

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*

B
302

LÆREBOG

I

UORGANISK KEMI

FOR ELEVERNE PAA
DEN KGL. VETERINÆR- OG LANDBOHØJSKOLE

AF

NIELS BJERRUM

FAAS PAA DEN KGL. VETERINÆR- OG
LANDBOHØJSKOLES KEMISKE LABORATORIUM

KØBENHAVN

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

1917

1917

546(022)

Industribiblioteket

546(022)

Grp:

Forfatter: N. Bjerrum .

Titel:

Ung. Semi.

Bind:

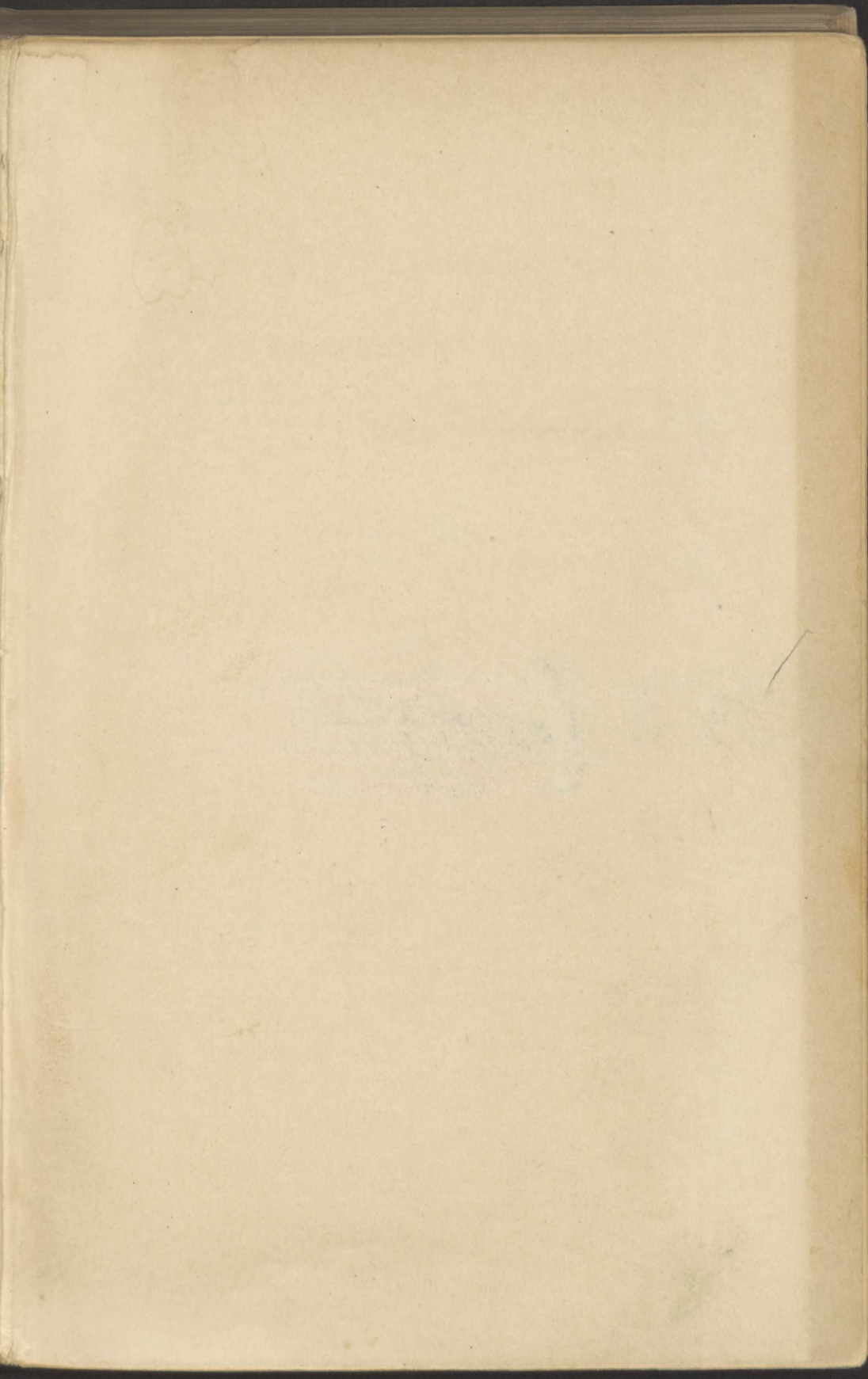
Udgave:

Trykkaar: 1917.

Industribiblioteket

546 (022)

I. B. 9e



LÆREBOG

I

UORGANISK KEMI

FOR ELEVERNE PAA
DEN KGL. VETERINÆR- OG LANDBOHØJSKOLE

AF

NIELS BJERRUM

FAAS PAA DEN KGL. VETERINÆR- OG
LANDBOHØJSKOLES KEMISKE LABORATORIUM

KØBENHAVN

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

1917

BERBERG
ORGANISK KEMI

INDUSTRIFORENINGENS
20. DEC. 1925
BIBLIOTEK

1736.

INDHOLDSFORTEGNELSE.

