Kugler, Hagl (disse ere arsenholdige), Fremstilling af Blyforbindelser m. m. Fremdeles benyttes det til flere Legeringer, saaledes blandet med lige Dele Tin til Loddemetal.

Der kendes 4 Ilter (Oxyder) af Bly, af hvilke følgende 3 ere de vigtigste: *Blyoxyd*, Pb O , *Mønnie*, $\text{Pb}_3 \text{O}_4$, og *Blydioxyd*, Pb O_2 .

Blyoxyd, Pb O (Blyilte), dannes ved Forbrænding af Bly under Luftens Adgang og faas ved Indvindingen af Sølv af Værkbly (se ovenfor). Det kan fremstilles ved Ophedning af Karbonatet eller af Nitratet som et rødgult Pulver, og ved Fældning af en kogende Bly sukkeropløsning med Ammoniakvand som lysegule Krystaller. Ved Ophedning smelter det og stivner ved Afkøling til gullige eller rødlig Krystalskæl (Sølverglød). Blyilte tiltrækker langsomt Kulsyre af Luften. Ved Glødning med Kul eller i Brint reduceres det til Bly. Det anvendes til Fremstilling af Mønnie, Blysalte, Plastre og tørrende Fernisser. Blyilte opløses i ringe Grad i Vand.

Blyhydroxyd er en Anhydrobase (S. 155) og svarer til Sammensætningen $3 \text{Pb} (\text{O H})_2 \div 2 \text{H}_2 \text{O}$; det faas ved Fældning af en Opløsning af Blyacetat eller Blynitrat med Kalium- eller Natriumhydroxyd som et hvidt Bundfald, der er opløseligt i Overskud af disse Fældningsmidler, men ikke i Ammoniakvand. Det er i ringe Grad og med alkalisk Reaktion opløseligt i Vand; ved Opvarmning gaar det over til Blyoxyd.

Mønnie, $Pb_3 O_4$ (Blymellemilte), fremstilles i det store ved Ophedning af Blyilte eller Blyhvidt (basisk Blykarbonat) til 450° under Luftens Adgang. Det er et skarlagenerødt Pulver, der ved endnu højere Temperatur igen afgiver Ilt og gaar over til Blyilte. Det anvendes til Malerfarve, Kit og Blyglas. Ved Behandling med Salpetersyre spaltes det, idet der dannes Blynitrat, der opløses, og uopløst

Blydioxyd, $Pb O_2$ (Blyoverilte). Dette Ilte er et brunt Pulver, der ved Glødning giver Blyilte og Ilt og virker som et stærkt Iltningsmiddel; med tør Svovlsyring forener det sig under Ildfænomen til Blyulfat: $Pb O_2 + S O_2 = Pb S O_4$; med Saltsyre udvikler det Klor: $Pb O_2 + 4 H Cl = Pb Cl_2 + Cl_2 + 2 H_2 O$; i stærkt afkølet, konc. Saltsyre opløses det under Dannelse af *Blytetraklorid*, $Pb Cl_4$. I ren Tilstand er denne Forbindelse en tung Olie af Vf. 3,18, som ved Tilsætning af rigeligt Vand giver Blyoverilte og Saltsyre. Blydioxyd kan opfattes som Anhydridet af en ubekendt Syre, *Blysyre*, $H_4 Pb O_4$; denne Syres Blysalt er identisk med Mønnie: $Pb_2 Pb O_4 = Pb_3 O_4$.

Bly danner kun en Svovlforbindelse:

Blyulfid, $Pb S$ (Svovlbly), der findes i Naturen som *Blyglans* i blygraa, glinsende, regulære Krystaller (Terninger); det kan faas i lignende Form ved Sammensmeltning af Bly med Svovl; af Blyulfatopløsninger fældes det ved Svovlbrinte som et sort Bundfald, der er opløseligt i varm, svag Salpetersyre.

Blysaltene.

ere oftest tungtopløselige i Vand; de opløses derimod i Natron og med Undtagelse af Sulfatet og enkelte andre ogsaa let i fortyndet Salpetersyre. Deres Opløsninger i Salpetersyre give med Svovlbrinte Bundfald af sort Bly-

sulfid og, naar de ikke ere altfor fortyndede, med Svovlsyre Bundfald af hvidt Blyulfat.

Blyklorid, Pb Cl_2 (Klorbly), faas ved Fældning af opløselige Blysalte med Saltsyre og er et hvidt Bundfald, der er tungtopløseligt i koldt Vand, men ret opløseligt i varmt Vand; af den varme Opløsning krystalliserer det ved Afkøling i Naale. I fortyndet Saltsyre er det tungere opløseligt end i Vand. Ved Rødgldhede smelter det og størkner efter Afkøling til en hornagtig Masse (Hornbly).

Blyjodid, Pb J_2 (Jodbly), faas ved Fældning af et opløseligt Blysalt med Kaliumjodid som et gult Pulver; dette er opløseligt i 200 Dele kogende Vand og udskilles ved Afkøling af Opløsningen i guldglinse Blade.

Blyulfat, Pb S O_4 (svovlsurt Blyilte), findes i Naturen som *Anglesit*, der er isomorft med Tungspat. Det fremstilles ved Fældning af et opløseligt Blysalt med Svovlsyre som et hvidt Bundfald, der først opløses i 23000 Dele Vand, og som kun er i ringe Grad opløseligt i fortyndede Syrer, men er noget opløseligt i koncentreret Svovlsyre. Det bliver sort ved Behandling med Svovlammonium (Forskel fra Sulfaterne af Ca, Sr og Ba). I fortyndet Svovlsyre er det endnu tungere opløseligt end i Vand.

Blynitrat, $\text{Pb (N O}_3)_2$ (salpetersurt Blyilte) fremstilles ved Opløsning af Bly eller Blyilte i fortyndet Salpetersyre; ved Afdampning af Opløsningen udkrystalliserer Saltet i Regulærroktaedre. Det er opløseligt i Vand, men uopløseligt i stærk Salpetersyre og i Vinaand. Ved Ophedning giver det Blyilte, Ilt og Kvælstofoverilte: $\text{Pb (N O}_3)_2 = \text{Pb O} + \text{O} + 2 \text{N O}_2$.

Blykarbonat, Pb C O_3 (normalt kulsurt Blyilte), findes i Naturen som *Cerussit* i rombiske Krystaller, der ere

isomorfe med Aragonit og kunne faas ved at lede Kulsyre i en fortyndet Bly sukkeropløsning.

Basisk Blykarbonat (Blyhvidt), $2 \text{Pb C O}_3 \cdot \text{Pb (O H)}_2$, fremstilles paa forskellig Maade; alle Fremstillingsmaaderne bero paa, at Blyacetat (eddikesurt Blyilte) forener sig med 2 Mol. Blyilte til basisk Blyacetat, og at dette ved Indvirkning af Kulsyre giver Blyhvidt, idet der gendannes normalt Blyacetat, som paany opløser Blyilte o. s. v. Blyhvidt er et hvidt Pulver, der paa Grund af sin gode Dækkeevne anvendes som Malerfarve (Kremserhvidt); det afgiver ved Glødning Kulsyre og Vand og efterlader Blyilte. I svovlbrinteholdig Luft bliver det sort, idet der dannes Blyulfid. Det er giftigt ligesom de opløselige Blysalte.

Blysilikat er Hovedbestanddelen af engelsk Krystalglas og af Glasuren paa almindeligt Pottemagerarbejde.

Magniumgruppen. Aluminiumgruppen.

Metallerne Magnium og Aluminium ere hver for sig Repræsentanter for sin Gruppe; det første er *togyldigt*, det sidste *tregyldigt*, og ingen af dem optræder med anden Gyldighed end den her nævnte. Til disse Metaller slutter sig en hel Række andre Metaller, af hvilke *nogle kun optræde som togyldige*, nemlig *Zink* og *Cadmium*, og *slutte sig til Magnium*, medens andre kunne optræde baade som *togyldige* og som *tregyldige* og *slutte sig baade til Magnium og til Aluminium*, idet de Forbindelser, hvori de ere togyldige, væsentligst slutte sig Magniumforbindelserne, medens de Forbindelser, hvori de ere tregyldige, væsentligst slutte sig til Aluminiumforbindelserne; de Metaller, der saaledes slutte sig baade til Magnium og Aluminium, ere: *Jærn*, *Mangan*, *Krom*, *Kobolt* og *Nikkel*. Jærn danner væsentligst Forbindelser af begge Grupper; Mangan dan-

ner væsentligst Forbindelser, der svare til Magniumgruppen; det samme er Tilfældet med Kobolt og Nikkel, medens Kromets vigtigste Salte svare til Aluminiumsaltene. I flere Henseender minde Kobberets Salte om Magniumsaltene, men dette Metal danner tillige en anden Række Forbindelser, der nærmere slutte sig til Sølvsaltene, hvorfor Kobber henregnes til den saakaldte Sølvgruppe (se denne).

Magnium slutter sig i flere Henseender til de alkaliske Jordarters Metaller, medens Aluminium er Repræsentant for de egentlige Jordartmetaller.

Sulfaterne af de her omtalte Grupper ere i Modsætning til Bariumgruppens Sulfater *letopløselige i Vand*. Magniumsulfat og de Sulfater, der slutte sig hertil, krystallisere i Regelen med 7 eller 5 Molekuler Vand, ($R S O_4 + 7 (5) H_2 O$), som de paa 1 Mol. nær tabe ved Opvarmning til mellem 100° og 200° ; de danne Dobbeltssalte med Kaliumgruppens Sulfater af Formlen $R S O_4, K_2 S O_4 + 6 H_2 O$.

Aluminiumsulfat, $Al_2 (S O_4)_3$, og de Sulfater, der slutte sig hertil, danne med Alkalisulfaterne Dobbeltssalte, saakaldte *Aluner*, af Formlen $R_2 (S O_4)_3, R_2 S O_4 + 24 H_2 O$, som krystallisere regulært.

Enkelte af de Metaller, der slutte sig baade til Magnium- og til Aluminiumgruppen, kunne optræde med endnu højere Gyldighed; saaledes er Mangan og Jærn firegyldige i $Mn O_2$, Manganoverilte (Mangandioxyd), og i $Fe S_2$, Svovlkis; saavel Mangan, som Jærn og Krom ere 6-gyldige i Mangansyre, Jærnsyre og Kromsyre, hvis Sættning er ganske analog med Svovlsyrens ($H_2 Mn O_4, H_2 Fe O_4, H_2 Cr O_4, H_2 S O_4$), og Mangan kan endog optræde 7-gyldigt i Manganoversyre, $H Mn O_4$, ligesom Klor i Kloroversyre, $H Cl O_4$. Det ses heraf, at Metallerne, naar de optræde med højere Gyldighed, danne

Forbindelser, der i høj Grad minde om Metalloidforbindelserne.

I det følgende skulle først de to Hovedrepræsentanter for de nævnte Grupper *Magnium* og *Aluminium* omtales.

Magnium.

Mg = 24,36.

Forekomst: Magnium forekommer kun i bunden Tilstand i Naturen, væsentligst som Magniumkarbonat, (*Magnesit*) $Mg\ C\ O_3$, og i *Dolomit*, $Ca\ C\ O_3 + Mg\ C\ O_3$; som Sulfat og Klorid findes det i Stassfurter Lagene, i Bittervande og i Havvandet, som Silikat i Mineralierne Olivin, Talk, Merskum og Serpentin. I Plante- og Dyreriget findes det bundet til Fosforsyre og Kulsyre; det maa regnes til Planternes nødvendige Næringsstoffer. Enkelte Urinkonkrementer bestaa af Magnium-Ammoniumfosfat, $Mg\ N\ H_4\ P\ O_4 + 6\ H_2\ O$.

Fremstilling: Magnium fremstilles teknisk ved Elektrolyse af afvandet og smeltet Karnallit, $K\ Mg\ Cl_3$, der er ophedet til Smeltning i Digler; tidligere fik man det ved Reduktion af Magniumklorid med Natrium: $Mg\ Cl_2 + Na_2 = 2\ Na\ Cl + Mg$.

Egenskaber: Magnium er et sølvvidt, glinsende Metal af Vf. 1,7; det smelter ved henimod 700^0 og koger ved lys Rødgldhede. Magnium er smidigt, men kun lidet strækkeligt. I tør Luft holder det sig, men i fugtig Luft overtrækkes det med en tynd Hinde af Magniumhydroxyd. Ophedes det stærkt i Luften, brænder det med intensivt Lys til Magniumoxyd og kan derfor anvendes til Signallys og i Fotografien. Det sønderdeler først Vand ved 70^0 , men angribes hurtigt af Syrer. Det er et kraftigt Reduktionsmiddel. Ved Rødgldhede forener det sig med Kvælstof til *Magniumnitrid*, $Mg_3\ N_2$, som sønderdeles af Vand under Dannelse af Magniumhydroxyd og Ammoniak.

Magniumoxyd, $Mg O$. (*Magnesia*), faas ved Glødning af Karbonatet eller Nitratet; fremstillet af det basiske Karbonat er Produktet et løst og fint Pulver; ved stærkere Glødning bliver det tæt. Brændt Magnesia anvendes i Medicinen. Naar det ikke har været glødet for stærkt, forener det sig med Vand til:

Magniumhydroxyd, $Mg (O H)_2$ (Magnesiahydrat). Dette faas ved Fældning af et opløseligt Magniumsalt med Kali eller Natron som et hvidt, amorf Bundfald, der er næsten uopløseligt i Vand. Ammoniakvand fælder Magniumsaltene ufuldstændigt, da Processen er reciprok: $Mg Cl_2 + 2 N H_4 O H \rightleftharpoons Mg (O H)_2 + 2 N H_4 Cl$; forøger man Mængden af tilstedeværende Ammoniumklorid, faar Processen fra højre til venstre Overvægten, og er Mængden af Ammoniumklorid tilstrækkelig, fremkommer derfor intet Bundfald af Magniumhydroxyd.

Magniumhydrosulfid, $Mg (S H)_2$, faas i Opløsning ved Fældning af en Opløsning af Magniumsulfat med Bariumhydrosulfid: $Mg S O_4 + Ba (S H)_2 = Mg (S H)_2 + Ba S O_4$.

Magniumsaltene

ere farveløse, smage bittert og ere hyppigt opløselige i Vand; de uopløselige opløses i fortyndede Syrer. De fældes ikke af Svovlbrinte eller af Svovlammonium, heller ikke af Ammoniak, naar der er Ammoniumsalte tilstede, eller af Svovlsyre.

Magniumklorid, $Mg Cl_2$ (*Klormagnium*), forekommer i Karnallit, $K Cl$, $Mg Cl_2 + 6 H_2 O$, og i flere Stassfurtersalte samt i Havvandet og faas som Biprodukt ved Fremstillingen af Kaliumklorid af Karnallit. Det kan ogsaa fremstilles ved Opløsning af Magniumkarbonat i

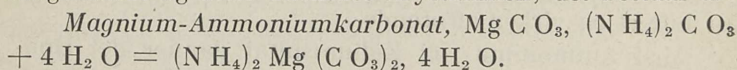
Saltsyre. Af sin Opløsning udkrystalliserer det med 6 Mol. Vand; Krystallerne ere henflydende og efterlade ved Glødning Magnesia og Magniumoxydklorid, idet der gaar Klorbrinte bort: $Mg Cl_2 + H_2 O = Mg O + 2 H Cl$. Glødes det blandet med Salmiak, faas derimod vandfrit Magniumklorid. En koncentreret Magniumkloridopløsning hærdner efter Sammenrøring med stærkt brændt Magnesia. Vandfrit Magniumklorid kan destilleres uforandret ved stærk Rødgldhede.

Magniumsulfat, $Mg S O_4$ (svovlsur Magnesia) findes som *Kieserit*, $Mg S O_4 + H_2 O$, i Stassfurterlagene og samme Sted i flere Dobbeltalte, f. Eks. i *Kainit*; tillige findes det i mange Mineralvande, f. Eks. Epsom, Seidlitz, Eger o. s. v. Det faas ved Opløsning af Magniumkarbonat i fortyndet Svovlsyre eller ved Opløsning af *afvandet Kieserit* i Vand (vandholdig Kieserit er tungtopløselig i Vand) og udkrystalliserer af Opløsningen ved Afkøling i rombiske Krystaller af Sammensætningen $Mg S O_4 + 7 H_2 O$. Det kaldes »engelsk Salt«, er let opløseligt, smager bittert og virker afførende.

Med Ammonium- og Kaliumsulfat danner det Dobbeltalte (S. 212), $Mg S O_4, R_2 S O_4 + 6 H_2 O$, der krystalliserer monoklinisk.

Magnium-Ammoniumfosfat, $N H_4 Mg P O_4 + 6 H_2 O$ (fosforsur Magnesia-Ammoniak), findes undertiden i Naturen og kan udskilles i raadden Urin; i Blæresten og Nyregrus forekommer det jævnlgt. Det fremstilles ved Fældning af en ammoniakalsk, salmiakholdig Magniumopløsning med Natriumfosfat som et hvidt Bundfald, der snart bliver krystallinsk; i Vand er det næsten uopløseligt og i Ammoniakvand endnu mindre opløseligt. Magnium og Ortofosforsyre paavises i den kemiske Analyse i Form af dette Salt; det giver ved Glødning *Magniumpyrofosfat*: $2 Mg N H_4 P O_4 = Mg_2 P_2 O_7 + 2 N H_3 + H_2 O$.

Magniumkarbonat, $Mg C O_3$ (kulsur Magnesia) forekommer i Naturen som *Magnesit*, der er isomorft med Kalkspat, og endnu hyppigere i Forbindelse med Calciumkarbonat som *Dolomit*, $Ca C O_3 + Mg C O_3$; i smaa Mængder findes det i næsten enhver Kalksten og Mergel. Ved Fældning af en Opløsning af et Magniumsalt med Natriumkarbonat ved højere Temperatur faas ikke normalt, men *basisk Magniumkarbonat* (Magnesia alba), der har forskellig Sammensætning alt efter Opløsningernes Temperatur og Koncentration og danner et let, hvidt Pulver, der er næsten uopløseligt i Vand, men ret letopløseligt i Kulsyre vand. Det *normale Magniumkarbonat*, $Mg C O_3 + 5 H_2 O$, faas krystallinsk, naar man ved 0° tilsætter Natriumkarbonat til Overskud af Magniumsulfat, indtil der begynder at fremkomme et Bundfald, og derpaa henstiller Blandingen ved lav Temperatur. Ammoniumkarbonat fælder ikke Magniumsalte i Kulden. Derimod giver en koncentreret Opløsning af Ammoniumkarbonat i Ammoniakvand et Bundfald, der opløses i Overskud af Fældningsmidlet og atter udskilles krystallinsk; det bestaar af:



Magniumsilikater forekomme hyppigt i Naturen, væsentligst i Augit og Hornblende samt i Olivin og Krysolit. Vandholdigt Magniumsilikat findes som *Talk* og *Spæksten*, *Merskum* og *Serpentin*. *Asbest* er væsentligt et Magnium-Calciumsilikat; det danner fine bøjelige Naale og anvendes paa Grund af sin traadede Bygning og sin Uforbrændelighed og Modstandsdygtighed overfor Alkalier og Syrer til mange Formaal, f. Eks. til Asbestfiltre, Asbestmørtel o. a.

Aluminium.

Al = 27,₁.