	Side
Forord	VII
Tilføjelser og Rettelser	VIII
Indledning	1
Grundstofbegrebet	1
De vigtigste Grundstoffer	2
Grundstofbegrebets Udvikling	4
Syrer, Salte og Baser	6
Neutralisation	10
Atomteori	11
Atombegrebet	11
Sammensatte Stoffer	12
Molekylbegrebet	15
Mængdeforholdene ved Dannelsen af Opløsninger	18
Mængdeforholdene ved Dannelsen af kemiske Forbindelser	22
Den mekaniske Varmeteori	25
Avogadros Hypotese	26
Bestemmelse af luftformige Stoffers Molekylvægt	27
Bestemmelse af Atomtal	29
Molekylvægtbestemmelse af opløste Stoffer	31
De kemiske Formler for en Række vigtige Forbindelser	35
Valensbegrebet	36
Kemiske Beregninger	41
Atomteoriens Historie	43
Metalloiderne	44
Brint	44
Brintens Forbindelser med Ilt	45
<i>Den kemiske Proces I. Vandets Dannelse</i>	49
Halogenerne	52
Klor	52
Klorets iltholdige Forbindelser	57
Fluor	61
Brom	61
Jod	62
Oversigt over Halogengruppen	64
<i>Den kemiske Proces II. Den kemiske Reaktionshastighed</i>	64

	Side
Svovlgruppen	69
Ilt	69
Iltens Nomenklatur	70
Atmosfærisk Luft	71
Svovl	72
Svovlets Ilt og iltholdige Syrer	76
Teorien om de frie Ioner. <i>Elektrolytisk Dissociation</i>	84
Anvendelser	89
Kvælstofgruppen	102
Kvælstof	102
Kvælstoffets Brintforbindelser	103
<i>Ammoniaksyntesens Teori</i>	104
Kvælstoffets Ilt	108
<i>Kvælstoffiltesyntesens Teori</i>	110
Kvælstoffets iltholdige Syrer	111
<i>Kvælstofgødninger</i>	115
Kvælstoffets Halogenforbindelser	116
<i>Den kemiske Proces III. Le Chateliers Princip</i>	116
Fosfor	119
Frit Fosfor	120
Fosforets Forbindelser med Brint og Ilt	121
Fosforets Halogenforbindelser	126
Arsen	127
Arsenets Forbindelser med Ilt	127
Oversigt over Kvælstofgruppen	128
Kulstofgruppen	129
Kulstof	129
Frit Kulstof	130
Kulbrinter	133
Kulstoffets Ilt	135
<i>Den kemiske Proces. IV. Termokemi</i>	141
<i>Kuldioxydets og Kuliltens Bestandighedsforhold</i>	145
Kulstoffets Svovlforbindelse	146
Kulstoffets Kvæstofforbindelser	147
Kulstoffets Metalforbindelser	150
Brændselsstoffer	151
Fast Brændsel	152
Om Fyring	155
Flydende Brændsel	157
Luftformigt Brændsel	158
Om Flamme og Belysning	161
Silicium	163
Siliciumets iltholdige Forbindelser	163
Siliciumets Fluorforbindelser	169
<i>Den kolloide Tilstand</i>	170

	Side
Borgruppen	177
Bor	177
Argongruppen	178
Argon	178
Helium	179
De lette Metaller	179
Alkalimetallerne	180
Natrium	180
Oversigt over Natriumsaltene	187
Kalium	187
<i>Kaliumgødninger</i>	188
Oversigt over Kaliumsaltene	190
Oversigt over Alkalimetallerne	191
Kalciumgruppen	191
Magnium	191
Oversigt over Magniumsaltene	194
Kalcium	194
<i>Mørtel og Cement</i>	196
Oversigt over Kalciumsaltene	200
Baryum	200
Radium	202
<i>Radioaktivitet</i>	203
Oversigt over Kalciumgruppen	205
Aluminiumgruppen	206
Aluminium	206
<i>Det periodiske System</i>	211
<i>Atomernes Bygning</i>	214
<i>Ionogene og komplekse Forbindelser</i>	215
<i>Spendingsrækken</i>	216
De tunge Metaller	219
Sølvgruppen	219
Kobber	220
Kupriforbindelser	221
Kuproforbindelser	223
Overgangen mellem Kupro- og Kupriforbindelser	224
Sølv	225
Komplekse Sølvforbindelser	226
Guld	229
Oversigt over Sølvgruppen	230
Zinkgruppen	231
Zink	231
Kviksølv	233
Merkuriforbindelser	235
Merkuroforbindelser	236
Oversigt over Zinkgruppen	237

	Side
Tingruppen	237
Tin	237
Stannoforbindelser	239
Stanniforbindelser	239
Bly	240
Blyets Ilter	241
Blysalte	241
Oversigt over Tingruppen	243
Antimongruppen	243
Antimon	243
Vismut	244
<i>Legeringer</i>	245
Kromgruppen	247
Krom	248
Kromatforbindelser	248
Kromiforbindelser	249
Molybdæn, Wolfram, Uran	249
Oversigt over Kromgruppen	250
Mangangruppen	250
Mangan	251
Manganoforbindelser	251
Manganoverilte	252
Manganater	252
Permanganater	253
Jerngruppen	254
Jern	254
Jernfremstilling og tekniske Jernsorter	256
Ferroforbindelser	260
Ferriforbindelser	262
Overgangen mellem Ferro- og Ferriforbindeiser	264
Svovlkis	265
Nikkel	266
Kobolt	266
Platin	267
Oversigt over de tunge Metaller's Valensforhold	268
Internationale Atomvægte	270
Register	271

FORORD.

Denne Bog er beregnet paa at bruges ved Undervisningen i Kemi paa den Kgl. Veterinær- og Landbohøjskole. Den fremstiller Kemien fra Grunden af; men det anbefales dog de Studerende, som ikke har gennemgaaet Mellemskolens Kemipensum, at sætte sig ind i Kemiens Begyndelsesgrunde efter en af de eksisterende Lærebøger for Mellemskolen, da Behandlingen af de elementære Grundbegreber i denne Bog er kortfattet og nærmest egnet til Rekapitulation.

August 1916.

Niels Bjerrum.

RETTELSER OG TILFØJELSER.

- S. 9, L. 9 f. o. Brint-Hydroxyl læs: Brint-Ilte
- 16, - 18 f. n. ikke - kun i ringe Grad
- 48, - 9 - Oxydaser - Peroxydaser
- 101, - 13 f. o. 6 - 3
- - - 15 - 0,6 - 0,3
- - - 16 - 1,7 - 3,3
- 115, - 15 f. n. kræver - foretrækker sædvanlig
- - - 11 - først - i Almindelighed først
- 119, - 11 f. n. tilføjes: Ved at ændre et opløst Stofs Koncentration, dets *Masse*, kan man altsaa forstyrre en kemisk Ligevægtstilstand. Denne Forandring, som frembringes ved Stoffernes ændrede *Massevirkning*, kan beregnes kvantitativt efter den saakaldte *Massevirkningslov*, opstillet af *Guldberg* og *Waage*.

INDLEDNING.

Grundstofbegrebet.

Kemien er Læren om Stofferne. Den oplyser om de forskellige Stoffers Fremstilling, Egenskaber og Sammensætning og om deres Anvendelse og Undersøgelse (Analyse).

Det har vist sig, at de fleste Stoffer er sammensatte, idet de kan skilles i to eller flere forskellige Stoffer. For at oplyse om Arten af de Fremgangsmaader, som man kan bruge til at spalte et Stof, skal nævnes nogle Exempler. Ved at *centrifugere* sød Mælk, skiller man den i Fløde og skummet Mælk. Af Havvand vinder man ved *Destillation* Salt og destilleret Vand. Ved at *gløde* Kalksten i Kalkovne spalter man den til brændt Kalk og Kuldioxyd, der bortgaar i Luftform. I Elektriciteten har man et mægtigt Middel til at spalte Stofferne; naar man saaledes leder en elektrisk Strøm gennem Vand, der er gjort ledende med lidt Syre, spaltes Vandet i Ilt og Brint (*Elektrolyse*). Foruden ved Opspaltning (*Analyse*) kan man vise et Stofs sammensatte Natur ved Sammenføjning (*Syntese*), idet man fremstiller det ved Sammenblanding af flere forskellige Stoffer. Saaledes maa Messing være sammensat, da det kan laves ved Sammensmeltning af Kobber og Zink.

De Stoffer, som hverken kan spaltes eller fremstilles ved Sammenføjning af andre, kaldes Grundstoffer. Naar man spalter et Stof, faar man ikke altid Grundstoffer. Men hvis dette ikke er Tilfældet, kan de vundne Bestanddele spaltes videre, og naar man fortsætter Spaltningen, ender man tilsidst ved Grundstoffer. Ved Hjælp af en utallig Mængde Undersøgelser er det

efterhaanden konstateret, at alle kendte Materialer er opbyggede af ca. 90 forskellige Grundstoffer.

Man kan ikke ved Kunst omdanne et Grundstof til et andet. Guldmagerne haabede at kunne omdanne uædle Metaller til Guld, men dette lykkedes aldrig. Vi kan kun lave Guld af nogle ganske faa Stoffer, nemlig af dem, som ved deres Spaltning til Grundstoffer viser sig at indeholde Guld, og vi kan ikke lave mere Guld af disse Stoffer, end vi maa bruge til at fremstille dem igen. Det er denne Erfaring, vi udtrykker ved at sige, at Guld ligesom alle andre Grundstoffer er uforgængeligt (**Loven om Grundstoffernes Uforgængelighed**).

De vigtigste Grundstoffer.

Grundstofferne deles efter deres Udseende i fri Tilstand i *Metalloiderne*, der ikke besidder Metalglands, og *Metallerne*. I det følgende skal der gives en kort Skildring af de otte vigtigste Metalloider og de fjorten vigtigste Metaller.

Ilt er en farveløs Luftart, som fremstilles ved Ophedning af Kaliumklorat; man plejer at tilsætte lidt Brunsten, hvilket fremskynder Iltudviklingen. Stoffer, der indeholder Ilt, kaldes *Iltter* eller *Oxyder*. Brændbare Stoffer brænder kraftigere i Ilt end i Luft.