Forekomst: Aluminium forekommer kun i bunden Tilstand i Naturen og er næst Ilt og Silicium det alminde-

ligst udbredte af alle Grundstoffer. Det danner en Hovedbestanddel af Jordskorpen, i hvilken det hyppigst findes som Silikat (Ler, Feldspat, Glimmer o. s. v.), dets Oxyd, Al_2O_3 (*Lerjord*), findes som Korund og dets Hydroxyder som Bauxit o. a. Dets Fluorid findes i *Kryolit*, AlF_3 , 3NaF , dets Sulfat i Alunsten. Lavere Planter, f. Eks. Ulvefødder, Lavarter og Svampe, indeholde jævnlig Aluminium.

Fremstilling: Aluminium fremstilles nu udelukkende ved Elektrolyse af en Opløsning af Lerjord i smeltende Kryolit eller Flusspat, hvorved Lerjorden let spaltes i Aluminium og Ilt; det kan ogsaa faas ved Ophedning af Aluminium-Natriumklorid med Natrium: $\text{NaCl}, \text{AlCl}_3 + 3\text{Na} = 4\text{NaCl} + \text{Al}$, under Tilsætning af Kryolit.

Egenskaber: Det er et tinhvidt, stærkt glinsende Metal af Vf. 2,6; det smelter ved henimod 700° , er blødt som Sølv og besidder megen Styrke. Udvalset til tynde Blade (Bladaluminium) kan det antændes og forbrænder da til Aluminiumoxyd (Lerjord).

Aluminium har en smuk Klang; det ilter sig ikke i Luften ved almindelig Temperatur, *angribes ikke af Salpetersyre* og næsten ikke af fortyndet Svovlsyre, hvorimod det let opløses i Saltsyre og i Kali- og Natronlud under Brintudvikling: $\text{Al} + 3\text{KOH} = \text{AlO}_3\text{K}_3 + 3\text{H}$. Paa Grund af sin ringe Vægtfylde anvendes Aluminium, foruden til Brilller, Teaterkikkerter o. a., til saadanne Apparater og Redskaber, hvor et let Metal er ønskeligt. Af dets Legeringer er *Aluminiumbronze*, der indeholder 5—12 Procent Aluminium, den vigtigste. En Legering af Aluminium med 10—25 Procent Magnium kaldes *Magnalium*; den har endnu lavere Vægtfylde end Aluminium og er mindre blød end dette.

Aluminiumoxyd, Al_2O_3 (Aluminiumilte, Lerjord), forekommer i Naturen som de haarde Ædelstene *Korund* (farveløs), *Rubin* (rød) og *Safir* (blaa); disse Ædelstene

krystallisere i Romboedre og ere isomorfe med Ferrioxyd og Kromioxyd, Fe_2O_3 og Cr_2O_3 . I finkornet, uren Tilstand findes Aluminiumoxyd som *Smergel*, der paa Grund af sin Haardhed anvendes til Polering og Slibning.

Aluminiumilte fremstilles ved Glødning af Aluminiumhydroxyd og er da et hvidt Pulver, der efter stærk Glødning er uopløseligt i Syrer, men kan bringes i Opløsning ved Smeltning med pyrosvovlsurt Kali: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{K}_2\text{SO}_4$.

Aluminiumhydroxyd, $\text{Al}(\text{OH})_3$ (Lerjordhydrat), forekommer i Naturen som *Hydrargyllit* og faas ved Fældning af Aluminiumsalte med Ammoniak som et hvidt geléagtigt Bundfald, der efter Tørring danner et hvidt Pulver, som er uopløseligt i Vand, men opløseligt i Syrer samt i Kali- og Natronlud, da det overfor Syrer forholder sig som en Base, men overfor Baser som en svag Syre. Hydroxydet var ogsaa Biprodukt i Kryolitsodafabrikationen. Det frisk fældede Lerjordhydrat har i høj Grad den Evne at fælde organiske Farvestoffer af deres Opløsninger; en Opløsning af et Aluminiumsalt, der tillige indeholder saadanne Farvestoffer, vil derfor ved Fældning med Ammoniak give et farvet Bundfald (Farvelak). I Farverierne anvendes en Opløsning af Aluminiumacetat (eddikesur Lerjord) som Bejdsningsmiddel. Tøjet dyppes i denne Opløsning, hvorved Lerjordhydrat tiltrækkes af Trevlestoffet; naar det derefter dyppes i et Farveudtræk, vil Lerjorden tiltrække Farven, og den herved dannede Farvelak er da fæstnet saa stærkt til Tøjet, at den ikke kan afvadskes med Vand. Den nævnte Opløsning af Aluminiumacetat tilvejebringes ved Fældning af Aluminiumsulfat med Blyacetat.

Hydroxydet, $\text{Al}_2\text{O}(\text{OH})_4$ (eller $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), findes i Naturen som *Bauxit*, medens $\text{AlO}(\text{OH})$ (eller $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) findes som *Diaspor*. Det sidstnævnte Hydroxyd forholder sig som en enbasisk Syre, idet dets Brint kan er-

stattes af Metaller; dets Natriumsalt, *Natriumaluminat*, anvendes som Bejdse; af dets uopløselige Salte mærkes de saakaldte *Spineller*, der findes i Naturen, f. Eks. Spinel, Al_2O_3 , Mg O ; Gahnit, $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{Zn O}$. Disse krystallisere regulært og ere isomorfe med tilsvarende Forbindelser af Jærn og Krom.

Aluminiumsaltene

ere farveløse; deres Opløsninger rødne Lakmus og smage sammensnerpende; de fældes af Ammoniak og af Svovl-ammonium, idet der udskilles Aluminiumhydroxyd (Lerjordhydrat) (s. o.); dette giver ved Befugtning med lidt Koboltnitrat og Glødning for Blæserøret en blaa Masse (Thenards-Blaat).

Aluminiumfluorid, Al F_3 , er uopløseligt i Vand ligesom dets Dobbelt salt:

Aluminium-Natriumfluorid, 3 Na F , Al F_3 , der forekommer ved Ivigtut i Grønland som *Kryolit* og danner glasglinsende Masser.

Aluminiumklorid, Al Cl_3 (Kloraluminium), kan fremstilles ved at lede Klor over en glødende Blanding af Aluminiumoxyd og Kul: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{ C} + 6 \text{ Cl} = 2 \text{ Al Cl}_3 + 3 \text{ C O}$, eller ved at lede en Blanding af Petroleumsdamp og Klor over glødende Lerjord; rent faas det ved Ophedning af Aluminium i tør Klorbrinte. Det sublimerer da og samles i et afkølet Forlag som en krystallinsk Masse, der er vandsugende og ryger i Luften. En vandig Opløsning af Saltet faas ved Opløsning af Aluminiumhydroxyd i Saltsyre; af denne Opløsning kan Saltet udkrystallisere med $6 \text{ H}_2\text{O}$ over Svovlsyre; ved Ophedning af det vandholdige Salt spaltes det i Aluminiumilte og Klorbrinte. Aluminium-

klorid danner Dobbeltsalte med andre Klorider, f. Eks. med Natriumklorid, $\text{Al Cl}_3 \text{ Na Cl}$, der tidligere anvendtes til Fremstilling af Aluminium.

Aluminiumsulfat, $\text{Al}_2 (\text{S O}_4)_3 + 16 \text{ H}_2 \text{ O}$, faas ved Opløsning af Aluminiumhydroxyd i Svovlsyre; i det store fremstilles det paa denne Maade af Bauxit og af det Aluminiumhydroxyd, der vindes som Biprodukt i Kryolitsoda-fabrikationen (koncentreret Alun). Ogsaa ved Ophedning af glødet og pulveriseret Porcellænsler med Svovlsyre og Udrækning af den stivnede Masse med Vand faas en Opløsning af Sulfatet, medens Kiselsyre bliver tilbage. Af Opløsningen faas Saltet ved Inddampning. Med Kaliumgruppens Sulfater danner Aluminiumsulfat *Aluner*, $\text{Al}_2 (\text{S O}_4)_3, \text{R}_2 \text{ S O}_4 + 24 \text{ H}_2 \text{ O}$.

Kalialun, $\text{Al}_2 (\text{S O}_4)_3, \text{K}_2 \text{ S O}_4 + 24 \text{ H}_2 \text{ O}$, fremstilles ved at blande nogenlunde stærke Opløsninger af Aluminiumsulfat og Kaliumsulfat, hvorved Alun udskilles som Alunmel, der ved Omkrystallisation giver Alun i store, *regulære Oktaedre*.

I det store blev Alun tidligere hovedsagelig fremstillet af *Alunskifer*, der ristes og derpaa udludes med Vand; Opløsningen inddampes derpaa til Krystallisation. Alunskifer indeholder nemlig Svovlkis, ved hvis Ristning dannes Svovlsyre, der forener sig med Skiferens Kalium og Aluminium; indeholder Skiferen ikke tilstrækkeligt Kalium, maa der til den vundne Opløsning sættes Kaliumsulfat; den paa denne Maade fremstillede Alun er i Regelen jærnholdig. Af *Alunsten*, $\text{Al}_2 (\text{S O}_4)_3 + \text{K}_2 \text{ S O}_4 + 4 \text{ Al} (\text{OH})_3$, der findes i Italien, faas Alun, idet Stenen afvandes ved Ophedning og derefter henlægges til Forvitring, hvorpaa Alun udtrækkes deraf med Vand og af Opløsningen udkrystalliserer i Terninger (kubisk Alun).

Alun er tungtopløselig i koldt, men letopløselig i kogende Vand; dets Opløsning smager sammensnerpende og reagerer surt. Ved Ophedning taber Alun efterhaanden sit Krystalvand og giver »brændt Alun«, der ved Hvidglød-

hede spaltes, idet der efterlades Aluminiumilte og Kalium-sulfat. Alun anvendes i Farveriet (s. o.), Garveriet og Medicinen.

Ammoniakalun, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 24\text{H}_2\text{O}$, faas paa tilsvarende Maade af Ammoniumsulfat og Aluminiumsulfat og ligner fuldstændigt Kalialun. Ved stærk Glødning efterlader det Aluminiumilte.

Aluminiumfosfat, $\text{AlPO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$, faas som et hvidt Bundfald ved Fældning af et Aluminiumsalt med almindeligt Natriumfosfat; det er *uopløseligt i Eddikesyre, men opløseligt i stærkere Syrer og i Natron*; af Barytvand sønderdeles det, idet Aluminiumhydroxyd opløses, medens der udskilles Bariumfosfat.

Aluminiumkarbonat kendes ikke. Fældes et Aluminiumsalt med et Alkalikarbonat faas et Bundfald, der indeholder vekslende Mængder Kulsyre og forholder sig som Aluminiumhydroxyd.

Aluminiumsilikater træffes sjældent i ren Tilstand i Naturen, men danne i Forbindelse med andre Silikater Hovedbestanddelen af den faste Jordskorpe.

Kaolin, $\text{Al}_2\text{O}_3, 2\text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (Porcellænsler), findes f. Eks. paa Bornholm, ved Meissen, St. Yrieux samt i Kina og Nordamerika. Det er dannet ved den samtidige Indvirkning af Kulsyre og Vand paa Feldspat, hvorved alkaliske Jordarter og Alkalier udvadskes og fjernes. I mindre ren Tilstand findes det almindeligt som *Ler*. Kaolin er hvidt, blødt og ildfast; ogsaa *Pibeler* er ildfast, medens almindeligt *Pottemagerler* og andre urene Lerarter ere smeltelige. Blandinger af Ler med Calciumkarbonat kaldes *Mergel* (S. 199). *Lerskifer* er hærdenet, lagdelt Ler, der indeholder Glimmer, Sand o. a. Indblandinger; kaliholdig og svovlkisholdig Lerskifer (Alunskifer)

anvendes til Fremstilling af Alun, de stærkt skifrede Lerskifre til Tagskifer, Tavler o. l.

Ler indsluger Vand og danner herved en plastisk Masse, der let lader sig forme, og som bevarer Formen efter Ophedning; paa denne Egenskab beror Tilvirkningen af Lervarer.

Kaolin anvendes hovedsagelig til Fabrikation af Porcellænsvarer; den blandes hertil med Kvarts og jærnfri Feldspat. *Porcellænet* brændes to Gange; ved den første Brænding. »Forglødningen«, gaar Vandet bort, og Massen bliver porøs; derpaa glaseres den, idet den neddyppes i en Blanding af Vand og Glasurmasse, der bestaar af de samme Bestanddele, som Porcellænet selv, men er lettere smeltelig, og derpaa underkastes en »Blankbrænding«. Af mindre rene Lerarter faas *almindeligt Stentøj*, der kun brændes en Gang, og hvis Grundmasse ikke er hvid; det glaseres, idet man kaster Salt i Ovn, naar Heden er stærkest; Saltet fordamper, og dets Natrium forener sig med Leret til et letsmelteligt Natriumaluminiumsilikat, idet Saltet spaltes af Vanddampene i Klorbrinte og Natron. *Fajance* glaseres enten ved et gennemsigtigt eller et uigennemsigtigt, tinsyreholdigt Blyglas. Da Glasuren her er forskellig fra Grundmassen, springer den let. Almindeligt Pottemagerarbejde fabrikeres af Pottemagerler og glaseres oftest med Blyglasur.

Af de i Naturen forekommende *Aluminiumdobbelt-silikater* mærkes *Feldspat*, der sammen med Kvarts og Glimmer danne Bjergarterne Granit og Gneis. Den almindeligste Feldspat er Kaliumaluminiumsilikat (Kalifeldspat) eller *Orthoklas*. *Albit* er Natronfeldspat, *Anortit* er Kalkfeldspat, medens *Oligoklas* og *Labrador* ere Blandinger af de to sidstnævnte. Disse Silikater ere vandfri. Vandholdige Aluminiumdobbelt-silikater ere de saakaldte *Zeoliter* (Analcim, Chabasit, Desmin). *Ultramarin* findes sjældent i Naturen som *Lapis lazuli* (Lasursten). Det fremstilles kunstigt ved Glødning af en Blanding af Kaolin, Natriumsulfat, Svovl og Kul. Man kender baade blaa, violet, grøn og rød Ultramarin; den sønderdeles af Saltsyre under Udskillelse af Kiselsyre og Udvikling af Svovlbrinte, idet den samtidig affarves. Violette og røde Ultramariner fremstilles, idet man ved 100—150° leder tør Klorbrinte og Luft over almindelig, blaa Ultramarin.

Til de to omtalte Metaller, Magnium og Aluminium, slutte sig som tidligere omtalt, en Række andre Metaller, af hvilke nogle kun danne Forbindelser, der svare til Magniumforbindelserne, medens andre danne to Rækker Forbindelser, hvoraf den ene svarer til Magnium-, den anden til Aluminiumforbindelserne (se S. 211). Alene til Magniumforbindelserne svare Forbindelserne af de togyldige Metaller *Zink* og *Cadmium*. Disse Metaller skulle først omtales.

Zink.

Zn = 65,4.

Forekomst: Zink forekommer ikke frit i Naturen, men i bunden Tilstand som Karbonat (Ædel Galmei, Zinkspat), Silikat (Uædel Galmei, Kiselgalmei), som Sulfid (Zinkblende) og som Ilte (Rød Zinkmalm). Disse Malme indeholde næsten altid Cadmium.

Fremstilling: Af Malmene faas Zink, idet disse først ristes, hvorved dannes Zinkilte (Zinkoxyd); dette ophedes med Kul i Retorter, hvorved det reduceres, og det reducerede Zink fordamper og fortættes i Forlag. I Begyndelsen af Destillationen dannes der *Zinkstøv*, en Blanding af Zink og Zinkilte, der finder Anvendelse som et kraftigt Reduktionsmiddel.

Egenskaber: Zink er et blaalighvidt Metal, der har et krystallinsk Brud. Det er ved almindelig Temperatur sprødt, lader sig ved 100° hamre og valse, men bliver ved 200° igen saa sprødt, at det let lader sig pulverisere. Det har Vægtfylden 7,0, smelter ved 430° og koger ved omtrent 1000°. Dets Damp brænder, naar den antændes, i Luften med lysende, grønlig Flamme til Zinkilte. Kemisk ren Zink opløses ikke i fortyndet Svovlsyre, før der tilsættes lidt Platinklorid eller Kobbersulfat; jo mere uren Zink er, desto lettere opløses den i fortyndede Syrer under Brintudvikling; i fortyndet Salpetersyre opløses den under Ud-

vikling af Kvælstofforilte; ogsaa koncentrerede Opløsninger af Kalium- og Natriumhydroxyd opløse Zink under Brintudvikling. Af Opløsninger af Kobber-, Bly-, Tin-, Sølv-, Guld- og Platinsalte udfælder Zink vedkommende Metaller og træder selv i disses Sted ($Zn + CuSO_4 = Cu + ZnSO_4$ o. s. v.). Zink holder sig godt i tør Luft, men overtrækkes i fugtig Luft med et tyndt Lag af basisk Zinkkarbonat.

Zink anvendes til Zinkblik, til Støbning, i galvaniske Elementer og til Zinkpræparater. Det legeres let med Sølv, Kobber og Jærn (om Messing, Bronze og Nysølv, se Kobber). Med Kvægsølv danner det Zinkamalgam, der ikke angribes af fortyndet Svovlsyre. »Galvaniseret Jærn« fremstilles ved Neddypning af Jærn i smeltet Zink; det overtrækkes herved med et tyndt Lag Zink, der beskytter det mod at ruste.

Zinkoxyd, ZnO (Zinkilte), faas ved Forbrænding af Zink i Luften eller ved Glødning af Zinkkarbonat. Det er et hvidt Pulver, der er uopløseligt i Vand, men opløseligt i Syrer; ved Ophedning bliver det gult, men ved Afkøling atter hvidt. Det anvendes til Malerfarve under Navnet Zinkhvidt og bliver ikke mørkt i svovlbrinteholdig Luft saaledes som Blyhvidt. Det reduceres ved Glødning med Kul, men meget vanskeligt ved Brint.

Zinkhydroxyd, $Zn(OH)_2$, faas ved Fældning af Zinksalte med Kali, Natron eller Ammoniak som et hvidt, fyldigt Bundfald, der er opløseligt i Overskud saavel af Alkalier som af Ammoniak, dog ikke i begge Tilfælde af samme Aarsag. Overfor Alkalier forholder Zinkhydroxyd sig nemlig som en svag Syre, og der dannes Ionerne (ZnO_2)
+
og 2 H, som paa sædvanlig Maade danner et opløseligt Salt, ZnO_2K_2 , med Basen. Med Ammoniak danner derimod Zink en »sammensat Ion« (komplex Ion), f. Eks.

$Zn\ 2\ N\ H_3$, hvorved Opløsningen bevirkes. Mange Metaller have denne Egenskab, foruden selvstændigt at kunne optræde i Iontilstand, tillige at kunne danne sammensatte Ioner med andre Grundstoffer; disse sammensatte Ioner have særlige Egenskaber og Reaktioner.

Zinksulfid, $Zn\ S$, findes i Naturen som *Zinkblende* i regulære Krystaller og dannes, ved Antændelse af en Blanding af Zinkstøv og Svovl eller ved Fældning af Zinksalte i eddikesur eller alkalisk Vædske med Svovlbrinte. Det er hvidt og amorf; i fortyndede, stærke Syrer opløses det under Udvikling af Svovlbrinte.