Forbrænding. Naar et Stof brænder, forbinder det sig med Ilt; til en Forbrænding kræves Tilstedeværelse af Ilt, og det dannede Forbrændingsprodukt er et Ilte. Den atmosfæriske Luft indeholder ca. $\frac{1}{5}$ Ilt og bestaar iøvrigt af en Luftart, Kvælstof, som ikke nærer Forbrændingen. Naar brændbare Stoffer brænder i atmosfærisk Luft, bemægtiger de sig kun Ilten og lader Kvælstoffet tilbage. Naar Luftens Ilt er opbrugt, hører Forbrændingen op, hvis der ikke tilføres frisk Luft.

Kvælstof er en farveløs Luftart; den udgør $\frac{4}{5}$ af Atmosfæren og er en Bestanddel af Salpeter, Salpetersyre og Ammoniak.

Brint er en farveløs, meget let Luftart, som fremstilles ved Indvirkning af Zink paa fortyndet Svovlsyre. Den er brændbar og brænder til *Vand*. Rumfangsforholdet ved Vandets Dannelse er to Rumfang Brint til et Rumfang Ilt.

Klor er en tung, gulgrøn, giftig Luftart, der angriber og ødelægger Luftvejenes Slimhinder. Det findes i almindeligt Salt og i Saltsyre.

Foruden disse fire luftformige Metalloider skal omtales fire, der er faste.

Svovl er et gult, skørt Stof, som let antændes og brænder til en Luftart, *Svovldioxyd*, der kendes paa sin stikkende Lugt. Svovl udgør en Bestanddel af Svovlsyre.

Sur Reaktion. Svovldioxyd, der dannes ved Svovlets Forbrænding, er opløseligt i Vand, og Opløsningen smager surt. Istedendfor at konstatere den sure Reaktion ved Smagen, kan man dyppe et Stykke blaåt Lakmuspapir i Opløsningen og iagttagelse, at det bliver rødt. *En Opløsning, som farver blaåt Lakmuspapir rødt, reagerer surt.*

Fosfor kendes i to Former, gult og rødt Fosfor. Det gule Fosfor er giftigt og yderst letantændeligt, hvorfor det opbevares under Vand. Det røde Fosfor er ikke giftigt, og det antændes vanskeligere. Begge Former af Fosfor brænder til et fast, hvidt Fosforilte, *Fosforpentoxyd*, som opløses i Vand med sur Reaktion.

Kulstof optræder i tre Former: Diamant, Grafit og amorft Kulstof. Det er i alle sine Former fast og usmelteligt. Ved Forbrænding af Kulstof dannes et luftformigt Ilte, *Kuldioxyd*, som kendes paa, at det mælker Kalkvand (Kalkvand fremstilles ved at ryste lidt brændt Kalk med Vand). Petroleum og Gas bestaar af Kul og Brint; naar disse Stoffer brænder, dannes derfor baade Kuldioxyd og Vand. Kulstof findes i alle organiske Stoffer, sædvanlig sammen med Ilt og Brint (i Fedtstoffer, Sukker, Æggehvdestoffer).

Aandedrættet. I alle levende Organismer foregaar en langsom Iltning eller Forbrænding af de tilstedeværende organiske Stoffer. Ved Aandedrættet optages den til Forbrændingen nødvendige Ilt, og udaandes Forbrændingsprodukterne Kuldioxyd og Vand. Legemsvarmen stammer fra den ved denne langsomme Forbrænding udviklede Varme.

Silicium er et fast, kulstofflignende Metalloid, som udgør en væsentlig Bestanddel af vore almindelige Jord- og Stenarter, f. Ex. Ler, Sand, Flint, Granit.

Metallerne. De vigtigste Metaller er opførte i følgende Fortegnelse:

Lette Metaller.		Tunge Metaller.	
Kalium	} Alkalimetaller.	Zink.	} ædle Metaller.
Natrium		Jern.	
Kalcium.	Bly.		
Magnium.	Tin.		
Aluminium.	Kobber.		
	Kviksølv.		
	Sølv		
	Guld		
	Platin		

Metallerne er ordnede efter deres Tilbøjelighed til at indgaa Forbindelse med Ilt. Alle de lette Metaller samt Zink kan brænde i Luft; Jern kan brænde i ren Ilt; Bly, Tin og Kobber ilter sig ved Ophedning i Luft, men uden Forbrændingsfænomener; kun de ædle Metaller (Sølv, Guld, Platin) kan end ikke ved Ophedning iltes, deres Iltforbindelser spaltes tværtimod ved Glødning; Kviksølv staar paa Overgangen til de ædle Metaller; det kan ved svag Ophedning iltes, men ved stærkere Ophedning spaltes det dannede Ilte igen. De fleste Metaller ruster eller irrer (»forkalkes«) langsomt allerede ved almindelig Temperatur ved Atmosfærens Indvirkning; herved optager de Ilt og Vanddamp fra Luften. Alkalimetallerne (Kalium og Natrium) angribes saa stærkt, at de maa opbevares under Petroleum, de næste i Rækken lige til Kobber iberegnet angribes ogsaa, men med mindre Hastighed og mere eller mindre overfladisk; kun Kviksølv og de ædle Metaller er absolut holdbare overfor det samlede Angreb af Atmosfærens Ilt og Vanddamp.