Zinksaltene

ere farveløse og giftige. De ligne i Henseende til Opløselighed Magniumsaltene, men fældes af Svovlbrinte i eddikesur eller alkalisk Vædske, idet der dannes Zinksulfid.

Zinkklorid, $Zn\ Cl_2$ (Klorzink), faas ved Opløsning af Zink eller Zinkilte i Saltsyre; ved Inddampning af Opløsningen og forsigtig Ophedning af det udkrystalliserede Salt kan det faas i vandfri Tilstand næsten uden at tabe Klorbrinte (smlgn. $Mg\ Cl_2$). Ved 250° smelter det vandfri Salt og ved ca. 700° kan det destillere. Det vandfri Salt er en hvid, ætsende Masse, der er opløselig i Vand og i Alkohol og flyder hen i Luften; det virker stærkt vandsugende, og dets koncentrerede, vandige Opløsninger omdanne Papir til vegetabilsk Pergament. Det gaar i Handelen støbt i Stænger; dets Opløsning anvendes som Antiseptikum, bl. a. til Imprægnering af Træ (Sveller).

Zinksulfat, $Zn\ S\ O_4 + 7\ H_2\ O$ (svovlsurt Zinkilte, Zinkvitriol, hvid Vitriol), faas ved Opløsning af Zink i

fortyndet Svovlsyre eller ved Ristning af Zinkblende og Udrækning af det ristede Produkt med Vand. Det udkrystalliserer af Opløsningen ved almindelig Temperatur i rombiske Prismer, isomorft med Magniumsulfat; ved 100° bortgaar 6 Mol. Vand; det sidste Mol. Vand bortgaar først ved højere Temperatur, og ved Glødning spaltes Saltet i Zinkilte, Svovlsyrling og Ilt. Det finder Anvendelse i Medicinen, Farveriet og som Antiseptikum. Med Kaliumgruppens Sulfater danner det ligesom de øvrige Sulfater af Magniumgruppen Dobbeltalte, der krystalliserer med $6 \text{ H}_2 \text{ O}$.

Zinkkarbonat, Zn C O_3 , findes i Naturen som *Zinkspat*, der er isomorft med Kalkspat og Magnesit, og som *ædel Galmei*; det faas i vandholdig Tilstand ved Fældning af Zinkvitriol i Kulden med *surt Kaliumkarbonat*. Anvender man en Sodaopløsning som Fældningsmiddel, faas basisk Zinkkarbonat af vekslende Sammensætning.

Zinksilikat, $\text{Zn}_2 \text{ Si O}_4$, findes i Naturen med 1 Mol. Vand som *Kalamin*.

Cadmium,

$\text{Cd} = 112,4$,

forekommer sammen med Zink i Zinkmalmene og vindes paa samme Maade som dette, idet man benytter Zinkstøv som Udgangspunkt. Det ligner Zink i sine Egenskaber, har Vf. 8,7, Smeltepunkt 320° og Kogepunkt ca. 800° . Det danner flere letsmeltelige Legeringer (Wood's Metal se Vismut).

Cadmiumforbindelserne ligne Zinkforbindelserne meget; dog er *Iltet* brunt og *Sulfidet* gult; det sidstnævnte dannes ved Fældning af et Cadmiumsalt med Svovlbrinte i svagt sur Vædske og anvendes som Malerfarve. *Sulfatet* har Formlen $3 \text{ Cd S O}_4 + 8 \text{ H}_2 \text{ O}$ og afviger altsaa i denne Henseende fra

Zinksulfat, men danner ligesom dette Dobbeltsalte med Kaliumgruppens Sulfater af Formlen $\text{CdSO}_4, \text{R}_2\text{SO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$.

Cadmium og Zink indeholde kun 1 Atom i Molekulet.

I forskellige Zinkmalme forekomme foruden Zink og Cadmium de sjældne Metaller *Gallium* og *Indium*, hvis Iltter have Formlen Ga_2O_3 og In_2O_3 , og hvis Sulfater ligesom Aluminiumsulfat danne Aluner.

Medens Forbindelserne af Zink og Cadmium alene slutte sig til Magniumforbindelserne, danne de i det følgende omtalte Metaller *Nikkel*, *Kobolt*, *Jærn*, *Mangan* og *Krom* flere Rækker Forbindelser, idet de optræde med forskellig Gyldighed; af disse Rækker svarer en til Magniumforbindelserne og en til Aluminiumforbindelserne; i den første Række er Metallet togyldigt, i den sidste tregyldigt. De nævnte 5 Metaller sammenfattes ogsaa i en særskilt Gruppe, der benævnes *Jærngruppen*. Som tidligere omtalt, optræde Jærn, Mangan og Krom ogsaa med højere Gyldighed (S. 212). Opløsninger af Jærngruppens Metaller Saltte ere farvede; hvilken Farve Opløsningen har er afhængig af, hvilke Ioner den indeholder; saaledes vil alle Opløsninger, hvori Kobolt optræder som togyldig Ion, være røde, medens de tilsvarende Nikkelopløsninger ere grønne. De til den nævnte Gruppe hørende Metaller vise udpræget Tilbojelijghed til at danne sammensatte Ioner, f. Eks. $\text{Co}10\text{NH}_3$, $\text{Fe}(\text{CN})_6$ o. l., som vise ganske andre Reaktioener end de elementære Ioner.

Nikkel,

$\text{Ni} = 58,7,$

forekommer i Meteorjærn, men hyppigst i Forbindelser med Arsen og Svovl, af hvilke *Kobbernikkel*, *AsNi*, er den vigtigste; det findes tillige i nikkellholdig Magnetkis og Kobberkis, der leverer $\frac{4}{5}$ af den europæiske Nikkelproduktion. Nikkelsilikat findes i *Garnierit* (Ny Kaledonien). De fleste Nikkelmalme indeholde Kobolt, dog er *Garnierit* koboltfri.

Nikkel er et næsten sølvhvidt Metal af Vægtfylde 8,9. Det er magnetisk og tungere smelteligt end Jærn, smidigt, strækkeligt og svejseligt. I Luften ilter det sig ikke og anvendes derfor til Overtræk paa Jærn og Kobber (Fornikling). Det opløses langsomt i Saltsyre og fortyndet Svovlsyre, men let i Salpetersyre.

Af dets *Legeringer* mærkes *Nysolv*, der indeholder Kobber, Nikkel og Zink. Nikkel danner 3 Ifter (Oxyder): Ni O, Ni₂ O₃ og Ni₃ O₄. *Nikkeloxydul* (Nikkelforilte), Ni O, er et grønlig-graat Pulver; det tilsvarende *Nikkelhydroxyd*, Ni (O H)₂, er æblegrønt og faas ved Fældning af et Nikkelsalt med Kalium- eller Natriumhydroxyd; det opløses i Ammoniak med blaa Farve. *Nikkelperoxyd*, Ni₂ O₃ (Nikkeloverilte), er sort, det tilsvarende Hydroxyd, Ni (O H)₃, er ligeledes sort og faas ved Iltning af Ni (O H)₂ med Klornatron; det er opløseligt i Ammoniumkarbonat med blaa Farve og afltes derved til Ni (O H)₂. *Nikkelsulfid*, Ni S, er sort og faas i vandholdig Tilstand ved Fældning af Nikkelsalte med Svovlammonium; det er uopløseligt i højst fortyndet Saltsyre, men opløseligt i Kongevand. Om Nikkels Forhold overfor Kulilte se S. 131.

Nikkelsaltene ere i vandfri Tilstand *gule* eller *brungule*, men i vandholdig Tilstand *grønne*; deres Opløsninger røde Lakmus. I Henseende til Opløselighed ligne de Magnium- og Zinksaltene. *Nikkelklorid*, Ni Cl₂ + 6 H₂ O, faas ved Opløsning af Nikkel i Kongevand og er let opløseligt i Vand og i Vinaand, *Nikkelsulfat*, Ni S O₄ + 7 H₂ O (eller 6 H₂ O), faas ved Opløsning af Nikkel i en Blanding af Svovlsyre og Salpetersyre og er letopløseligt i Vand. Med Ammoniumsulfat danner det Dobbelsaltet Ni S O₄, Am₂ S O₄ + 6 H₂ O, der er isomorft med de tilsvarende Salte af Magniumgruppen, og som benyttes ved galvanisk Fornikling. *Nikkelnitrat*, Ni (N O₃)₂ + 6 H₂ O, faas ved Opløsning af Nikkel i Salpetersyre. Basisk *Nikkelkarbonat* faas ved Fældning af et opløseligt Nikkelsalt med Natriumkarbonat. *Nikkelkarbonyl*, Ni (C O)₄, er en farveløs Vædske, der koger ved 43° og brænder ved Antændelse under Udskillelse af Nikkel (se Side 131).

Kobolt,

Co = 59,

forekommer i mange naturlige Malme og ledsages næsten altid af Nikkel. De vigtigste Malme ere *Speiskobolt*, Co As₂, og *Glanskobolt*, As Co S.

Kobolt er hvidere end Nikkel, men ligner iøvrigt dette i sine kemiske Egenskaber. Dets Vægtfylde er 8,6.

Det danner ligesom Nikkel 3 Ifter (Oxyder): Co O , $\text{Co}_2 \text{O}_3$ og $\text{Co}_3 \text{O}_4$. *Koboltoxydul*, (Koboltforilte) Co (OH)_2 , faas ved Fældning og derpaa følgende Opvarmning af en Koboltopløsning med Natron og er bleggrødt. *Koboltoxyd*, (Kobolttilte) $\text{Co}_2 \text{O}_3$, og dets Hydroyd, Co (OH)_3 , fremstilles som de tilsvarende Nikkelforbindelser og ligne disse meget; dog er Hydroydet uopløseligt i Ammoniumkarbonat. Ved Sammensmeltning af Boraks med Koboltoxyder dannes en mørkeblaa, glasagtig Masse. *Koboltsulfid*, Co S , faas paa samme Maade som Nikkelsulfid og ligner dette.

Koboltsaltene ere i vandfri Tilstand *blaa*, i vandholdig Tilstand *røde*. De ligne Nikkelsaltene i deres Egenskaber, men deres Opløsninger give ved Tilsætning af Kaliumnitrit og Edikesyre et gult Bundfald af *Kalium-Koboltnitrit*, $\text{K}_3 \text{Co (NO}_2)_6$, som er Kaliumsaltet af den tregyldige sammensatte Nitrokoboltion, $\text{Co (NO}_2)_6$, hvis Natriumforbindelse, *Natrium-Koboltnitrit*, er letopløselig i Vand og benyttes til Paavisning af Kalium i den kemiske Analyse (*Bilmanns* Reaktion). Koboltsaltenes Opløsninger rødne Lakmus.

Koboltklorid, $\text{Co Cl}_2 + 6 \text{H}_2 \text{O}$, faas ved Opløsning af Karbonatet i Saltsyre og danner mørkerøde Krystaller, der ved Afvanding blive blaa (sympatetisk Blæk); dets Opløsning bliver ligeledes blaa ved Opvarmning og især ved Tilsætning af stærk Saltsyre.

Koboltsulfat, $\text{Co SO}_4 + 6 \text{H}_2 \text{O}$, faas ved Opløsning af Karbonatet i fortyndet Svovlsyre. Det vandfri Sulfat er *rosenrødt*.

Koboltnitrat, $\text{Co (NO}_2)_2 + 6 \text{H}_2 \text{O}$, danner granatrøde Krystaller og er letopløseligt. Basisk *Koboltkarbonat* faas ved Fældning af Koboltforiltesalte med Natriumkarbonat som et bleggrødt Bundfald.

Koboltsilikat. Kobolttilte opløses i smeltende Glas med blaa Farve og anvendes derfor til at farve Glas blaat; ved Sammensmeltning af Koboltmalme med Kwartssand og Potaske faas *Smalte*, et smukt, blaat Farvestof, der i pulveriseret Tilstand gaar i Handelen, og som oftest indeholder Arsen.

Ved Glødning af Koboltnitrat med Aluminiumhydroxyd faar man *Thenards Blaat* (Koboltultramarin).

Det ses af det foregaaende, at de fleste Kobolt- og Nikkelforbindelser svare til Magniumforbindelserne, men at disse Metaller ogsaa danne enkelte Derivater, hvori de

ligesom Aluminium optræde trivalent. Dette er i endnu højere Grad Tilfældet med Jærn.

Jærn.

Fe = 55,9.

Forekomst: Jærn forekommer i bunden Tilstand meget udbredt i Naturen og er til Stede overalt i Jordbunden; i fri Tilstand forekommer det sjældent som tellurisk Jærn, hyppigere som *Meteorjærn*. De vigtigste Jærnmalmere ere: 1) *Jærnglans*, Fe_2O_3 , der ogsaa forekommer som Blodsten (Hæmatit); 2) *Magnetjærnsten*, Fe_3O_4 , der er mørkere og danner hele Bjærgmasser; disse to Malme ere de vigtigste i Skandinavien; 3) forskellige Hydroxyder: *Gøtit*, *Brun-* og *Guljærnsten* samt *Myremalm* eller *Sø-malm*, de sidste indeholde Fosforsyre og dannes stadigt paa Bunden af Søer og Kær ved Iltning af Jærnkarbonat, der er opløst i kulsyreholdigt Vand; paa lignende Maade dannes *Okker* og *Al*. 4) *Jærnspat*, Fe C O_3 , der ogsaa findes blandet med Ler og Mergel som *Lerjærnsten*.

Endvidere findes Svovlforbindelser af Jærn: *Svovlkis*, Fe S_2 , og *Magnetkis*, Fe_3S_9 , samt Forbindelser af Jærn med Arsen (Arsenikkis, As Fe S), Kobber og Svovl (Kobberkis), Krom (Kromjærnsten) o. s. v. Jærn findes i Blodets Farvestof, som indeholder 0,4 Procent deraf; Planten kan ikke danne Bladgrønt, uden at der tilføres den Jærn.

Fremstilling: Jærn udvindes af Malmene, idet disse ristes for at ilte tilstedeværende Svovlforbindelser og for at lette den paafølgende Reduktion. Den knuste og rensede Malm nedbringes skiftevis med Kul i store Skaktovne, s. k. Højovne eller Marsovne, under Tilsætning af slaggedannende Stoffer, »Tilslag«, (Kalk eller Kiselsyre, eftersom Malmen er kiselsyre- eller kalkrig). Ved Tilblæsning af Luft bringes Kullet til at forbrænde livligt til Kulsyre, som i den øvre Del af Ovnens afiltet til Kulilte, der reducerer Jærnmalmen; herved dannes samtidigt Kulsyre ($\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{C O} = 3\text{Fe} + 4\text{C O}_2$); den dannede svampagtige Jærnmasse optager, idet den eftehaanden synker længere ned i Ovnens, Kul; det dannede kulholdige Jærn smelter og

samler sig i den nederste Del af Ovnen (Stellet); Tilslaget danner en letsmelteleg Slagge, der beskytter Jærnet mod at iltes af Blæseluften. Det udsmelte Jærn støbes i Former af Jærn eller Sand.

Raajærn indeholder, foruden lidt Mangan, Silicium og Fosfor, 2,3—4 Procent Kulstof. Man skelner mellem *hvidt Raajærn* og *graat Raajærn* (Støbejærn). Den hvide Raajærn indeholder Kulstof kemisk bundet til Jærn som Karbid, Fe_3C , er haardt og har Vf. 7,6 og Smeltepunkt ca. 1050° ; det anvendes til Fremstilling af kulstoffattige Jærnsorter, s. k. *smedeligt Jærn*. Graat Raajærn har Vf. 7,1 og Smeltepunkt 1200° ; det er blødere og anvendes til Støbning.

Smedeligt Jærn (Staal og *Smedejærn*) er mindre kulholdigt end Raajærn og fremstilles, idet man befrier det sidstnævnte for en Del af dets Kul. Staal indeholder 0,6—1,8 Procent Kul, har Vægtfylden 7,7 og smelter ved 1400° ; det kan svejses og *hærdes* ved Ophedning og pludselig Afkøling; ved Ophedning og langsom Afkøling mister det hæredede Staal igen noget af sin Haardhed. Det bliver vanskeligere magnetisk end Smedejærn, men bevarer Magnetismen. Alt Staal kan smeltes og støbes. *Smedejærn* indeholder 0,1—0,6 Procent Kulstof, har Vf. 7,8 og bliver let magnetisk, men taber Magnetismen, naar det magnetiserende Legeme fjernes.

Saa vel Staal som Smedejærn fremstilles 1) ved *Friskning*, idet Raajærnet nedsmeltes blandet med Trækul og Slagger i aabne Esser under Tilblæsning af Luft, 2) ved *Puddling*, hvor Raajærnet ophedes med Stenkul i Flammeovne under Omrøring; 3) ved *Bessemerprocessen*, hvorved Raajærnet bringes ind i store, pæreformede Beholdere (Konvertorer) af Smedejærn, udforede med ildfaste Sandsten; gennem Aabninger i Konvertorens Bund blæses Luft ind i den smelte Masse, hvorved Silicium og Mangan og derefter Kulstof iltes; er der paa denne Maade tilvejebragt Smedejærn, kan dette omdannes til Staal ved Tilsætning af en passende Mængde hvidt Raajærn. Saafremt Konvertoren udføres med brændt Dolomit (S. 213), og der bringes brændt Kalk deri, kan ogsaa fosforholdigt Raajærn oparbejdes deri; der dannes da Fosforsyre, der forener sig med Kalken til et stærkt basisk Fosfat, som udgør Hovedbestanddelen af den ved denne Proces (*Thomasprocessen*) dannede Slagge (*Thomaslagge*), der spiller en stor Rolle som Gødningsmiddel og i Gennemsnit indeholder 17 Procent P_2O_5 ; men som, naar Kalken tilsættes i to Sæt, saaledes at Fosforsyren samler sig i den første Slagge, kan bringes til at indeholde 30 Procent P_2O_5 . Ved *Martinpro-*

cessen nedsmeltes Raajærnet i Flammeovn under Tilsætning af Affald af smedeligt Jærn. *Cementstaal* faas ved at gløde Smedejærn nedpakket i Kulpulver i lukkede Kasser af ildfast Ler. Det ved Friskning og Puddling fremstillede Staal og Smedejærn kaldes *Svejsstaal* og *Svejsjærn*, det efter Bessemer- og Thomasprocessen, *Flussstaal* og *Flussjærn*. *Støbestaal* faas ved Omsmeltning af Staal i Digler.

Kemisk rent Jærn faas ved Glødning af Jærnilte (Ferrioxyd) i Brint: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 = 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$.

Egenskaber: Kemisk rent Jærn er næsten sølvhvidt og blødere end Smedejærn samt strækkeligt. Naar det er reduceret ved lav Temperatur, er det pyroforisk (S. 19). I kompakt Tilstand ilter det sig ikke i tør Luft, men rustet i fugtig Luft, idet der dannes Ferrihydroxyd (Rust); Jærn beskyttes mod Rust ved at overtrækkes med andre Metaller (f. Eks. Zink og Tin). Glødes Jærn stærkt i Luften, dannes Jærnmellemilte, Fe_3O_4 , eller ved længere Tids Glødning »Hammerskæl«, hvis Sammensætning er vekslende; ved Hvidglødhede brænder Jærn i Ilt til Jærnmellemilte, som ogsaa faas ved Glødning af Jærn i Vanddamp. Jærn angribes let af Syrer; med fortyndet Svovlsyre eller Saltsyre giver det Brint; dog paavirkes ganske rent Jærn næsten ikke. Koncentreret Salpetersyre gør Jærn »passivt«, \varnothing : det paavirkes efter Syrens Indvirkning ikke af almindelig Salpetersyre; berøres det derpaa, neddyppet i Syre, med Zink, hæves Passiviteten. Jærn forener sig direkte med de fleste Metalloider og danner Legeringer med flere Metaller (f. Eks. *Delta-Metal*, der indeholder Kobber, Zink og lidt Jærn).

Jærn optræder togyldigt, tregyldigt, firegyldigt og seksgyldigt; Forbindelserne af det togyldige Jærn (*Ferrofornbindelserne*) svare til Magniumgruppens Forbindelser, Forbindelserne af det tregyldige Jærn (*Ferriforbindelserne*) til Aluminiumforbindelserne; det seksgyldige Jærn svarer nærmest til Svovl i Svovlsyren.

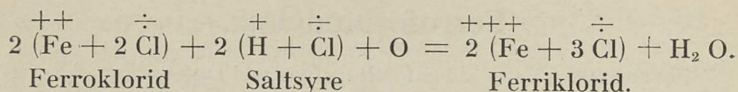
Ferroforbindelser.

Ferrooxyd, Fe O (Jærnforilte), faas ved Ophedning af Ferri-oxyd (Jærnilte) i tør Brint til 500° som et sort, pyroforisk Pulver eller ved Ophedning af Jærntraad i Kulsyre ($\text{Fe} + \text{C O}_2 = \text{Fe O} + \text{C O}$). Det gaar ved Forbrænding over til højere Iltet af Jærn.

Ferrohydroxyd, Fe (O H)_2 , faas ved Fældning af Ferrosalte med Kali- eller Natronlud som et hvidt Bundfald, der hurtigt skifter Farve, idet det ilter sig og derved bliver grønt, sortegrønt og tilsidst brunt, hvorved slutteligt dannes Ferrihydroxyd.

Ferrosulfid, Fe S (Jærnforsvovl), dannes ved direkte Forening af Jærn med Svovl ved høj Temperatur, idet Jærn under saadanne Forhold med Lethed forener sig med Svovl under Dannelse af letsmelteligt Svovljærn. Det er en metalglinsende, bronzebrun Masse, der med Syrer udvikler Svovlbrinte; indeholder det Overskud af Jærn, giver det med Syrer tillige fri Brint (S. 69). Vandholdigt Ferrosulfid dannes ved Fældning af Ferrosalte med Svovl-ammonium som et sort Bundfald, der let opløses i Syrer under Udvikling af Svovlbrinte og let ilter sig i Luften til Ferrosulfat, Fe S O_4 .

Ferrosaltene (Jærnforilttesaltene) ere i vandfri Tilstand hvide, i vandholdig Tilstand blaagrønne; de ilte sig, navnlig i Opløsning, let i Luften til basiske Ferrisalte og i sure Opløsninger til normale Ferrisalte; lettest sker Iltningen ved Tilsætning af Iltningsemidler, som f. Eks. Bromvand eller Salpetersyre. Naar et Ferrosalt i vandig Opløsning gaar over til Ferrisalt, omdannes den togyldige Ferro-ion til den tregyldige Ferri-ion; den Ilt, som er nødvendig for at overføre Ferrosaltet til Ferrisalt, tjener til at ilte Brintionerne i den tilsatte Syre til Vand; derved afgive disse Brintioner deres Ladning til Ferro-ionerne:



Ferrosaltene give med Ammoniumsulfid et sort Bundfald af vandholdigt Ferrosulfid (s. o.), der er letopløseligt selv i højst fortyndet Saltsyre (smlgn. Nikkelsulfid). Med Ferricyankalium give de et *blaat* Bundfald (Berlinerblaat, smlgn. Ferrisaltene).

Ferroklorid, Fe Cl_2 (Jærnforklor), faas ved Ophedning af Jærn i tør Klorbrinte som *farveløse* Krystalskæl, og vandholdigt, ved Opløsning af Jærn i Saltsyre som blaa-lige Krystaller med $4 \text{H}_2 \text{O}$, der let ilte sig i Luften.

Ferrosulfat, $\text{Fè S O}_4 + 7 \text{H}_2 \text{O}$ (svovlsurt Jærnforilte, *Jærnviatriol*), fremstilles ved Udludning af forvitret Svovlkis med Vand eller ved Opløsning af Overskud af Jærn i fortyndet Svovlsyre. Ved Afkøling af Opløsningen udkrystalliserer det i blaa-grønne, monokliniske Krystaller. Det iltes let i Luften, navnlig i sur Opløsning, og virker som et kraftigt Reduktionsmiddel, idet det f. Eks. reducerer Salpetersyre til Kvælstofilte og udskiller Guld af Guldopløsninger. Det mister ved Ophedning først 6 Mol. Vand, det 7de Molekul bortgaar først ved over 200° . Ferrosulfat anvendes som antiseptisk Middel og som Desinfektionsmiddel, til Blæk, Berlinerblaat, til Fremstilling af rygende Svovlsyre og til medicinsk Brug. Det danner, ligesom Magniumsulfat, Dobbeltalte med Kalium- og Ammoniumsulfat, der indeholde 6 Molekuler Vand og staa sig godt i Luften.

Ferrofosfat indeholdes i den naturligt forekommende, blaa *Vivianit*.

Ferrokarbonat, Fe C O_3 (kulsurt Jærnforilte), forekommer som *Jærnsapat*, der krystalliserer i Romboedre ligesom Kalkspat og Magnesit, og tæt, blandet med Ler

eller Kul, som Lerjærnsten og Kuljærnsten; det findes ogsaa opløst i kulsyreholdigt Vand. Ved Fældning af en ren Jærnvitriolopløsning med Natriumkarbonat faas et hvidt Bundfald af $\text{FeCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$, der hurtigt ilter sig i Luften ligesom Ferrohydroxyd.

Ferrosilikater findes i mange Mineralier samt i grønt Flaskeglas.

Ferriforbindelser.

Ferrioxyd, Fe_2O_3 (Jærnilte, »Jærntveilte«), findes i Naturen som *Jærnglans* i metalglinsende, sortegraa Rømoedre og er isomorft med Al_2O_3 og Cr_2O_3 ; det findes ogsaa i rødbrune, krystallinske Masser som *Blodsten* (Hæmatit). Kunstigt fremstilles det ved Glødning af de tilsvarende Hydroxyder eller af ristet Jærnvitriol ($2\text{FeSO}_4 + \text{O} = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{SO}_3$); det af Jærnvitriol fremstillede Produkt gaar i Håndelen under Navnene *Kolkotar*, *Caput mortuum* (*Todtenkopf*) og *Engelsk Rødt*, og anvendes til Malerfarve og Polering. Jærnilte er et rødbrunt Pulver, der er saa meget desto vanskeligere opløseligt i Saltsyre, jo stærkere det har været glødet.

Ferrihydroxyd (Jærniltehydrat), $\text{Fe}(\text{OH})_3$ [eller $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$], faas ved Fældning af Ferrisalte i *Kulden* med Ammoniak som et fyldigt, rødbrunt Bundfald, der er letopløseligt i Syrer, men uopløseligt i Alkalier [der kendes ogsaa et i Vand opløseligt Hydrat (kolloid Opløsning)]. Ved Henstand i længere Tid *under Vand* afgiver $\text{Fe}(\text{OH})_3$ Vand: $4\text{Fe}(\text{OH})_3 \div 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}_2\text{O}_3, 3\text{H}_2\text{O}$, og faar da samme Sættning som *Rust* og som *Myremalm* og *Søalm*; tørres det i *Luften*, dannes $\text{Fe}_2\text{O}_3, 2\text{H}_2\text{O}$, medens det *ved 100°* giver Hydratet $\text{FeO}(\text{OH})$: ($\text{Fe}_2\text{O}_3\text{H}_2\text{O}$), der forekommer i Naturen som *Gøtit* og forholder sig som en Syre, idet Hydroxylbrinten kan er-

stattes af Metal; erstattes den saaledes af divalent Jærn, faas $\overset{\text{III}}{\text{Fe}}_2 \overset{\text{II}}{\text{O}}_2 \cdot \text{O}_2 \text{Fe}$ eller

Ferro-Ferrioxyd, $\text{Fe}_3 \text{O}_4$ (Jærnmellemilte), der forekommer i Naturen som *Magnetjærnsten*, krystalliseret ligesom Spinellerne (S. 219) i regulære Oktaedre. Dette Ilte kan fremstilles ved Forbrænding af Jærn i Ilt eller ved Glødning af Jærn i Vanddampe: $3 \text{Fe} + 4 \text{H}_2 \text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}_3 \text{O}_4 + 4 \text{H}_2$ (se S. 14).

Anvendes Massevirkningsloven (Side 57—60) paa denne Proces, idet Koncentrationerne for Fe , $\text{H}_2 \text{O}$, $\text{Fe}_3 \text{O}_4$ og H_2 henholdsvis betegnes med a, b, c og d, da er Ligevægtsbetingelsen

$$\frac{c \cdot d^4}{a^3 \cdot b^4} = k,$$

$$\text{hvoraf } \frac{d^4}{b^4} = \frac{k \cdot a^3}{c} \text{ eller } \frac{d}{b} = \sqrt[4]{\frac{k \cdot a^3}{c}}.$$

Da Fe og $\text{Fe}_3 \text{O}_4$ ere faste Stoffer, ere disse Koncentrationer a og c indlertid at regne for konstante, og Ligevægtsbetingelsen bliver derfor

$$\frac{d}{b} = K.$$

Forholdet mellem Koncentrationen af Brint og Vanddamp skal altsaa være konstant. Forsøg bekræfter dette Resultat.

Jærnmellemilte er ofte magnetisk og giver ved Opløsning i Syrer en Blanding af Ferro- og Ferrisalt; fældes dets saltsure Opløsning med Ammoniak, faas et sort, fyldigt Bundfald af et tilsvarende Hydroxyd, $\text{Fe}_3 \text{O}_4$, $\text{H}_2 \text{O}$.

Ferrisulfid, $\text{Fe}_2 \text{S}_3$, har kun ringe Betydning.

Magnetkis, $\text{Fe}_8 \text{S}_6$. ϱ : $\text{Fe}_2 \text{S}_3 \cdot 6 \text{Fe S}$, forekommer i Naturen som bronzebrune, magnetiske, tætte Masser; den kan krystallisere.

Ferrisaltene (Jærniltesaltene) ere i vandfri Tilstand oftest hvide, i vandholdig Tilstand gule eller brune. Det vandfri Klorid er dog sortegrønt. De ligne i mange af deres Egenskaber Aluminiumsaltene, men reduceres, i Modsætning til disse, let til Ferrosalte ved Indvirkning af Reduktionsmidler. Ferri-ionen har kun svagt basiske Egenskaber; derfor eksisterer der ingen Ferrisalte med meget svage Syrer, f. Eks. med Kulsyre. Ferrisaltene fremstilles af de tilsvarende Ferrosalte ved Tilsætning af et Iltningsmiddel (se S. 233) samt vedkommende Syre, der indeholdes i Saltet, f. Eks.: $2 \text{FeSO}_4 + \text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$, og gaa atter over til Ferrosalte, naar deres Opløsninger behandles med metallisk Jærn eller Zink: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe} = 3 \text{FeSO}_4$. Deres sure Opløsninger give med Svovlbrinte et Bundfald af frit Svovl, idet de samtidigt afilteres til Ferrosalte; med Svovlammonium give de normale Salte Ferrosulfid og frit Svovl. Med Ferricyankalium giver deres svagt sure Opløsninger intet blaat Bundfald, men antage en mørkere Farve; med Ferrocyankalium giver de Berlinerblaat og med Rhodankalium en *blodrød* Opløsning.

Ferriklorid, FeCl_3 (Jærnklorid, »Jærntveklor«), faas vandfrit ved Ophedning af Jærn i en tør Klorstrøm, hvorved det sublimerer i metalglinsende, sortegrønne Krystaller, der let flyde hen i Luften og ere opløselige i Vand, Vinaand og Æter. Vandholdigt faas Saltet ved Opløsning af Jærn i Saltsyre under Tilsætning af Salpetersyre eller ved Opløsning af Blodsten i Saltsyre, samt ved Tilledning af Klor til en Opløsning af Ferroklorid ($\text{FeCl}_2 + \text{Cl} = \text{FeCl}_3$). Ved Inddampning til Vf. 1,₆₇ stivner Vædsken til en gul, krystallinsk Masse af $\text{FeCl}_3 + 6 \text{H}_2\text{O}$, hvorimod den efter Inddampning til Sirupstykkelse og Tilsætning af lidt Saltsyre giver store, rombiske Tavler af $\text{FeCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$. Opløsninger af Ferriklorid kunne opløse store Mængder Ferrihydroxyd. Saavel disse Opløs-

ninger som selve Ferrikloridet anvendes i Medicinen. Ved Ophedning af det vandholdige Salt bortgaar Klorbrinte.

Ferrisulfat, $\text{Fe}_2 (\text{S O}_4)_3$ («svovlsur Jærntveilt»), faas ved Iltning af Jærnvitriol i Nærværelse af Svovlsyre, idet man sætter Jærnvitriol til en varm, fortyndet Blanding af Salpetersyre og Svovlsyre. Det faas efter Opløsningens Inddampning som en brungul, harpikslignende Masse, der er letopløselig i Vand. Analogt med Aluminiumsulfat giver det med Kalium- og Ammoniumsulfat Aluner, s. k. *Jærnaluner*, f. Eks. $\text{Fe}_2 (\text{S O}_4)_3, (\text{N H}_4)_2 \text{S O}_4 + 24 \text{H}_2 \text{O}$, der oftest ere ametystfarvede, men i ren Tilstand ere farveløse og krystallisere regulært.

Ferrifosfat faas som et næsten hvidt Bundfald ved Fældning af et Ferrisalt med Natriumfosfat og er ligesom Aluminiumfosfat uopløseligt i Vand og i Eddikesyre. S. k. pyrofosforsurt Jærnvand indeholder Natrium-Ferripyrofosfat.

Ferrisilikater findes i mange naturlige Silikater og i brunt Flaskeglas.

Forbindelser af firegyldigt Jærn, Jærndisulfid, Fe S_2 , findes i Naturen som *Svovlkis* (Pyrit) i messinggule, haarde, regulære Krystaller og dannes hyppigt ved Indvirkning af forraadnende, organiske Stoffer paa jærnholdigt Vand, der tillige indeholder Sulfater. Det er uopløseligt i fortyndet Saltsyre og Svovlsyre; ved Glødning i Brint afgiver det Svovl og giver Ferrosulfid Fe S ; ristes det under Luftens Adgang, giver det Svovlsyrling og anvendes derfor i Svovlsyrefabrikationen. Jærndisulfid forekommer ogsaa naturligt som *Straalkis* i rombiske Krystaller, der forvitte lettere end Svovlkis og derfor, naar de findes indsprængte i Stenkul, kunne fremkalde disses Selvantændelse (S. 19).

Forbindelser af seksgyldigt Jærn. Jærn kan overfor Ilt være seksgyldigt ligesom Svovl og danne en til Svovlsyre svarende Syre, *Jærnsyre*, $H_2 Fe O_4$, der dog ikke kendes i fri Tilstand, men hvis Kaliumsulfat, $K_2 Fe O_4$, dannes, naar man med Støbejærn som Anode leder en elektrisk Strøm gennem Kalilud, eller naar Ferrihydroxyd bringes i stærk Kalilud, og der tilledes Klor; Saltet udskilles ved Tilsætning af Kaliumhydroxyd til Opløsningen som et mørkerødt Pulver, der sønderdeles af Vand, idet der udskilles Ferrihydroxyd. Bariumsaltet, $Ba Fe O_4$, er mørkerødt, uopløseligt i Vand og bestandigere end Kaliumsaltet; det faas af sidstnævnte Salt ved Fældning med Bariumklorid.

Mangan.

Mn = 55.

Forekomst: Mangan ledsager ofte Jærn i Naturen, men forekommer væsentligst som *Brunsten* (Pyrolusit) $Mn O_2$, *Braunit*, $Mn_2 O_3$, *Manganit*, $Mn_2 O_3 H_2 O$, *Hausmannit*, $Mn_3 O_4$, og sjældnere som *Manganspat*, $Mn C O_3$.

Fremstilling: Det fremstilles ved Reduktion af dets Iltter med Kul ved stærk Hvidglødhede, ved Reduktion af vandfrit Manganoklorid med metallisk Magnium: $Mn Cl_2 + Mg = Mg Cl_2 + Mn$ eller bedst efter den Goldschmidt-ske Metode ved Reduktion af Brunsten med Aluminiumpulver: $3 Mn O_2 + 4 Al = 3 Mn + 2 Al_2 O_3$.

Egenskaber: Mangan er et graalighvidt, meget tungt-smelteligt Metal af Vf. 7,₂; det er meget haardt og sprødt og kan ridse Glas. I fugtig Luft ilter det sig ofte hurtigt, sønderdeler varmt Vand under Brintudvikling og opløses let i alle Syrer. En af dets Legeringer, Ferromangan, indeholder 80—90 Proc. Mangan.

Mangan optræder, som tidligere omtalt, *togyldigt*, *tregyldigt*, *fregyldigt*, *seksgyldigt* og *syvgyldigt*. Som *togyldigt* danner det Forbindelser, *Manganoforbindelser*, der svare til Magnium- og Ferroforbindelserne, som *tregyldigt* danner det temmelig ubeständige Forbindelser, *Manganiforbindelserne*, som *fregyldigt*

optræder det i *Mangandioxyd*, MnO_2 (svarende til Fe i Jærndisulfid, FeS_2), som *seksgyldigt* i *Mangansyre*, H_2MnO_4 , der svarer til Jærnsyren og Svovlsyren, H_2SO_4 , og som *syvgyldigt* i *Manganoversyre*, $HMnO_4$, der svarer til Kloroversyre, $HClO_4$.

Manganoforbindelser.

II
(Mn).

Manganooxyd, MnO (Manganforilte), dannes ved Ophedning af Mangankarbonat eller højere Manganilter i Brint og er grønt; det ilter sig let i Luften til højere Manganilter.

Manganohydroxyd, $Mn(OH)_2$, faas ved Fældning af et Manganosalt med Natron som et hvidt Bundfald, der hurtigt ilter sig i Luften og bliver brunt.

Manganosulfid, MnS , findes sjældent i Naturen og faas ved Fældning af et Manganosalt med Svovlammonium som et blegrødt Bundfald, der er letopløseligt i Syrer, ogsaa i Eddikesyre. Det kendes desuden i en grøn Modifikation.

Denne kan faas, naar man fælder en c. 10 pCt.s Manganokloridopløsning med Ammoniumsulfid [$(NH_4)_2S$] og derpaa tilsætter lidt rødt Ammoniumsulfidopløsning og opvarmer. Omdannelsen begynder straks og bliver ved Henstand fuldstændig.

I Naturen findes det som Manganblende i jærnsorte Tærninger.

Manganosaltene (Manganforiltesaltene) ere i krystallinsk Tilstand svagt rosenrøde, i amorf Tilstand farveløse; i Opløselighed svare de til Magniumsaltene. De normale Salte reagere neutralt. Deres Opløsninger have en ++ blegrød Farve (hidrørende fra Manganionerne Mn).