Grundstoffbegrebets Udvikling.

Allerede i Oldtiden antog man, at de mange forskellige Stoffer var opbyggede af et ringe Antal Grundstoffer, eller som man dengang sagde, Elementer. Men da man kun besad meget

ufuldstændige Iagttagelser over Stoffernes Sammensætning, og ikke forstod ved Forsøg at fuldstændiggøre disse, var den Række af Elementer, som man opstillede, ganske misvisende. I over tusind Aar regnede man hovedsagelig med de *fire aristoteliske Elementer*: Ild, Luft, Vand og Jord. Middelalderens Guldmagere gik over til for Metallernes Vedkommende at regne med Elementerne Kviksølv, Svovl og Salt; men dette var ikke noget stort Fremskridt. Først i det 17. og navnlig det 18. Aarhundrede blev Hovedparten af de Undersøgelser udførte, som i Slutningen af det 18. Aarhundrede satte *Lavoisier* i Stand til at opstille en Grundstofftavle, som i det væsentlige stemmer overens med vor nuværende. Det er fra den Tid, Kemiens Udvikling har taget Fart.

Paa Lavoisiers Tid findes de lette Metaller endnu ikke i Grundstofftabellerne, men i Stedet derfor optræder Alkalierne og en Række Jordarter. Først efter Lavoisiers Død er det paavist, at disse Stoffer ikke er Grundstoffer, men Forbindelser af de indtil da ukendte lette Metaller med Ilt.

Alkalierne.

Kali,	bestaaende af Kalium og Ilt
Natron,	— - Natrium og Ilt

Jordarterne.

Magnesia,	bestaaende af Magnium og Ilt
Kalk,	— - Kalcium og Ilt
Lerjord,	— - Aluminium og Ilt.

For at forstaa, hvorledes Aristoteles kunde nøjes med sine faa Elementer, og Guldmagerne kunde tro, at alle Metaller var opbyggede af de samme tre Elementer, maa man vide, at det tidligere sædvanlig antoges, at to Stoffer, der lignede hinanden i Egenskaber, skyldte dette en fælles Bestanddel, som i udpræget Grad besad disse Egenskaber. Saaledes forholder det sig virkelig ofte, — man behøver blot at tænke paa Stoffer som Regnvand, Kildevand, Havvand, hvis fælles Egenskaber skyldes, at de alle indeholder Vand som Hovedbestanddel, — men det er rigtignok langt fra altid Tilfældet, og saalænge man ikke ved direkte For-

søg prøvede Rigtigheden af de Antagelser om Stoffernes Sammensætning, som man førtes til gennem deres Egenskaber, kunde det ikke undgaas, at man fik ganske fejlagtige Forestillinger om deres Sammensætning. Saaledes skelnede man langt op i den nyere Tid endnu ikke mellem forskellige Luftarter; naar et Stof var luftformigt, sluttede man, at det bestod af Elementet Luft. Paa lignende Maade troede Guldmagerne, at alle Metaller i det væsentlige bestod af et og samme Element, som i de forskellige Metaller var mere eller mindre blandet, »farvet« med Urenheder. Kviksølv repræsenterede for Guldmagerne det rene Metal, Svovl var det typiske brændbare Element, Salt var det i Vand opløselige eller ildfaste Element, og alt eftersom et Metal var mere eller mindre »forkalkeligt«, ildfast eller saltdannende, indgik mere eller mindre af de tilsvarende Elementer i dets Sammensætning.

Den sidste Rest af det gamle Elementbegreb bevarede længe i *Flogistonteorien*, som først omstyrtes af Lavoisier i Slutningen af det 18. Aarhundrede. Ifølge Flogistonteorien forklares alle de brændbare Stoffers Brændbarhed ved et Indhold af et mystisk Element, Flogiston, som bortgaar ved Forbrændingen. De brændbare Stoffer, som efterlader liden Aske, bestaar hovedsagelig af Flogiston. Baade de egentlige Forbrændinger og de langsomme Forbrændinger (Metallernes Forkalkning og Aandedrætsprocessen) bestod ifølge Flogistonteorien i en Afgivelse af Flogiston. Lavoisier fastslog, at det fælles for alle disse Processer ikke var Afgivelse af nogetsomhelst Stof, men tværtimod Optagelse af Ilt, og fuldførte derved i Kemien Afskaffelsen af det forældede Elementbegreb, hvorefter Elementerne opfattes som Principper, der repræsenterer karakteristiske Egenskaber hos Stofferne.

Syrer, Salte og Baser.

Blandt de sammensatte Stoffer, Forbindelserne, er der tre Grupper, som har særlig Interesse; det er *Syrerne*, *Saltene* og *Baserne*.