Manganoklorid, Mn Cl_2 (Manganforklor), fremstilles ved Ophedning af Manganets Ilt med Saltsyre, hvorved for de højere Ilters Vedkommende udvikles Klor. Af Opløsningen udkrystalliserer Saltet med 4 Mol. Vand i rosenrøde Krystaller, der let flyde hen, og som ved Ophedning give det vandfri Salt som en rosenrød, krystallinsk Masse.

Manganosulfat, Mn S O_4 , faas ved Ophedning af Brunsten med Svovlsyre til Rødglødhede, hvorved udvikles Ilt (S. 17); det udkrystalliserer af sin Opløsning under 6° med 7 Mol. Vand ligesom Magniumsulfat, men ved almindelig Temperatur med 5 Mol. Vand (triklinisk og isomorft med Kobbervitriol). Ved 100° mister det alt Vand paa 1 Mol. nær, der først gaar bort ved henimod 300° . Det vandholdige Salt er svagt rosenrødt og danner med Ammoniumsulfat Dobbelt saltet $\text{Mn S O}_4, (\text{N H}_4)_2 \text{S O}_4 + 6 \text{H}_2 \text{O}$. Det vandfri Salt taaler Glødhede.

Manganonitrat, $\text{Mn}(\text{N O}_3)_2$, faas ved Opløsning af Manganokarbonat i Salpetersyre.

Manganokarbonat, Mn C O_3 (kulsurt Manganforilte), findes i Naturen som Manganspat, der er isomorft med Kalkspat og Jærnspat. Vandholdigt faas det ved Fældning af Manganosalte med Ammoniumkarbonat som et hvidt Pulver. Ved Fældning med Natriumkarbonat give Manganosalte basisk Manganokarbonat. Ved Ophedning under Luftens Adgang omdannes det til $\text{Mn}_3 \text{O}_4$, medens det ved Ophedning i Brint giver Mn O , og i Ilt $\text{Mn}_2 \text{O}_3$.

Manganiforbindelser.

III
(Mn).

Manganioxyd, $\text{Mn}_2 \text{O}_3$ (»Mangantveilt«), findes i Naturen som Braunit i mørkebrune Krystaller og dannes ved Ophedning af de andre Manganiltter eller Mangankarbo-

nat i *Ilt* som et sort Pulver. Ved Behandling med fortyndet Svovlsyre eller Salpetersyre spaltes det i Manganoverilte (Mangandioxyd) og Manganforilte: $Mn_2 O_3 = Mn O_2 + Mn O$.

III

Manganihydroxyd, $Mn_2 O_3$, $H_2 O$ eller $Mn O \cdot O H$, forekommer i Naturen som *Manganit* i jærnsorte, rombiske Krystaller.

Manganisaltene ere oftest meget ubestandige og sønderdeles allerede af Vand, idet der udskilles Manganihydroxyd. Mangani-ionerne have nemlig særdeles svagt basiske Egenskaber.

Mangano-Manganoxyd, $Mn_3 O_4$, ϱ : $Mn O \cdot Mn_2 O_3$ (Manganmellemilte), findes i Naturen som *Hausmannit* og dannes ved Glødning af de andre Manganilte eller Manganokarbonat under Luftens Adgang som et kanelbrunt Pulver, der af fortyndet Svovlsyre eller Salpetersyre sønderdeles i Manganoverilte (Mangandioxyd) og Manganforilte: $Mn_3 O_4 = Mn O_2 + 2 Mn O$.

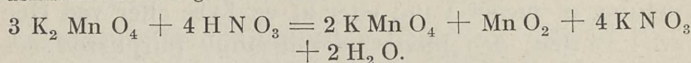
Forbindelser af firegyldigt Mangan. Mangandioxyd, $Mn O_2$ (Manganoverilte), findes i Naturen saavel i haarde, mørke, rombiske Krystaller, som i straaalede Masser (Pyrolusit, *Brunsten*). Det kan fremstilles ved Ophedning af Manganonitrat til 200° og faas da som et sort Pulver. Ved Ophedning i *Ilt* giver det $Mn_2 O_3$, i Luft $Mn_3 O_4$ og i Brint $Mn O$; ophedes det med Svovlsyre giver det først Mangani- og senere Manganosulfat (s. o.), medens det med Saltsyre først giver $Mn Cl_3$ og senere $Mn Cl_2$ under Klorudvikling. Det anvendes i det store til Fremstilling af Klor og af alle Manganforbindelser, endvidere til galvaniske Elementer m. m. Tilsvarende Hydroxyder dannes bl. a. ved Sønderdeling af Manganilte eller Manganmellemilte med fortyndet Salpetersyre, hvorved dannes Manganonitrat og uopløst Manganoverilte.

Mangandisulfid, $Mn S_2$, findes i Naturen som *Hauerit* og krystalliserer i Oktaedre. Det er isomorft med Svovlkis, $Fe S_2$.

Forbindelser af seksgyldigt Mangan. **Mangansyre**, $H_2 Mn O_4$, har mindre Betydning. Dets Kaliumsalt, **Kaliummanganat**, $K_2 Mn O_4$, faas ved Smeltning af Manganoverilte med Kaliumhydroxyd eller -karbonat og Salpeter; der dannes herved en grøn Masse, der kan opløses i lidt Vand uden Sønderdeling; denne Opløsning giver ved Inddampning under Luftpumpen grønne Krystaller af Kaliummanganat, der ere isomorfe med Kaliumsulfat og Kaliumkromat. Opløsningen af dette Salt sønderdeles ved Tilsætning af meget Vand eller af en Syre eller ved Henstand i Luften; den bliver herved smuk purpurrod, idet der under Udskillelse af Manganoverilte dannes Kaliumpermanganat (manganoversurt Kali (s. n.)). Paa Grund af denne Farveforandring kaldte man tidligere Kaliummanganat *mineralsk Kamæleon*.

Forbindelser af syvgyldigt Mangan. **Manganoversyre**, $H Mn O_4$, er uopløselig i Vand med intensiv violet Farve; dens Kaliumsalt er **Kaliumpermanganat**, $K Mn O_4$ (manganoversurt Kali), der fremstilles ved at lede Klor til en Opløsning af Kaliummanganat: $K_2 Mn O_4 + Cl = K Mn O_4 + K Cl$; af den røde Opløsning udskiller Saltet sig før Klorkalium, da det er tungere opløseligt; det danner smukke, sorte metalglinsende Krystaller, der opløses i Vand med intensiv purpurviolet Farve. Opløsningen virker som et meget kraftigt Iltningsmiddel, idet den afgiver sin Ilt til let iltelige Stoffer og derved reduceres i alkalisk Vædske til Manganoverilte, i sur Vædske til Manganosalte; saaledes ilter den Ferrosalte til Ferrisalte, Svovlsyring til Svovlsyre, Oxalsyre til Kulsyre. Dette Forhold finder Anvendelse i den kvantitative Analyse. Af samme Grund er Kaliumpermanganat et godt Desinfektionsmiddel.

En Sammenligning mellem Mangansyre, H_2MnO_4 , og Mangano-versyre, HMnO_4 , viser, at begge indeholde den negative Ion MnO_4 , men denne er i Mangansyre togyldig, medens den i Mangano-versyren kun er eengyldig; derved er disse Ioners Egenskaber forskellige; den eengyldige Ion MnO_4 er intensiv rød og svarer i sine Forhold til Kloroversyrens Ion, ClO_4 , medens den togyldige Ion MnO_4 er intensiv grøn og svarer til den togyldige Ion SO_4 i Svovlsyre. Den togyldige Ion MnO_4 er kun bestandig i alkalisk Vædske, medens den ved Indvirkning af Vand eller Syrer forvandles til den engyldige Ion MnO_4 under Udskillelse af Manganoverilte:



Som det ses af Ligningen, danne de fire Brintioner Vand, idet de berøve den ene Anion, MnO_4 , to Iltatomer, hvorved den reduceres til MnO_2 ; til Neutralisation af de fire positive elektriske Ladninger, som de fire Brintioner besidde, kræves fire negative Ladninger, af disse stamme de to fra den til MnO_2 reducerede Anion MnO_4 , medens de to andre stamme fra de to togyldige Anioner, MnO_4 , som derved blive engyldige.

Krom.

Cr = 52,1.

Forekomst: Krom forekommer aldrig gedigent; det er ikke meget udbredt og findes hyppigst som *Kromjærnsten*, FeO , Cr_2O_3 .

Fremstilling: Metallet faas ved Reduktion af Kromilte, Cr_2O_3 , med Kul i den elektriske Ovn eller med Aluminiumpulver efter *Goldschmidt's* Metode (smlgn. Mangan). Det faas ogsaa ved Reduktion af Kloridet med Natrium eller Zink.

Egenskaber: Krom er et meget haardt og overordentligt tungtsmelteligt Metal; det er ikke magnetisk, ilter sig kun meget langsomt i Luften, selv ved Opvarmning, og opløses i Saltsyre og fortyndet Svovlsyre, men ikke i Salpetersyre (smlgn. Aluminium).

Krom optræder *togyldigt*, *tregyldigt* og *seksgyldigt* og danner Forbindelser, der svare til de Forbindelser, i hvilke Jærnet optræder med tilsvarende Gyldighed.

Kromoforbindelserne, der svare til Ferroforbindelserne, ere i Regelen meget ubestandige og iltes let til Kromiforbindelser.

Kromiforbindelser.

III

(af Cr).

Kromioxyd, Cr_2O_3 (Kromilte), er et grønt Pulver, der faas ved Ophedning af det tilsvarende Hydroxyd eller ved Ophedning af Ammoniumbikromat ($[\text{NH}_4]_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$). Krystallinsk faas det ved at lede Dampe af Kromoxyklorid, CrO_2Cl_2 , gennem et glødende Rør eller ved Glødning af en Blanding af Kaliumdikromat og Natriumklorid. Det anvendes til Malerfarve og er i glødet Tilstand næsten uopløseligt i Syrer.

Kromihydroxyd, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ (Kromiltehydrat), faas ved Fældning af et opløseligt Kromisalt med Ammoniak som et graagrønt Bundfald, der er opløseligt i kold Natron, men atter udskilles ved Kogning af Opløsningen. Det opløses i Syrer, idet der dannes *Kromisalte*. Disse krystalliserer med violet Farve og opløses i koldt Vand med violet Farve; men ved Opvarmning bliver Opløsningen grøn og forholder sig i analytisk Henseende forskelligt fra de violette Opløsninger; saaledes lader i den grønne Opløsning af Sulfatet ikke al Svovlsyre sig fælde i Kulden af Klorbarium. Ved Henstand blive de grønne Opløsninger igen violette.

Kromiklorid, Cr Cl_3 (Kromtveklor), faas vandfrit paa tilsvarende Maade som Aluminiumklorid ($\text{Cr}_2 \text{O}_3 + 3 \text{C} + 6 \text{Cl} = 2 \text{Cr Cl}_3 + 3 \text{CO}$) og danner smukke, violette, glinsende Krystaller, der i ren Tilstand ere uopløselige i Vand, og som ved Ophedning i Brint give hvidt Kromoklorid, Cr Cl_2 , hvis vandige Opløsning er blaa.

Kromisulfat, $\text{Cr}_2 (\text{SO}_4)_3$, danner med Kaliumsulfat s. k. *Kromalun*, $\text{Cr}_2 (\text{SO}_4)_3, \text{K}_2 \text{SO}_4 + 24 \text{H}_2 \text{O}$, der ligesom Alun og Jernalun krystalliserer regulært og danner mørkviolette, næsten sorte Oktaedre. Kromalun faas ved Behandling af Kaliumdikromat med Svovlsyre, idet man tilsætter Vinaand som Reduktionsmiddel ($\text{K}_2 \text{Cr}_2 \text{O}_7 + 4 \text{H}_2 \text{SO}_4 = \text{Cr}_2 (\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2 \text{SO}_4 + 4 \text{H}_2 \text{O} + 3 \text{O}$).

Kromiforbindelserne farve Boraksperlen grøn og give ved Smeltning med Soda og Salpeter en gul Masse.

Forbindelser af seksgyldigt Krom.

Krom danner ligesom Mangan og Jærn en Syre, der svarer til Svovlsyre, og som danner en Række veludprægede Salte.

Udgangspunktet for Fremstillingen af disse Forbindelser er *Kromjærnsten*, $\text{Fe O}, \text{Cr}_2 \text{O}_3$, der findes i Naturen. Dette Mineral smeltes med Soda og Kalk i Flammeovne, hvorved Luftens Ilt virker iltende, og der dannes Jærnilte, kulsur Kalk og Natriumkromat; dette Salt udludes af den smeltende Masse med Vand; Opløsningen behandles med Svovlsyre, hvorved den bliver rød, og ved Inddampning giver den da røde Krystaller af *Natriumdikromat*, $\text{Na}_2 \text{Cr}_2 \text{O}_7 + 2 \text{H}_2 \text{O}$, som ved Dobbeltdekomposition med Kaliumklorid giver Natriumklorid og *Kaliumdikromat*, $\text{K}_2 \text{Cr}_2 \text{O}_7$. Med dette Salt som Udgangspunkt fremstilles de øvrige Forbindelser; behandles det med stærk Svovlsyre, faas *Kromsyreanhydrid*, Cr O_3 , der danner smukke,

røde, letopløselige Naale, er et meget kraftigt Iltningsmiddel og let reduceres til Kromilte af Svovlbrinte, Svovlsyring eller Klorbrinte, saavel som af organiske Stoffer; Svovlbrinte og Klorbrinte give derved samtidigt henholdsvis Svovl og Klor, Svovlsyring bliver til Svovlsyre. Neutraliseres Kaliumdikromat med Potaske, faas *Kaliumkromat*, K_2CrO_4 , (kromsurt Kali), der er gult, letopløseligt og isomorft med Kaliumsulfat. Dette Kromat giver med de fleste tunge Metaller opløselige Salte gule, røde eller rødbrune Bundfald af tilsvarende Kromater, f. Eks. *Blykromat* (Kromgult), basisk *Blykromat* (Kromrødt), *Sølvkromat* (rødbrunt), *Bariumkromat* (gult) o. s. v. — *Kaliumdikromat*, $K_2Cr_2O_7$, svarer til Kaliumpyrosulfat, $K_2S_2O_7$, og danner store, røde Krystaller, der ere tungere opløselige i Vand end Kromatet. Sure Opløsninger af de kromsure Salte give med Svovlbrinte frit Svovl og et Kromisalt.

Til Magniumgruppens Metaller slutter Kobber sig i enkelte Henseender, navnlig danner det er opløseligt Sulfat, der krystalliserer med $5H_2O$, isomorft med Mangansulfat, og som danner et Dobbelsalt med Kaliumsulfat, der indeholder $6H_2O$. Da Kobber imidlertid i andre og væsentlige Henseender slutter sig til Kvægsølv og Sølv, henføres det sammen med disse Metaller til *Sølvgruppen*.

Beregningsopgaver:

- 1) Hvormegen Lerjord indeholdes i 100 Gram Alun?
- 2) Hvormeg et Zinkvitriol kan faas af 1 Kilogram Zink, og hvormegen Svovlsyre fordres hertil?
- 3) Hvormeg et Jærn kan faas af 100 Centner Magnetjærnsten?
- 4) Hvormeg et Jærnilte (Ferrioxyd) kan faas af 500 Gram Jærnvitriol?
- 5) Hvormeg et Ferriklorid ($FeCl_3 + 6H_2O$) kan faas af 280 Gram Jærn?
- 6) Hvormeg et Klor medgaar til at omdanne 200 Gram Fer-

roklorid ($\text{Fe Cl}_2 + 4 \text{H}_2 \text{O}$) til Ferriklorid, og hvormeget Brunsten og Saltsyre fordres til Fremstilling af denne Mængde Klor?

7) Hvormeget Jærnammoniumalun kan faas af 100 Gram Jærn?

8) Hvormeget Manganosulfat ($\text{Mn S O}_4 + 5 \text{H}_2 \text{O}$) kan faas af 100 Gram Manganoverilte?

9) Hvormeget Kromalun ($+ 24 \text{H}_2 \text{O}$) kan faas af 100 Gram Kaliumdikromat?

10) Hvormeget vandfrit Kromklorid (Cr Cl_3) kan faas af 500 Gram Kromilte (Kromioxyd)?

Sølvgruppen.

Kobber, Kvægsølv og Sølv, der høre til denne Gruppe, vise i flere Henseender indbyrdes afvigende Forhold; naar de henføres til samme Gruppe, da hidrører dette bl. a. fra den Omstændighed, at *Kobberets og Kvægsølvets laveste Klorider ere uopløselige i Vand ligesom Sølvklorid*; i disse Klorider optræde Kobber og Kvægsølv *engyldige*,

I I

Cu og Hg, ligesom Sølv; de nævnte Klorider have da Formlerne Cu Cl, Hg Cl og Ag Cl, og de tilsvarende Bromider og Jodider have tilsvarende Formler og ere ligeledes uopløselige. Kobber og Kvægsølv optræde ogsaa

II II

togyldige, Cu og Hg, og danne en Række dertil svarende Salte; det er disse Salte, der for Kobberets Vedkommende slutte sig til Magniumgruppen, medens Saltene af det togyldige Kvægsølv i de fleste Henseender indtage en Særstilling. De Forbindelser, i hvilke Kobber og Kvægsølv optræde engyldigt, kaldes Cupro- og Merkufoforbindelser og svare altsaa til Sølvforbindelserne; de Forbindelser, hvori de ligesom Magniumgruppens Metaller optræde togyldigt, kaldes Cupri- og Merkuriforbindelser. De tre til Sølvgruppen hørende Metaller forekomme i Modsætning til de tidligere omtalte Metaller jævnlige frit i Naturen; de

opløses ikke i fortyndet Svovlsyre eller Saltsyre og *have større Tilbøjelighed til at forene sig med Svovl end med Ilt.*

Kobber.

Cu = 63,6.

Forekomst: Kobber forekommer gedigent i Naturen, især i Amerika og Sibirien. De vigtigste, naturligt forekommende Kobbermalme ere: Rød Kobbermalm, Cu_2O , Kobberglans, Cu_2S , Kobberkis, Cu Fe S_2 , Broget Kobbermalm, $3\text{Cu}_2\text{S}$, Fe_2S_3 , samt Kobberlasur, 2Cu C O_3 , Cu (O H)_2 , og Malakit, Cu C O_3 , Cu (O H)_2 .

Fremstilling: Af sine Iltter og basiske Karbonater kan Kobber faas ved Reduktion med Kul. Det faas fortrinsvis af Svovlforbindelserne efter mere udviklede Metoder, der væsentligst bero paa, at Kobber lettere forener sig med Svovl end med Ilt, medens Jærn, der hyppigt ledsager Kobber, viser det omvendte Forhold, især i Nærværelse af Kiselsyre. I den nyere Tid udvindes Kobberet af mange Malme ved Elektrolyse eller ad den vaade Vej, idet man bringer det i Opløsning og derpaa udfælder det af denne med Jærn: $\text{Cu S O}_4 + \text{Fe} = \text{Fe S O}_4 + \text{Cu}$.

Kemisk rent Kobber faas ved Reduktion af ophedet Kobberilte med Brint eller ved galvanisk Udfældning af en Kobberopløsning.