Syrer. Ved en Syre forstaar man et brintholdigt Stof, som opløst i Vand reagerer surt, d. v. s. farver blaåt Lakmus rødt. De vigtigste Syrer er:

<i>Salpetersyre</i> ,	—	—	—	Brint + Kvælstof + Ilt.
<i>Klorbrinte</i> ,	—	—	-	Brint + Klor.
<i>Svovlsyrning</i> ,	—	—	-	Brint + Svovl + Ilt.
<i>Svovlsyre</i> ,	—	—	-	Brint + Svovl + Ilt.
<i>Fosforsyre</i> ,	—	—	-	Brint + Fosfor + Ilt.
<i>Kulsyre</i> ,	—	—	-	Brint + Kulstof + Ilt.
<i>Kiselsyre</i> ,	—	—	-	Brint + Silicium + Ilt.

Svovlsyre adskiller sig i Sættelse fra Svovlsyrning ved at indeholde mere Ilt.

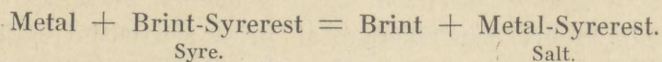
Af disse Syrer er Salpetersyre og Svovlsyre olieagtige Væsker, Fosforsyre og Kiselsyre er faste Stoffer, Klorbrinte er en Luftart, som i stor Mængde opsuges af Vand til en Opløsning, der kaldes *Saltsyre*. Kulsyre og Svovlsyrning kendes kun i Opløsning, da de fraspalter Vand og omdannes til Kuldioxid, henholdsvis Svovldioxid, naar man søger at vinde dem af deres Opløsninger. Ogsaa andre iltholdige Syrer kan spaltes til Vand og Metalloidilte, men først ved stærkere Ophedning. Tværtimod vil Metalloidilte ved almindelig Temperatur sædvanlig forbinde sig med Vand til Syrer, og Metalloidernes Forbrændingsprodukter reagerer derfor i vandig Opløsning surt.

Ved *Syreresten* i en Syre forstaar man Syrens Bestanddele med Fradrag af Brinten,

$$\begin{aligned} \text{Syrerest} &= \text{Syre} \div \text{Brint} \text{ eller} \\ \text{Syre} &= \text{Brint} + \text{Syrerest}. \end{aligned}$$

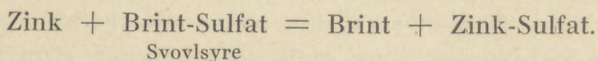
En vigtig Egenskab ved Syrerne og deres vandige Opløsninger er deres Evne til at opløse Metaller under Brintudvikling. Alle de Metaller, som staar foran Kobber i Fortegnelsen Side 4, opløses af Syrer under Brintudvikling, og jo tidligere Metallet staar, desto livligere forløber Opløsningsprocessen. Naar man vil fremstille Brint, plejer man at lade fortyndet Svovlsyre indvirke paa Zink.

Salte. Naar Brinten i en Syre uddrives af et Metal, dannes et Salt. Saltene bestaar af Metal og Syrerest, og Processen ved deres Dannelse kan skrives:



Salpetersyrens Salte kaldes	<i>Nitrater.</i>
Svovlsyrlingens	— — <i>Sulfiter.</i>
Svovlsyrens	— — <i>Sulfater.</i>
Fosforsyrens	— — <i>Fosfater.</i>
Kulsyrens	— — <i>Karbonater.</i>
Kiselsyrens	— — <i>Silikater.</i>
Saltsyrens	— — <i>Klorider.</i>

Af Salpetersyrens Salte er det vigtigste Natriumnitrat (Chilesalpeter); af Svovlsyrens Salte maa nævnes Kalciumsulfat (Gips) og Zinksulfat, der dannes ved Brintfremstilling af Zink og fortyndet Svovlsyre,

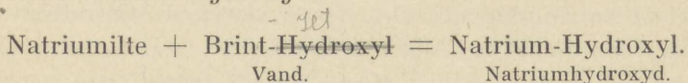


Et velkendt Salt af Saltsyre er Natriumklorid, der under Navne som Kogsalt, Bordsalt, Køkkensalt er kendt af alle. Endelig skal nævnes, at Soda er Natriumkarbonat, og at Kalksten er Kalciumkarbonat.

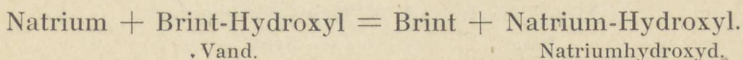
Tvekulsurt Natron er en Mellemting mellem Kulsyre og Natriumkarbonat; det er Kulsyre, i hvilken kun Halvdelen af Brinten er ombyttet med Natrium. Saadanne Salte, i hvilke kun en Del af Syrebrinten er ombyttet med Metal, kaldes for *sure Salte*. Det rette Navn for tvekulsurt Natron er surt Natriumkarbonat.

Baser. Naar en Opløsning farver gult Kurkumapapir brunt, siger man, at den reagerer basisk eller besidder alkalisk Reaktion. Vand, hvori man har opløst Natriumilte, reagerer basisk; det er dog ikke selve Natriumiltet, som reagerer basisk, men en Forbindelse deraf med Vand. Dette Stof kan vindes i fast Form ved at inddampe Opløsningen, og da det er dannet af Natriumiltet og Vandet, maa det paa samme Brintmængde indeholde mere Ilt end Vand; en nøjere Undersøgelse har vist,

at der findes netop dobbelt saa meget, idet Rumfangsforholdet mellem Brint og Ilt i Stoffet er som 1 til 1, medens det i Vand er som 2 til 1. Hvis et Stof indeholder Ilt og Brint i Rumfangsforholdet 1 til 1, siger man, at det indeholder *Hydroxyl*, idet man ved Hydroxyl forstaar Ilt og Brint i dette Forhold. Vand kan opfattes som en Forbindelse af Brint og Hydroxyl. Det ovenfor omtalte faste Stof bestaar af Natrium og Hydroxyl, og det kaldes *Natriumhydroxyd*.



Natriumhydroxyd dannes ogsaa, naar man kommer Natrium i Vand, hvad der maa ske med stor Forsigtighed og med smaa Stykker ad Gangen, da Processen er meget voldsom. Ved Processen udvikles Halvdelen af Vandets Brint og erstattes med Natrium:

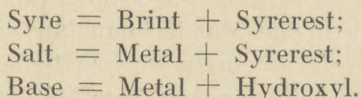


En Hydroxylforbindelse, som opløst i Vand reagerer basisk, kaldes for en Base. De vigtigste i Vand opløselige Baser er:

Kaliumhydroxyd, som bestaar af Kalium + Hydroxyl.
Natriumhydroxyd, — — - Natrium + Hydroxyl.
Kalciumhydroxyd, — — - Kalcium + Hydroxyl.

Alle disse Baser er faste, hvide Stoffer. Opløsningerne af Kaliumhydroxyd og Natriumhydroxyd kaldes ofte for Kalilud og Natronlud, og Kalciumhydroxyd er velkendt under Navnet læsket Kalk.

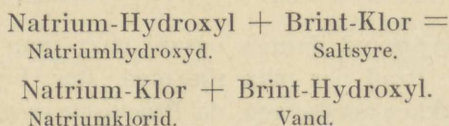
Den Rest (Baseresten), som i Basen er forbundet med Hydroxyl, er sædvanlig et Metal. Vi har altsaa:



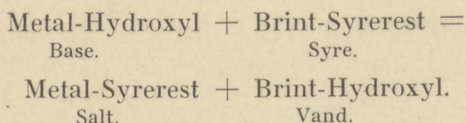
I Ammoniakvand findes en Base, Ammoniumhydroxyd, hvis Baserest ikke er et Metal, men en Forbindelse af Kvælstof og Brint (Ammonium).

Neutralisation.

Syrer eller Baser kan gensidig ophæve eller *neutralisere* hinandens Virkninger paa Lakmus og Kurkuma, og ved at blande dem sammen i rette Forhold kan man vinde en Opløsning, som hverken reagerer surt eller alkalisk, men er *neutral*. Naar man neutraliserer Natriumhydroxyd med Saltsyre og inddamper til Tørhed, vindes et Stof, hvis Smag og øvrige Egenskaber viser, at det er Natriumklorid. Det, der er sket ved Neutralisationen, kan derfor udtrykkes i følgende Ligning:



For en vilkaarlig Base og Syre faas analogt:



Naar Syrer og Baser neutraliserer hinanden, dannes Salt og Vand.

De Syre- og Basemængder, som netop kan neutralisere hinanden, kaldes for *ækvivalente*, og denne Betegnelse bruges ogsaa for de Mængder af forskellige Syrer, som kan neutraliseres af en og samme Basemængde og omvendt.

Hvis en Brintforbindelse er uopløselig i Vand, kan man ikke afgøre, om det er en Syre, ved at prøve dens Reaktion i vandig Opløsning. Hvis Brintforbindelsen imidlertid ligesom de opløselige Syrer kan neutralisere eller mætte en Bases alkaliske Reaktion under Dannelse af et Salt, kalder man den for en Syre. Det er paa denne Maade, man har vist, at den i Vand uopløselige Kiselsyre er en Syre. Paa lignende Maade kalder man enhver Hydroxylforbindelse, som kan ophæve eller svække en Syres sure Reaktion under Saltdannelse, for en Base. Da de fleste Metaller Hydroxylforbindelser er uopløselige i Vand, er det kun paa denne Vis mulig at paavise deres Basenatur.

De forskellige Syrer viser ikke Syreegenskaberne lige stærkt. Jo mindre typisk *Lakmusfarvens Farveomslag* er, jo svagere *Brintudviklingen med Zink* er, og jo ufuldstændigere Evnen til at *opløse og neutralisere basiske Stoffer* er tilstede, desto svagere siger man, at en Syre er, og paa tilsvarende Maade skelner man mellem stærke og svage Baser.