Egenskaber: Kobber er et rødt Metal, der lader sig udvalse til tynde Blade (uægte Bladguld). Det krystalliserer regulært, har Vf. 8,9 og smelter ved 1050° . Kobber er smidigt og strækkeligt og leder næst Sølv Varme og Elektricitet bedst af alle Metaller; det holder sig godt i tør Luft, men overtrækkes i fugtig Luft med et grønt Lag af basisk Kobberkarbonat (*Er*) og ved Ophedning i Luften med et Lag Kobberilte (Kobberhammerskæl, yderst Cupri-, inderst Cuprooxyd). — Kobber er næsten uopløseligt i Saltsyre og i fortyndet Svovlsyre; i varm, konc. Svovl-

syre opløses det under Udvikling af Svovlsyrning og i fortyndet Salpetersyre under Udvikling af Kvælstofilte. Af vandige Opløsninger af Kobbersalte fældes Kobber ved Tilsætning af Jærn eller Zink. Kobber lader sig ikke støbe, da det trækker sig uregelmæssigt sammen ved Afkølingen; det danner derimod mange Legeringer, der let lade sig støbe; af disse ere følgende de vigtigste: *Messing*, der indeholder Kobber og Zink (30 Proc.), er gult, *Yellow-Metal* med 40 Proc. Zink er ligeledes gult og i Modsætning til Messing smidigt i Heden; *Tombak*, der ligeledes indeholder Kobber og Zink (højst 18 Proc.), er mere rødligt. Med Tin danner Kobber s. k. *Bronce*; af de forskellige Broncer mærkes: *Kanonmetal*, *Klokkemetal*, *Spejlmatal* og *antik Bronce*; ved Tilsætning af lidt Fosfortin faas *Fosforbronce*. — *Statuebronce* indeholder foruden Kobber og Tin tillige Zink og Bly; de danske Bronce-mønter indeholde: Kobber (95 D.), Tin (4 D.) og Zink (1 D.).

Cuproforbindelser.

I Cuproforbindelserne optræder Kobber enyldigt.

Cuprooxyd, Cu_2O (Kobberforilte), findes i Naturen som *Rød Kobbermalm* og fremstilles ved Reduktion af en alkalisk Kobberopløsning ved Hjælp af Druesukker. Det er et smukt, rødt Pulver, der er uopløseligt i Vand, og som ved Behandling med de fleste Iltsyrer spaltes, idet der dannes Cuprisalt og udskilles Kobber: $\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S O}_4 = \text{Cu S O}_4 + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$. Det tilsvarende Hydroxyd dannes ved Sønderdeling af Cuproklorid med Natronlud; det er gult, ilter sig let i Luften og afgiver let Vand.

Cuprosulfid, Cu_2S (Kobberforsvovl), findes i Naturen som *Kobberglans* og faas ved Forbrænding af Kobber i Svovldamp. Det er graasort.

Af *Cuprosaltene* ere Haloidsaltene de vigtigste; de ere oftest farveløse og give med *Ammoniakvand* farveløse *Opløsninger*, der hurtigt blive blaa i Luften, idet der dannes Cupriammoniakforbindelser.

Cuproklorid, Cu Cl (Kobberforklor), fremstilles ved at lede Svovlsyrling til en stærk Opløsning af Kobbervitriol og Natriumklorid eller ved at koge en Opløsning af Kobbervitriol og Kogsalt (eller en Opløsning af Cupriklorid) med Saltsyre og metallisk Kobber ($\text{Cu Cl}_2 + \text{Cu} = 2 \text{Cu Cl}$) og hælde den mørke Opløsning ned i Overskud af udkogt Vand; herved udskilles Cuproklorid som et hvidt Bundfald, der efter Udvaskning med Vand og til sidst med Iseddike kan tørres ved 100° . Det er uopløseligt i Vand, men opløseligt i konc. Saltsyre med mørk Farve. Den saltsure Opløsning absorberer let Kulilte, den ammoniakalske (s. o.) Acetylen.

Cuprojodid, Cu J (Kobberforjod), faas ved Fældning af et opløseligt Cuprisalt med Jodkalium, idet her ved frigøres Jod: $2 \text{Cu S O}_4 + 4 \text{K J} = 2 \text{K}_2 \text{S O}_4 + 2 \text{Cu J} + \text{J}_2$; det frigjorte Jod udrystes med Æther. Cuprojodid er et hvidt eller svagt brunligt Pulver.

Cupriforbindelser.

I Cupriforbindelserne optræder Kobber som togyldigt

II

Enkeltatom, Cu .

Cuprioxyd, Cu O (Kobberilte), findes sjældent i Naturen. Det fremstilles i Regelen ved Glødning af Nitratet, Karbonatet eller Hydroxydet, men kan ogsaa faas ved længere Tids Glødning af Kobber under Luftens Adgang. Kobberilte er et sort Pulver, der ved Glødning med Kul, organiske Stoffer eller i Brint afgiver sin Ilt til disse, idet

der dannes Kulsyre, Vand og metallisk Kobber, og som derfor finder Anvendelse i den organiske Elementær analyse.

Cuprihydroxyd, $\text{Cu}(\text{O H})_2$ (Kobberiltehydrat), faas ved Fældning af et opløseligt Cuprisalt med Natron som et blaat Bundfald, der ved Kogning med Vand bliver sortebrunt, idet det mister noget Vand, og som opløses i Ammoniak med smuk, blaa Farve; den ammoniakalske Opløsning opløser Cellestof.

Cuprisulfid, Cu S (»Kobbervesvovl«), findes sjældent i Naturen (Kobberindigo) og faas ved Fældning af Cuprisalte med Svovlbrinte som et brunsort Bundfald, der let ilter sig i Luften og let opløses i varm, fortyndet Salpetersyre. Ved Glødning uden Luftens Adgang giver det Cuprosulfid, $\text{Cu}_2 \text{S}$, idet det taber Svovl.

Af Kobberets Dobbelsulfider mærkes *Kobberkis*, Cu S , Fe S , der er messinggult, og *broget Kobbermalm*, $3 \text{Cu}_2 \text{S}$, $\text{Fe}_2 \text{S}_3$, der er rødlig og anløben med brogede Farver.

Cuprisaltene ere i vandfri Tilstand oftest *hvide* (Kloridet er gulbrunt), i vandholdig Tilstand *blaa* eller *grønne*. Deres vandige Opløsninger rødne Lakmus. De opløses i Ammoniak med *blaa* Farve under Dannelse af komplekse Kobberforbindelser (smlgn. S. 224—25), og deres svagt saltsure Opløsninger give med Ferrocyankalium et rødbrunt Bundfald.

Cupriklorid, Cu Cl_2 (Kobberveklor), faas ved Opløsning af Kobber i Kongevand eller Kobberilte i Saltsyre; Opløsningen er grøn og giver ved Inddampning *grønne* Krystaller med $2 \text{H}_2 \text{O}$, der ved Ophedning afgive Vandet og give *gulbrunt*, vandfrit Klorid. Det er opløseligt i Vand og Vinaand; den vinaandige Opløsning brænder med grøn Flamme. Den koncentrerede, vandige Opløs-

ning er grøn, den fortyndede blaa; dette forklares ved Spaltningen af Saltet i sine Ioner; thi alle Kobberopløsninger ere i tilstrækkelig fortyndet Opløsning blaa, uafhængig af, hvilken Syre Metallet er bundet til. Cuprionerne give altsaa Opløsningen en blaa Farve. Ved Til sætning af stærk Saltsyre farves den koncentrerede, vandige Opløsning gul, idet den elektrolytiske Dissociation trænges tilbage.

Cuprisulfat, $\text{Cu S O}_4 + 5 \text{ H}_2 \text{ O}$ (svovlsurt Kobberilte, *Kobbervitriol*), forekommer i Naturen, hvor det dannes ved Forvitring af Kobberkis, og fremstilles hyppigt ved Ristning af svovlholdige Kobbermalme og derpaa følgende Udludning med Vand. Det faas ogsaa ved Opløsning af Kobber i varm, konc. Svovlsyre eller i en Blanding af Svovlsyre og Salpetersyre. Af Opløsningen udkrystalliserer det efter Inddampning i blaa, triklineske Krystaller, der ved 100° afgive 4 Mol. Vand, medens det 5te Mol. først bortgaar ved 200° . Det vandfri Salt er hvidt, men bliver blaat i Berøring med Vand og benyttes derfor til at paa-vise Nærværelsen af Vand i andre Vædsker, f. Eks. i Vinaand. Kobbervitriol anvendes til Fremstilling af andre Kobberforbindelser, i Farveriet, Medicinen, i Galvanoplastikken, til Forkobring ad galvanisk Vej og som antiseptisk Middel, f. Eks. i fortyndet Opløsning til at befri Saa-hvede for Svampspor.

Ligesom Magniumgruppens Sulfater danner det med Kaliumgruppens Sulfater Dobbeltalte af Formlen Cu S O_4 ,

$\text{R}_2 \text{ S O}_4 + 6 \text{ H}_2 \text{ O}$. Opløses Kobbervitriol i Ammoniakvand og fældes den mørkeblaa Opløsning med Vinaand, faas den komplekse Forbindelse $\text{Cu S O}_4, 4 \text{ N H}_3, \text{ H}_2 \text{ O}$ som et mørkeblaat Krystalpulver (»svovlsurt Kobberilte-Ammoniak«); de 4 Mol. $\text{H}_2 \text{ O}$ i Kobbervitriol ere her erstattede af 4 Mol. N H_3 .

Cuprinitrat, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ (salpetersurt Kobberilte), fremstilles ved Opløsning af Kobber i fortyndet Salpetersyre; det krystalliserer med $6\text{H}_2\text{O}$ i blaa Krystaller og giver ved Glødning Kobberilte (Cuprioxyd).

Cupriarsenit, CuHAsO_3 (Scheeles Grønt), faas som et grønt Bundfald ved Fældning af et Kobbersalt med Kaliumarsenit og er meget giftigt.

Cuprikarbonat (kulsurt Kobberilte) kendes ikke som normalt Salt. Fældes et opløseligt Kobbersalt med Natriumkarbonat, faas et grønt Bundfald af Sammensætning CuCO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$; samme Sammensætning har ogsaa den naturligt forekommende *Malakit*; ogsaa *Er* har denne Sammensætning. Forbindelsen 2CuCO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$ findes i Naturen som det smukke Mineral *Kobberlasur*.

Kvægsølv.

$\text{Hg} = 200.$

Forekomst: Kvægsølv forekommer kun i ringe Mængde i metallisk Tilstand i Naturen; i større Mængde findes det som *Cinnober*, HgS , i Almaden, Idria, Mexiko, Kina o. a. St.

Fremstilling: Det fremstilles ved Ristning af Cinnober, hvorved Svovlet forbrænder til Svovlsyrning, medens Kvægsølv fordamper og opsamles i særegne Fortætningsapparater ($\text{HgS} + \text{O}_2 = \text{SO}_2 + \text{Hg}$) eller ved Ophedning af Cinnober med Jærn eller Kalk: $\text{HgS} + \text{Fe} = \text{FeS} + \text{Hg}$ eller $4\text{HgS} + 4\text{CaO} = 4\text{Hg} + \text{CaSO}_4 + 3\text{CaS}$. Kvægsølv gaar i Handelen paa Jærnflasker.

Egenskaber: Det paa ovennævnte Maade fremstillede Kvægsølv er ikke rent; dets Draaber ere ikke saa letbevægelige og runde som det rene Kvægsølvs. Det kan renses

mekanisk ved Filtrering gennem et Filter, i hvis Spids man har stukket fine Huller med en Naal. Kemisk renses det ved Rystning med fortyndet Salpetersyre eller Kromsyre, hvorved de fremmede Metaller opløses; sluttelig presses det gennem Læder (Gemsælæder) og destilleres i Vakuum.

Rent Kvægsølv er en næsten sølvhvid, metalglinsende Vædske af Vf. 13,6, der fryser ved -39° og krystalliserer regulært. Det koger ved 357° , men er allerede flygtigt langt under almindelig Temperatur.

Fældes Kvægsølv af sine Opløsninger ved Tilsætning af et Reduktionsmiddel, er det et graat, næsten sort Pulver; i lignende findelt Tilstand findes det i graa Kvægsølvsalve, der tilberedes ved Udrivning af Kvægsølv med Fedt. Kvægsølv iltes ikke ved almindelig Temperatur i Luften. Ophedes det henimod sit Kogepunkt, iltes det langsomt til rødt Kvægsølvilte. Kvægsølv er uopløseligt i Saltsyre og i fortyndet Svovlsyre; koncentreret Svovlsyre omdanner det til Sulfat, Salpetersyre til Nitrat (s. n.); i Kongevand opløses det, idet der dannes Merkuriklorid. Det forener sig direkte ved almindelig Temperatur med Svovl og med Halogenerne. Saavel Kvægsølv som dets Forbindelser, med Undtagelse af Svovlkvægsølv, ere meget giftige.

Med mange Metaller danner Kvægsølv *Amalgamer*. Kalium og Natrium forene sig i Kulden med Kvægsølv under stærk Varmeudvikling; Sølv og Guld amalgameres ligeledes let dermed, medens Platin og Aluminium samt Jærngruppens Metaller vanskeligt eller slet ikke amalgameres direkte. Kvægsølv anvendes til Udvinning af Guld og Sølv, til fysiske Instrumenter og til Fremstilling af Kvægsølvpræparater.

Ligesom Kobber danner Kvægsølv to Rækker Forbindelser, *Merkuro-* og *Merkuriforbindelser*; de første afledes

I
II
af Hg, de sidste af Hg.

Merkuroforbindelser.

Disse svare til Cuproforbindelserne, men dannes ogsaa af Kvægsølv og de fleste iltholdige Syrer (smlgn. Kobber S. 251).

Merkurooxyd, Hg_2O (Kvægsølvforilte) kendes næppe i ren Tilstand; fældes en Opløsning af et Merkurosalt med Natron, faas et sort Bundfald, der er en Blanding af Merkuero- og Merkurioxyd samt metallisk Kvægsølv, og i Luften forandrer Udseende, idet det iltes til Merkurioxyd (Kvægsølvilte).

Merkurosulfid, Hg_2S (Kvægsølvforsvovl), kendes ikke; fældes en Opløsning af et Merkurosalt med Svovlbrinte, faas en Blarding af Merkurisulfid, Hg S , og Kvægsølv.

Merkurosaltene ere i Regelen farveløse og uopløselige eller tungtopløselige i Vand; Merkuorklorid (Kvægsølvforklor) er uopløseligt, hvorfor de uopløselige Merkursalte fældes af Saltsyre; Bundfaldet farves *sort* af Ammoniak. Nitratet er opløseligt under delvis Sønderdeling; de opløselige Salte give ved Indvirkning af Reduktionsmidler metallisk Kvægsølv.

Merkuroklorid, Hg Cl (Kvægsølvforklor, *Kalomel*), fremstilles ved Fældning af et Merkurosalt med Saltsyre eller ved Sublimation, idet man enten opheder en Blanding af Merkuriklorid og Kvægsølv ($\text{Hg Cl}_2 + \text{Hg} = 2 \text{Hg Cl}$) eller en Blanding af Merkurosulfat og Klor-natrium ($\text{Hg}_2\text{S O}_4 + 2 \text{Na Cl} = 2 \text{Hg Cl} + \text{Na}_2\text{S O}_4$). Det er et hvidt, i Vand, Vinaand og fortyndede Syrer uopløseligt Pulver; særligt, naar det er fremstillet ved Sublimation, maa det udvaskes meget omhyggeligt med Vand for at fjerne ethvert Spor af det opløselige og meget giftige

Merkuriklorid (Sublimat), der kan indeholdes deri. Det kan spaltes ved Kogning med stærk Saltsyre i Kvægsølv og Merkuriklorid; samme Spaltning foregaar, naar det fordamper (henimod Glødhede). Varm Salpetersyre opløser det til Merkurinitrat og Merkuriklorid. Ammoniak farver det sort (Kalomel af *καλός*, smuk, *μέλας*, sort), idet der dannes en Blanding af Kvægsølv og *hvidt Præcipitat*, $\text{Hg (N H}_2\text{) Cl}$.

Merkurojodid, Hg J , fremstilles ved Sammenrivning af Kvægsølv og Jod ($\text{Hg}_2 + \text{J}_2 = 2 \text{Hg J}$) eller ved Fældning af Merkuronitrat med Underskud af Jodkalium. Det er, fremstillet paa denne Maade, et grøngult, uopløseligt Pulver og indeholder Spor af metallisk Kvægsølv; i ren Tilstand er det gult og fremstilles saaledes ved at opvarme Jod med en Merkuronitratopløsning, hvorved: $2 \text{Hg N O}_3 + \text{J} = \text{Hg (N O}_3\text{)}_2 + \text{Hg J}$. Efter Filtration og Afkøling i Mørke udkrystalliserer Forbindelsen.

Merkurosulfat, $\text{Hg}_2 \text{S O}_4$ (svovlsurt Kvægsølvforilte), faas ved Fældning af Merkuronitrat med fortyndet Svovlsyre og er hvidt, krystallinsk og tungtopløseligt.

Merkuronitrat, $\text{Hg (N O}_3\text{) + H}_2 \text{O}$ (salpetersurt Kvægsølvforilte), dannes ved Henstand af Kvægsølv med kold, fortyndet Salpetersyre i flere Dage og udskilles da som hvide Krysaller, der ere opløselige i salpetersyreholdigt Vand, men sønderdeles af rent Vand, idet der dannes *gult*, basisk Salt, $\text{Hg}_2 (\text{O H) N O}_3$, og fri Salpetersyre.

Naar Merkuronitrat opbevares som Opløsning, filsættes lidt Kvægsølv for at hindre det i at gaa over til Merkurinitrat: $\text{Hg (N O}_3\text{)}_2 + \text{Hg} = 2 \text{Hg (N O}_3\text{)}$.

Merkuriforbindelser.

Merkurioxyd, Hg O (Kvægsølvilte), dannes efterhaanden, naar Kvægsølv i længere Tid opvarmes til ca. 300° i Luften, men fremstilles ved Opløsning af Kvægsølv i Salpetersyre, Inddampning af Opløsningen til Tørhed, Sammenrivning af Resten med Kvægsølv og Ophedning af Blandingen til al Salpetersyre er uddrevet. Det paa denne Maade fremstillede Kvægsølvilte er *rødt*. Heldes en Opløsning af Merkuriklorid i Overskud af kold Natronlud, faas det som et *gult* Bundfald, som ved Ophedning i tør Tilstand atter bliver rødt; ved endnu stærkere Ophedning spaltes Kvægsølvilte i Kvægsølv og Ilt. . Noget Hydroxyd af Kvægsølv kendes ikke; udrøres Kvægsølvilte med Vand, virker Blandingen ofte som en stærk Base.

Merkurisulfid, Hg S (Kvægsølvsvovl), findes i Naturen som *Cinnober* i rødbrune, romboedriske Krystaller. Det kan fremstilles ved Sammenrivning af Kvægsølv med Svovl og Sublimation af det derved dannede sorte Pulver uden Luftens Adgang; Produktet er brunrødt, krystallinsk og giver et *rødt* Pulver. *Sort* Merkurisulfid faas ved Fældning af et Merkurisalt med Svovlbrinte, hvorved først fældes et hvidt, svovlbasisk Salt, der ved videre Indvirkning af Svovlbrinten bliver sort. Merkurisulfid er uopløseligt i varm, fortyndet Salpetersyre, men opløseligt i Kongevand under Dannelse af Merkuriklorid. Det fældede Svovlkvægsølv er opløseligt i Svovlnatrium. Ved længere Tids Indvirkning af Sollys gaar Cinnober over til sort Kvægsølvulfid.

Merkurisaltene ere i Regelen farveløse (Jodidet er rødt) og rødne Lakmus. Deres Opløsninger *fældes ikke af Saltsyre* (smlgn. Merkurosaltene) og give med Ammoniak et *hvidt* Bundfald.

Merkuriklorid, Hg Cl_2 (Kvægsølvklorid, *Sublimat*), kan faas ved Opløsning af Kvægsølv i Kongevand eller af Kvægsølvite i Saltsyre. I det store fremstilles det ved *Sublimation* af en Blanding af Merkurisulfat og Kogsalt ($\text{Hg S O}_4 + 2 \text{Na Cl} = \text{Hg Cl}_2 + \text{Na}_2 \text{S O}_4$). Det krystalliserer i lange, hvide rombiske Prismer og er opløseligt i Vand, Vinaand og Æther. Ved Indvirkning af reducerende Stoffer, f. Eks. S O_2 og Sn Cl_2 , giver det Merkuroklorid og tilsidst metallisk Kvægsølv. Merkuriklorid er meget giftigt og forhindrer Forraadnelse af organiske Stoffer; det danner med Æggehvite uopløselige Forbindelser, hvorfor Æggehvite anvendes som Modgift ved Kvægsølvforgiftning.

Med Ammoniak giver det et hvidt Bundfald af *Mercuriamidklorid*, $\text{Hg (N H}_2\text{) Cl}$, »hvidt Præcipitat« (S. 257). I fortyndet Opløsning anvendes Sublimat som et fortrinligt Antiseptikum.

Merkuriklorid er i vandig Opløsning kun meget svagt dissocieret, hvorfor det i flere Henseender viser mærkelige Reaktioner. Det er en meget bestandig Forbindelse, der hverken sønderdeles af Svovlsyre eller af Salpetersyre.

Merkurijodid, Hg J_2 (Kvægsølvjodid), kan faas ved Sammenrivning af Kvægsølv med Jod i Forholdet $\text{Hg} : \text{J}_2$; det fremstilles oftest ved Fældning af en Sublimatopløsning med Jodkalium og faas da som et smukt, skarlagenerødt Bundfald, der er opløseligt baade i Sublimatopløsning og i Jodkalium. Ved Ophedning til ca. 150° bliver det gult og sublimerer ved højere Temperatur i gule Krystaller, der ved Gnidning med en Glasstang blive røde; det er i meget ringe Gråd opløseligt i Vand, men lettere opløseligt i Vinaand.

Merkurisulfat, Hg S O_4 , faas ved Opvarmning af Kvægsølv med koncentreret Svovlsyre og er en hvid Masse, der sønderdeles af Vand i fri Svovlsyre og gult, basisk Merkurisulfat, Turpethum minerale).

Merkurinitrat, $\text{Hg}(\text{N O}_3)_2$ (salpetersurt Kvægsølville), faas ved Opløsning af Kvægsølville i Salpetersyre; afdampes Opløsningen, faas Krystaller med $\frac{1}{2}$ Mol. Vand.

Sølv.

Ag = 107,93.

Forekomst: Sølv forekommer ofte gedigent i Naturen (f. Eks. ved Kongsberg). Dog findes det særligt i bunden Tilstand; af dets Malme mærkes *Sølvglans*, Ag_2S , lys Rødgylden, Ag_3AsS_3 , mørk Rødgylden, Ag_3SbS_3 , og Fahlerts. Sølv findes ogsaa hyppigt i Blyglans og i svovlholdige Kobbermalme.

Fremstilling: Sølv udvindes af sine Malme efter forskellige Metoder; det er tidligere omtalt, hvorledes det vindes af sølvholdigt Bly ved »Afdrivning« (S. 207); ligefrem Afdrivning lønner sig ikke, naar Værkblyet indeholder meget smaa Mængder Sølv; man tilvejebringer da en sølvrigere Legering, idet man smelter Værkblyet og lader det langsomt afkøle; herved udkrystalliserer sølvfrit Bly, medens en sølvrigere Legering holder sig flydende. Af sølvholdige Malme kan sølvholdigt Bly tilvejebringes ved Sammensmeltning af Malmene med Bly, hvorefter Sølvet ogsaa heraf vindes ved Afdrivning. Ogsaa kunne svovlholdige Sølvmalme ristes med Kogsalt, hvorved dannes Klor sølv og Sølv-sulfat, der opløses i en stærk Kogsaltopløsning, hvorefter Sølvet udfældes af Opløsningen ved Hjælp af Kopper ($\text{Cu} + \text{Ag}_2\text{S O}_4 = \text{Ag}_2 + \text{Cu S O}_4$). Sølv kan ogsaa udvindes ved Amalgamering, idet de knuste Malme f. Eks. males med Kvægsølv i lukkede Jærnpander med en Jærnløber under Tilledning af Damp; Jærnet virker reducerende, og det frigjorte Sølv optages af Kvægsølv, der senere fjernes ved Destillation. Ogsaa andre Metoder anvendes.

Rent Sølv fremstilles ved Opløsning af Møntsølv i Salpetersyre og Fældning af Opløsningen med Saltsyre, hvorefter det fældede Sølvklorid reduceres ved Smeltning med Natriumkarbonat ($2\text{Ag Cl} + \text{Na}_2\text{C O}_3 = 2\text{Na Cl} + \text{C O}_2$

+ O + Ag₂), eller ved at udrøre Sølvkloridet i saltsyreholdigt Vand og lægge rent Zink i Blandingen ($2 \text{ Ag Cl} + \text{ Zn} = \text{ Zn Cl}_2 + \text{ Ag}_2$).

Egenskaber: Sølv er et hvidt, glinsende Metal af Vf. 10,₆; det smelter ved 945^o og krystalliserer regulært. Af alle Metaller er det den bedste Leder for Varme og Elektricitet. I smeltet Tilstand absorberer det Ilt, men afgiver atter denne under Sprøjtning, naar det størkner. Sølv kan destilleres ved meget høj Temperatur; det er i høj Grad smidigt og strækkeligt, ilter sig ikke ved almindelig Temperatur eller ved Ophedning i Luften, men forener sig iøvrigt let med andre Grundstoffer, dog ikke med Kvælstof og Kulstof. Det opløses let i Salpetersyre og omdannes af varm, koncentreret Svovlsyre til Sølvulfat under Udvikling af Svovlsyrlinganhidrid; af Saltsyre angribes det kun overfladisk, af fortyndet Svovlsyre slet ikke. Sølv anvendes til Mønter, Smykker og Brugsgenstande, men er da næsten altid legeret med Kobber, da det i ublandet Tilstand er for blødt; tidligere angav man Sølvholdigheden ved »Lødigheden«, ρ : hvor mange Lod Sølv der fandtes i 1 Mark = 16 Lod Sølv; nu angives den i Promille.

Forsølvning udføres næsten altid ad galvanisk Vej; Genstanden anbringes som negativ Pol i en Opløsning af Sølvklorid i Kaliumcyanid, meden den positive Pol bestaar af en Sølvplade.

En særlig Modifikation af Sølv er det saakaldte »kolloide Sølv«, som er opløseligt i Vand med mørk rød Farve; ved Til sætning af Salte eller Syrer udfældes det atter som findelt Sølv. Det kan bl. a. faas ved Ophedning af citronsurte Sølv i Brint til 100^o, men dannes ogsaa, naar den elektriske Lysbue brænder under Vand mellem to Søvelektroder.

Lignende kolloide Former kendes af mange andre Metaller.

Sølvforbindelserne.

Sølvoxyd, Ag_2O (Sølvilte), faas ved Fældning af Sølvnitrat med Natron som et graasort Bundfald; i Berøring med Vand virker det som en stærk Base, der fælder de fleste uopløselige Baser af deres Saltopløsninger. Ved Ophedning til 250° spaltes Sølvilte i Sølv og Ilt. Det tilsvarende Hydroxyd kendes ikke.

Sølvdioxyd, Ag_2O_2 (Sølvoverilte), dannes ved Elektrolyse af en stærk Opløsning af Sølvnitrat ved den positive Pol.

Sølvulfid, Ag_2S , findes i Naturen som *Sølvglans* i regulære Krystaller og kan fremstilles ved Sammensmeltning af Sølv med Svovl som en sortegraa, letsmeltelig Masse, der lader sig sammensmelte med Sølv (»Niello«), eller ved Fældning af en Sølvopløsning med Svovlbrinte som et sort Bundfald. Det er opløseligt i varm, fortyndet Salpetersyre. Sølvulfid er en Bestanddel af mange Sølvmalme.

Sølvsaltene ere med Undtagelse af Nitratet næsten alle uopløselige eller tungtopløselige i Vand; med Undtagelse af Halloidsaltene opløses de let i fortyndet Salpetersyre; i Almindelighed ere de farveløse, dog er Bromidet, Jodidet, Ortofosfatet, Karbonatet og Arsenitet gule, Arsenatet chokoladebrunt. Ammoniak opløser næsten dem alle, dog ikke Sølvjodid og Sølvulfid. Det vigtigste Sølvsalt, af hvilket de fleste øvrige fremstilles er:

Sølvnitrat, AgNO_3 (salpetersurt Sølvilte). Dette fremstilles ved Opløsning af rent Sølv (S. 260) i Salpetersyre og Inddampning af Opløsningen til Krystallisation eller ved Opløsning af Møntsølv i Salpetersyre, Afdampning af Opløsningen til Tørhed og Ophedning af Resten,

indtil alt Kobbernitrat er omdannet til Kobberilte, hvorefter Sølvnitrat udtrækkes med Vand. Sølvnitrat er isomorft med Kalisalpeter; det smelter ved 200° og kan støbes i Stænger (Helvedessten). Ved Ophedning til højere Temperatur giver det Sølvnitrit, Ag N O_2 ; ved Glødning sønderdeles det helt og efterlader metallisk Sølv. Det er letopløseligt i Vand og i Vinaand, angriber Huden og organiske Stoffer under Udskillelse af sort, metallisk Sølv og er giftigt. Det anvendes i Medicinen og Fotografien samt til Fremstilling af andre Sølvforbindelser.

Af Sølvnitrat fremstilles de følgende Sølvsalte:

Sølvklorid, Ag Cl (Klorsølv), der faas ved Fældning af Sølvnitrat med Saltsyre eller et opløseligt Metalklorid som et hvidt, osteagtigt Bundfald, der er *uopløseligt i Vand og i Salpetersyre, men letopløseligt i Ammoniakvand og i halvandet kulsur Ammoniak*; af den ammoniakalske Opløsning fældes det igen ved Overmætning med Salpetersyre. Det er ogsaa opløseligt i Kaliumcyanid og i Natriumthiosulfat; i Lyset bliver det violet. Ved Ophedning til henimod Glødhede smelter det og størkner igen efter Afkøling til en hornagtig Masse, der let reduceres til Sølv ved Behandling med Zink og en fortyndet Syre.

Sølvbromid, Ag Br (Bromsølv), fremstilles paa tilsvarende Maade som Sølvklorid og ligner dette i høj Grad; kun er det svagt gulligt, *tungere opløseligt i Ammoniakvand og næsten uopløseligt i halvandet kulsur Ammoniak*.

Sølvjodid, Ag J (Jodsølv), fremstilles paa tilsvarende Maade som et bleggult, osteagtigt Bundfald ved Fældning af Sølvnitrat med Kaliumjodid. Det er *uopløseligt i fortyndet Salpetersyre og i Ammoniakvand*.

De to sidstnævnte Salte paavirktes ogsaa af Lyset; medens Sølvchlorid derved bliver violet, er Forandringen ikke synlig for Bromidets og Jodidets Vedkommende. Lysets Indvirkning paa disse Forbindelser begrundes deres Anvendelse i *Fotografien*; en Glasplade, der er overtrukket med Kollodium eller Gelatine, hvori en Blanding af Bromid og Jodid er jævnt fordelt, udsættes i Camera obscura for Lysvirkningen fra en Genstand. Sølv-saltene forandres herved hurtigt, idet de paavirktes stærkt af de lyse, mindre af de mindre lyse og slet ikke af de mørke Dele af Genstanden. Dog kan der intet Billede bemærkes paa Glaspladen, førend denne behandles med visse Reduktionsmidler (Kalium-Ferrooxalat, Pyrogallusyre), der reducerer de af Lyset paavirkede Sølvsalte til sort, metallisk Sølv; herved »fremkaldes« det »negative« Billede; paa dette er Genstandens mørke Partier lyse og omvendt; efter at Billedet er fikseret ved Hjælp af Natriumthiosulfat (»Fiksér-salt«), der opløser de Sølvsalte, der ikke ere paavirkede af Lyset, men ikke det reducerede Sølv, og vadsket med Vand, kan den negative Plade anvendes til Fremstilling af det positive Billede paa tilsvarende Maade.

I Modsætning til de tre nævnte Haloidsalte er *Sølvfluorid*, Ag F , opløseligt i Vand.

Sølvulfat, $\text{Ag}_2\text{S O}_4$ (svovlsurt Sølvilte), faas ved Fældning af en kold, koncentreret Opløsning af Sølvnitrat med Svovlsyre som et hvidt, krystallinsk Bundfald, der er opløseligt i 200 Dele Vand. Det dannes ogsaa ved Opvarmning af Sølv med koncentreret Svovlsyre, hvorved samtidigt udvikles Svovlsyring.

Sølvkarbonat, $\text{Ag}_2\text{C O}_3$ (kulsurt Sølvilte), fremstilles ved Fældning af en svagt salpetersur Opløsning af Sølvnitrat med Natriumkarbonat som et hvidgult Bundfald, der ved Glødning efterlader metallisk Sølv, idet der udvikles Kulsyre og Ilt: $\text{Ag}_2\text{C O}_3 = \text{Ag}_2 + \text{C O}_2 + \text{O}$.

Guld.

Au = 197,2.

Guld er *tregyldigt* (eller engyldigt) og indtager blandt Metallerne en lignende Stilling som Bor blandt Metalloiderne.

Forekomst: Guld findes oftest gedigent i Naturen, hyppigt legeret med Sølv. Det forekommer enten paa oprindeligt Leje indsprængt i Kvarts eller paa sekundært Leje i Flodsand og Vadskebjerg (i Nordamerika, Australien og Ural).

Fremstilling: Det vindes hyppigt ved Vadsknning, idet de fremmede, lettere Stoffer bortskaffes ved Slemning; dog er det paa denne Maade vundne Guld blandet med Sand og udtrækkes derfor af Blandingen med Kvægsølv, hvorefter dette fjernes af Amalgamet ved Destillation. Det vundne, sølvholdige Guld befries for Sølv paa forskellig Maade; 1) ved *Kvartation*, idet Guldet smeltes sammen med 2 Dele Sølv, hvorefter Legeringen behandles med klorfri Salpetersyre; herved gaar Sølv i Opløsning, og Guld bliver tilbage; 2) ved *Affinering*, idet Guldet behandles med konc. Svovlsyre, der opløser Sølvet, men ikke Guldet.

I Transvaal vindes Guld paa den Maade, at de guldførende Lag sprænges med Dynamit; de sprængte, store Blokke knuses i svære Jærnapparater, til de ere delte i Stykker paa et Ægs Størrelse, hvorpaa disse bringes i Stampeværket; Stamperne bevæge sig i et stort Trug, hvorigennem der flyder en rigelig Mængde Vand; dette vil da føre et fint, guldholdigt Slam med sig; man lader Slammet passere hen over amalgamerede Kobberplader, som have en ringe Heldning. Guldet optages da af Kvægsølv. Efter nogen Tids Forløb afskrabes Pladerne, hvorpaa Kvægsølvet afdestilleres; Guldet bliver da tilbage. Der vindes paa denne Maade højst 75 pCt. af Guldet, hvorfor det bortløbne Slam videre oparbejdes til Indvinding af Guld, idet man behandler det med en 3 pCt. holdig Cyankaliumopløsning under Luftens Adgang; herved dannes Kaliumguldcyanid, hvoraf Guld kan vindes ved Indvirkning af Zink eller ved Elektrolyse.

Rent Guld faas ved Opløsning af Handelsguld i Kongevand, Afdampning, Fortynding med Vand og Fældning med Ferroklorid, hvorved Guldet udskilles som et kanelbrunt Pulver.

Egenskaber: Guld er i sammenhængende Stykker gult og metalglinsende, blødere end Sølv og det smidigste og strækkeligste af alle Metaller; det kan udvalses til meget tynde Blade, der i gennemfaldende Lys have en blaa Farve. Vægtfylden er 19,3, Smeltepunktet 1035°. Guld forener sig ikke direkte med Ilt; pulverformigt Guld forener sig med Klor, naar det opvarmes deri; men det dannede Klorid spaltes igen ved højere Temperatur; ved 1100° forener Guld sig igen med Klor. Guld opløses ikke i de almindelige Syrer, men derimod i Kongevand og i Klorvand; ved Opløsning i Kongevand dannes Brint-Guldchlorid, $H Au Cl_4$. Med Svovl forener Guld sig ikke direkte. Det legerer sig let med de fleste Metaller, saaledes ogsaa let med Kvægsølv. Af smeltende Salpeter og Alkalihydroxyder angribes det let. Guld anvendes til Mønter og Smykker m. m., men legeres da med Sølv eller Kobber, da det rene Guld er for blødt. Guldholdigheden angives i Karat (1 Mark = 24 Karat) eller nu oftest i Promille.

Forgyldning foretages næsten udelukkende ad galvanisk Vej paa tilsvarende Maade som Forsølvning.

Til det engyldige Guld svarer Iltet $Au_2 O$, Kloridet $Au Cl$ og Sulfidet $Au_2 S$, der have underordnet Betydning.

Af det tregyldige Gulds Forbindelser (*Auriforbindelserne*) mærkes:

Guldoxyd, $Au_2 O_3$ (Guldilte), der faas ved Ophedning af det tilsvarende Hydroxyd til 150° og er mørkebrunt.

Guldhydroxyd, $Au O \cdot O H$ (\varnothing : $Au_2 O_3 + H_2 O$), faas ved Fældning af Guldchlorid, $Au Cl_3$, med Magnesia alba og Udkogning af Bundfaldet med fortyndet Salpetersyre;

Hydroxydet efterlades herved som et efter Tørring kasta-
niebrunt Bundfald, der af Ammoniakvand omdannes til
Knaldguld, $4 \text{ N H}_3 \cdot \text{Au}_2 \text{O}_3$, som eksploderer ved den mind-
ste Anledning. Guldhydroxyd forholder sig som en Syre
(*Guldsyre*) og danner Salte med Baser.

Ved Fældning af en fortyndet Opløsning af Guld-
klorid med Svovlbrinte dannes:

Guldsulfid, $\text{Au}_2 \text{S}_2$, som et sort Bundfald, der er op-
løseligt i Svovlammonium og Svovlnatrium, men ikke i
Saltsyre eller Salpetersyre.

Opløses rent Guld i Kongevand, og inddampes Op-
løsningen efter Tilsætning af Saltsyre, udkrystalliserer ved
Afkøling:

Brint-Guldchlorid, $\text{H Au Cl}_4 + 4 \text{ H}_2 \text{O}$, i lysegule Kry-
staller, der ere henflydende og meget letopløselige i Vand
med gul Farve. Opløsningen farver Huden rød og ud-
skiller ved Behandling med de fleste Reduktionsmidler
metallisk Guld; en Blanding af Stanno- og Stanniklorid
giver i en Opløsning af Brint-Guldchlorid et rødbrunt Bund-
fald af »Cassius' *Guldpurpur*«, der anvendes i Porcellæns-
maleriet, men hvis Sammensætning ikke er fuldtud be-
kendt. Brint-Guldchlorid er en enbasisk Syre, hvis Brint
kan erstattes af Metal; dets Natriumsalt anvendes i Foto-
grafien og i Medicinen.

Guldchlorid, Au Cl_3 (Auriklorid), faas af Brint-Guld-
klorid ved svag Opvarmning og er en mørkebrun, noget
henflydende Masse; det gaar ved 185° over til Guldfor-
klorid (Auroklorid), Au Cl , et gult Pulver, som sønder-
deles af Vand i Guld og Guldchlorid.

Guldmellemchlorid, $\text{Au}_2 \text{Cl}_4$ (Auro-Auriklorid) faas ved
at lede en tør og hurtig Klorstrøm hen over tørt, pulver-
formigt Guld under svag Opvarmning. Det er en mørke-
rød Mase, som sønderdeles af Vand i Guld og Guldchlorid.

Platin.

Pt = 194,₈.

Platin er firegyldigt (eller togyldigt) og indtager blandt Metallerne en lignende Stilling som Silicium og Tin blandt Metalloiderne.

Forekomst: Det forekommer altid gediegent og oftest paa sekundært Leje i smaa Korn, der tillige indeholde de saakaldte Platinmetaller: Palladium, Iridium, Rhodium, Osmium og Ruthenium; af disse Metaller have Platin, Iridium og Osmium næsten dobbelt saa højt Atomtal og dobbelt saa høj Vægtfylde som de andre. Den raa Platinmalm vindes ved Vadskning af Platinsand.

Fremstilling: Af den raa Platinmalm fremstilles Platin ved Behandling med Kongevand; af den dannede Opløsning kan Platin udfældes som Platinsalmiak ved Til sætning af Salmiak. Den fældede Platinsalmiak, $2 \text{ N H}_4 \text{ Cl} \cdot \text{Pt Cl}_4$, giver efter Udvaskning og Glødning Platin som en graa, svampet Masse (*Platinsvamp*), der bringes i sammenhængende Form ved Smeltning i Kalkdigler for Knaldgasflammen eller ved Presning og Svejsning i Hvidglødhede. *Platinsort* er meget findelt Platin, der faas ved Reduktion af en Opløsning af Brint-Platinklorid ved forskellige organiske Reduktionsmidler, f. Eks. en Blanding af Kali og Glycerin.

Egenskaber: Platin er i sammenhængende Tilstand et tinhvidt, blødt og smidigt Metal af Vf. 21,₅; det smelter først ved ca. 1800⁰ og lader sig svejse i Hvidglødhede. Handelsplatin indeholder ca. 2 Procent Iridium og bliver derved haardere og mere modstandsdygtigt overfor Reagenser. I findelt Tilstand som Platinsvamp eller Platinsort har det i høj Grad den Egenskab at fortætte Ilt paa sin Overflade og virker da som Ilt in statu nascendi; selv i sammenhængende Tilstand viser det Evne til at fortætte Luftarter paa sin Overflade.

Platin opløses ikke af almindelige Syrer, men af

Kongevand; der dannes herved Brint-Platinklorid; af smeltende Alkalier, Nitrater og Sulfider angribes det, og med de fleste Metaller danner det Legeringer; man tør derfor ikke anvende Platindigler ved Smeltninger, ved hvilke Platinet kan komme i Berøring med de nævnte Stoffer, eller ved hvilke der arbejdes med Metalforbindelser, der let reduceres til Metal; ved Glødning med Kiselsyre i Nærværelse af Kulstof optager det Kul og Silicium og bliver sprødt; derfor maa Platindigler ikke glødes i fri Kulild. Af Klor angribes Platin først ved 250° , idet der dannes Platinoklorid, Pt Cl_2 , der igen spaltes ved højere Temperatur i Platin og Klor; ved 1600° angribes det igen af Klor; der dannes da Platinklorid, Pt Cl_4 .

Platin anvendes til Digler, Skaale og Retorter til kemisk Brug; endvidere til Vægtlodder, Platintraad etc. Af Platinets Forbindelser mærkes særligt:

Brint-Platinklorid, $\text{H}_2 \text{Pt Cl}_6 + 6 \text{H}_2 \text{O}$, der faas ved Opløsning af Platin i Kongevand og Inddampning med Saltsyre. Det danner lange, orangerøde Prismes, der ere henflydende og meget letopløselige i Vand. Opløsningen er i koncentreret Tilstand rødgul. Opvarmes Forbindelsen til ca. 200° , dannes *Platoklorid*, Pt Cl_2 , som et grønlig-graat Pulver. Brint-Platinklorid er ligesom Fluskiselsyre, $\text{H}_2 \text{Si F}_6$, en tobasisk Syre. Af dets Salte mærkes *Kaliumplatinklorid*, $\text{K}_2 \text{Pt Cl}_6$, og *Ammoniumplatinklorid*, $(\text{NH}_4)_2 \text{Pt Cl}_6$ (Platinsalmiak), der ere vandfri, tungtopløselige i Vand og uopløselige i Vinaand og krystallisere i gule, regulære Oktaedre, og som adskille sig fra hinanden derved, at Kaliumsaltet ved Glødning efterlader en Blanding af Platin og Kaliumklorid, medens Ammoniumsaltet kun efterlader Platin. *Natriumplatinklorid*, $\text{Na}_2 \text{Pt Cl}_6 + 6 \text{H}_2 \text{O}$, er triklinisk og letopløseligt i Vand og Vinaand; paa Grund af denne Forskel mellem Kalium- og Natriumforbindelsen anvendes Brint-Platinklorid som Reagens til Adskillelse af Kalium fra Natrium. Ved Fældning med Svovlbrinte giver

Brint-Platinklorid *Platinsulfid*, PtS_2 , som et sortebrunt Bundfald, der er opløseligt i Overskud af Svovlammonium og i varm, fortyndet Salpetersyre.

Beregningsopgaver:

- 1) Hvormeget koncentreret Svovlsyre fordres til Opløsning af 1 Kilogram Kobber, og hvormeget krystalliseret Kobbervitriol vindes herved?
 - 2) Hvormeget Sølvnitrat kan faas af 100 Gram 13-lødig Sølv?
 - 3) Hvormeget Sublimat kan faas af 1 Kilogram Merkuri-sulfat?
 - 4) Hvormeget Kalomel kan faas af 100 Gram Sublimat, og hvormeget Kvægsølv maa der tilsættes den nævnte Mængde Sublimat for at danne Kalomel?
 - 5) Hvormeget Brint-Guldchlorid kan faas af 25 Gram 18 Karats Guld?
-

De vigtigste Grundstoffers Atomtal.

beregnete for O = 16.

(1908.)

Aluminium Al	27,1.	Lithium Li	7,03.
Antimon Sb	120,2.	Magnium Mg	24,36.
Argon	39,9.	Mangan Mn	55,0.
Arsen As	75,0.	Molybdæn Mo	96,0.
Barium Ba	137,4.	Natrium Na	23,05.
Beryllium Be	9,1.	Nikkel Ni	58,7.
Bly Pb	206,9.	Osmium Os	191.
Bor B	11,0.	Palladium Pd	106,5.
Brint (<i>Hydro-</i> <i>genium</i>) H	1,008.	Platin Pt	194,8.
Brom Br	79,96.	Rhodium Rh	103,0.
Cadmium Cd	112,4.	Rubidium Rb	85,5.
Calcium Ca	40,1.	Ruthenium Ru	101,7.
Fluor F	19,0.	Selen Se	79,2.
Fosfor (<i>Phos-</i> <i>phorus</i>) P	31,0.	Silicium Si	28,4.
Guld (<i>Aurum</i>) Au	197,2.	Strontium Sr	87,6.
Ilt (<i>Oxygenium</i>) O	16,00.	Svovl (<i>Sulfur</i>) S	32,06.
Iridium Ir	193,0.	Sølv (<i>Argentum</i>) Ag	107,93.
Jærn (<i>Ferrum</i>) Fe	55,9.	Tellur Te	127,6.
Jod J	126,97.	Thallium Tl	204,1.
Kalium K	39,15.	Tin (<i>Stannum</i>) Sn	119,0.
Klor Cl	35,45.	Titan Ti	48,1.
Kobber (<i>Cuprum</i>) Cu	63,6.	Uran U	238,5.
Kobolt Co	59,0.	Vanadin V	51,2.
Krom Cr	52,1.	Vismut (<i>Bismu-</i> <i>thum</i>) Bi	208,0.
Kulstof (<i>Carbo</i>) C	12,0.	Wolftram W	184,0.
Kvægsølv (<i>Hydrar-</i> <i>gyrum</i>) Hg	200,0.	Zink Zn	65,4.
Kvælstof (<i>Nitro-</i> <i>genium</i>) N	14,01.	Zirkonium Zr.	90,6.

Grundstoffernes periodiske System.

Ordner man Grundstofferne efter Størrelsen af deres Atomtal, vil man finde, at deres Egenskaber veksle fra Led til Led, men efter visse Mellemrum vende mere eller mindre fuldstændigt tilbage. Sammenstilles de Grundstoffer, der have Atomtal fra 7 til 36, vil dette allerede være iøjnefaldende:

I	II	III	IV	III	II	I
Li = 7;	Be = 9;	B = 11;	C = 12;	N = 14;	O = 16;	F = 19.
Na = 23;	Mg = 24;	Al = 27;	Si = 28;	P = 31;	S = 32;	Cl = 35,5.

Det første Led (Li) er et stærkt positivt Metal, det 7de Led det stærkest negative Metalloid; det 8de Led svarer igen til det 1ste, idet det er et stærkt positivt Metal, og det 14de Led til det 7de, idet Klor er et stærkt negativt Metalloid; der er saaledes allerede her angivet 2 »Perioder«; indenfor disse ændres Egenskaberne paa tilsvarende Maade, og det vil let bemærkes, at de Grundstoffer, der indenfor disse Perioder svare til hinanden, høre til samme Gruppe og have samme Gyldighed, saaledes Li og Na, C og Si, N og P, O og S, F og Cl; indenfor Perioden stiger Gyldigheden overfor Brint fra 1—4 og aftager derpaa atter til 1, medens Gyldigheden overfor Ilt, naar vi betragte den anden Periode, tiltager fra 1—7, idet Na er engyldig, men Klor 7-gyldig overfor Ilt.

For de følgende Grundstoffers Vedkommende viser der sig en lignende Veksel, idet dog de to næste Perioder fra K til Br og fra Rb til Jod ikke tælle 7 men 17 Grundstoffer hver.

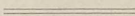
Den Maade, hvorpaa Opstillingen af Grundstofferne i »Perioder« finder Sted, vil sikkert være forskellig til forskellige Tider, saa længe Grundstoffernes virkelige Antal og deres egentlige Natur ikke er os fuldstændig bekendt.

Det viser sig, at mangfoldige *saavel fysiske som kemiske Forhold hos Grundstofferne ere periodisk afhængige af disses Atomtal.*

For imidlertid at kunne opstille alle Grundstofferne i et saadant periodisk System, saaledes at denne periodiske Afhængighed træder tydeligt frem, er det ofte nødvendigt at lade Pladser i Systemet tomme; det maa antages, at disse Pladser tilhøre Grundstoffer, der endnu ikke ere bekendte, og dette bekræftes derved, at flere af de Pladser, der tidligere ikke have kunnet udfyldes, i de senere Aar ere blevne udfyldte af nyopdagede Grundstoffer. Da Grundstoffernes Egenskaber ere afhængige af Atomtallene, har man kunnet forudsige mange af de Egenskaber, der tilhørte ubekendte, men senere opdagede Grundstoffer, da man vidste, mellem hvilke Tal deres Atomvægt var beliggende, og det har vist sig, at Forudsigelsen har været forbavsende i Overensstemmelse med de virkelige Forhold.

Den anførte Lov om Afhængigheden af Grundstoffernes Egenskaber af deres Atomtal kaldes oftest *den periodiske Lov.*

Omstaaende Tabel viser de vigtigste Grundstoffers periodiske Ordning. De indifferente Grundstoffer i den atmosfæriske Luft indtage her en selvstændig Stilling i den ved O betegnede Spalte.



Grundstoffernes periodiske System.

	O	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1		H 1,01							
2	He 4,0	Li 7,03	Be 9,1	B 11,0	C 12,0	N 14,01	O 16,0	F 19	
3	Ne 20	Na 23,05	Mg 24,36	Al 27,1	Si 28,4	P 31	S 32,06	Cl 35,45	
4	Ar 39,9	K 39,5	Ca 40,1	Sc 44,1	Ti 48,1	V 51,2	Cr 52,1	Mn 55,0	Fe 55,9; Ni 58,7; Co 59,0
5		Cu 63,6	Zn 65,4	Ga 70	Ge 72,5	As 75,0	Se 79,2	Br 79,96	
6	Kr 81,8	Rb 85,5	Sr 87,6	Y 89,0	Zr 90,6	Nb 94	Mo 96,0	—	Ru 101,7; Rh 103,0; Pd 106,5
7		Ag 107,9	Cd 112,4	In 115	Sn 119,0	Sb 120,2	Te 127,6	J 126,97	
8	X 128	Cs 132,9	Ba 137,4	La 138,9	Ce 140,25	Pr 140,5	Nd 143,6	—	
9		—	—	—	—	—	—	—	
10		—	—	Yb 173	—	Ta 183	W 184	—	Os 191; Ir 193,0; Pt 194,8
11		Au 193,2	Hg 200	Tl 204,1	Pb 206,9	Bi 208,0	—	—	
12		—	Ra 225	—	Th 232,5	—	U 238,5	—	

Kortfattede Oplysninger om nogle af de tidligere nævnte Kemikere og Fysikere.

Avogadro, Amedeo, italiensk Fysiker, født 1776, død 1856, Professor i matematisk Fysik ved Universitetet i Turin.

Arrhenius, Svante August, f. 1859, blev 1891 Lærer i Fysik, 1895 Professor i Fysik ved Stockholms Højskole, 1903 Direktør for det fysisk-kemiske Nobel-Institut i Stockholm.

Balard, Antoine Jérôme, f. 1802, d. 1876, Professor i Kemi ved Faculté des sciences og ved Collège de France i Paris; B. var oprindelig Farmaceut og Préparateur ved Universitetet i Montpellier.

Berthelot, Marcellin Pierre Eugène, f. 1827, d. 1907, var først Assistent hos *Balard* (s. o.), derefter Professor i Kemi ved l'Ecole de pharmacie og senere ved Collège de France.

Berzelius, Jöns Jacob, f. 1779, d. 1848, blev 1802 Lærer ved det medico-kirurgiske Institut i Stockholm, 1807 Professor i Medicin og Farmaci ved samme Institut. 1832 tog han sin Afsked og udnævntes til Professor emeritus honorarius ved Institutet. 1835 blev han Friherre. Han bestemte Atomtallene for omtrent 50 Grundstoffer med stor Nøjagtighed.

Boyle, Robert, engelsk Fysiker og Kemiker, f. 1626, d. 1691, fra 1668 bosat i London. Fremragende Medlem af Royal society.

Cavendish, Henry, engelsk Kemiker, f. 1731, d. 1810, udmærkede sig væsentligst ved Undersøgelser over Luftarternes Kemi.

Courtois, Bernard, fransk Kemiker, f. 1777, d. 1838, var først Farmaceut, derpaa Assistent i forskellige Laboratorier og derefter Salpeterfabrikant i Paris.

Dalton, John, engelsk Kemiker og Fysiker, Lærer i Manchester, f. 1766, d. 1844.

Davy, Humphry, engelsk Kemiker, f. 1778, d. 1829, blev 1801 Professor ved Royal Institution i London.

Gay Lussac, Louis Joseph, fransk Fysiker og Kemiker, f. 1778, d. 1850, blev 1808 Professor i Fysik ved Sorbonne, 1809 tillige Professor i Kemi ved Ecole polytechnique og 1832 ved Jardin des plantes i Paris.

Geber (Dschafar), arabisk Læge i det 8nde Aarhundrede.

Glauber, Johannes Rudolph, tysk Kemiker, f. 1604, d. 1668, dyrkede særlig den anvendte Kemi.

Guldberg, Cato Maximilian, norsk Matematiker, f. 1836, 1860 Lærer ved dan norske Krigsskole, 1862 ved den militære Højskole, 1869 Professor i anvendt Mathematik ved Universitetet i Christiania.

van't Hoff, Jacobus Henricus, hollandsk Kemiker, f. 1852, d. 1911, blev 1876 Docent ved Veterinærskolen i Utrecht, 1877 Lektor og 1878 Professor i Kemi ved Universitetet i Amsterdam; 1896 Professor i fysisk Kemi ved Universitetet i Berlin.

Klaproth, Martin Henrich, tysk Kemiker, f. 1743, d. 1817, indtil 1787 Apotheker, derefter Professor i Kemi ved Universitetet i Berlin.

Marignac, Jean Charles Galisard de, schweizisk Kemiker, f. 1817, d. 1894, Professor i Kemi i Genève 1841—78.

Mariotte, Edme, fransk Fysiker, f. 1620, d. 1684.

van Marum, Martin, hollandsk Læge og Fysiker, f 1750, d. 1837.

Moissan, Henry, fransk Kemiker, f. 1852, d. 1907. Professor ved Universitetet i Paris.

Pfeffer, Wilhelm, tysk Plantefysiolog, f. 1844, Professor i Plantefysiologi i Leipzig.

Priestley, Joseph, engelsk Kemiker, f. 1733, d. 1804, var Dissenterpræst, først i Needham, senere i Leeds og i Birmingham. Han udvandrede 1795 til Nord-Amerika.

Ramsay, William, engelsk Kemiker, f. 1852, d. 1916. Professor i Kemi ved University College i London.

Raleigh, John William Strutt, engelsk Fysiker, f. 1842, Professor i matematisk Fysik ved Royal Institution i London.

Scheele, Carl Wilhelm, svensk Kemiker, f. 1742, d. 1786, var Apotheksmedhjælper i Gøteborg, Malmø og Stockholm og kom i denne Egenskab 1773 til Upsala, blev 1775 Apotheksbestyrer i Køping og overtog Apotheket 1777.

Schönbein, Christian Friedrich, tysk Kemiker, f. 1799, d. 1868, blev 1828 Professor i Kemi ved Universitetet i Basel.

Thomsen, Julius, dansk Kemiker, f. 1826, død 1909. Professor ved Universitetet 1866—1901.

Waage, Peter, norsk Kemiker, f. 1833, d. 1900, blev 1862 Professor i Kemi ved Universitetet i Christiania.

Winkler, Clemens, tysk Kemiker, f. 1838, d. 1904. Professor i Kemi ved det sachsiske Bjergakademi i Freiberg.