I udvidet Forstand siger man, at et Stof er *af basisk eller sur Natur*, hvis det kan bruges til at neutralisere henholdsvis Syrer eller Baser, selv om det ikke indeholder henholdsvis Hydroxyl eller Brint. Metalloidernes Ilter plejer at være af sur Natur og Metallerne af basisk Natur. Ogsaa i deres Forbindelser viser Metallerne og Metalloiderne altsaa væsentlige Forskelligheder, idet Metallerne er basedannende og Metalloiderne syredannende. Herpaa beror Betydningen af Kemiens Inddeling af Grundstofferne i de metalliske og de ikke-metalliske Grundstoffer.

ATOMTEORI.

Atombegrebet.

Sammensatte Stoffer besidder i Almindelighed ikke Bestanddelenes Egenskaber; men der er dog en af Bestanddelenes Egenskaber, som aldrig forsvinder, det er deres Tyngde. Vægten af et sammensat Stof er netop lig Summen af Vægtene af dets Bestanddele, og *ved Dannelsen af sammensatte Stoffer forandres Vægten derfor ikke (Loven om Materiens Konstans)*. Denne Lov og den tidligere omtalte Lov om Grundstoffernes Uforgængelighed forstaas lettest, naar man antager, at alle sammensatte Stoffer er opbyggede af Smaapartikler af de Grundstoffer, der indgaar i dem. I de fleste sammensatte Stoffer kan man dog selv under Mikroskopet ikke skelne de enkelte Smaapartikler af de Grundstoffer, hvorfra Stoffet er sammensat; men hvis Partiklerne er tilstrækkelig smaa og Blandingen tilstræk-

kelig inderlig, maa Stoffet gøre et ganske ensartet Indtryk, selv om det er opbygget af forskellige Slags Smaapartikler.

De mindste Partikler af et Grundstof, som optræder i noget sammensat Stof, kaldes for *Atom*, og den Antagelse, hvorefter alt Stof er sammensat af Atom, kaldes for Atomhypotesen. Atomerne selv er udelelige, og ved Dannelsen af nye Stoffer og Spaltningen af gamle foregaar kun en Blanding eller en Sortering af Atomerne.

I et Grundstof maa alle Atomerne være ens. Hvis et Stof indeholder Atom, der er forskellige, maa man ved Sortering af dets Atom kunne vinde Stoffer med forskellige Egenskaber; Stoffet vil altsaa kunne spaltes og kan følgelig ikke være et Grundstof. Ifølge Atomhypotesen maa derfor til ethvert af de ca. 90 Grundstoffer svare en ganske bestemt Sort Atom, og al Materie maa være opbygget af disse ca. 90 forskellige Arter af smaa Bygningssten.

Atomerne antages at være i livlig Bevægelse, og ifølge *den mekaniske Varmeteori* er det deres Bevægelse, som vi mærker i Form af Varme.

Sammensatte Stoffer.

Mekaniske Blandinger. I Vand kan man selv under Mikroskop ikke se de enkelte Partikler af Ilt og Brint, men andre Stoffer er mere grovt sammensatte. Naar man f. Ex. ser nøjere paa en almindelig Brosten af Granit, iagttager man let, at den indeholder tre forskellige Stoffer, et rødt (Feldspat), et graat (Kvarts) og et mørkt (Glimmer). Et Materiale, i hvilket vi ved Øjets Hjælp, eventuelt under Mikroskopet, kan iagttage forskelligartede Smaapartikler, kaldes for et *heterogent* Stof eller en mekanisk Blanding. Hvis et Stof, selv under Mikroskopet, viser sig ganske ensartet, kaldes det derimod for *homogent*. Alle de Dele af et heterogent Stof, som er af samme Art, udgør tilsammen en *Fase*. Granit indeholder tre Faser (Feldspat, Kvarts, Glimmer). Homogene Stoffer bestaar af en enkelt Fase.

De heterogene Stoffer, som bestaar af en Vædske, hvori der findes smaa Partikler opslemmede eller paa Bunden, har særlig Interesse. Deres to Faser kan skilles fra hinanden ved *Filtre-*

ring. Herved forstaar man den Proces at si Stoffet gennem et porøst Lag, hvis Porer er mindre end de faste Partikler. I almindeligt Filtrerpapir, som bestaar af tæt sammenfildrede Cellulosestrevler, er Porestørrelsen nogle Tusindedele Millimeter (0,001—0,005 mm). Hvis den gennemløbne Vædske, Filtratet, ikke løber klart (blankt) igennem et Filter, skyldes dette, at Partiklerne er mindre end Filtrets Porer. Meget smaa Porer findes i de Filtrerrapparater af porøst Ler, som man bruger til Frafiltrering af Bakterier. En hel anden Metode til Fraskilning af smaa Partikler, som ofte benyttes med Fordel istedenfor Filtrering, er *Centrifugering*, hvorved Smaapartiklerne bringes til at samle sig forneden (f. Ex. Blodlegemerne i Blod) eller foroven (f. Ex. Fedtkuglerne i Mælk).

Rene Stoffer. Naturligt Vand er ofte uklart paa Grund af opslemmede Smaapartikler, men ved Filtrering kan man vinde klart og ganske homogent Vand. Det filtrerede Vand er dog endnu ikke rent i kemisk Forstand; thi ved Destillation efterlader det en fast Rest i Destillationskolben (Kedelsten, Salt). Det overdestillerede Vand efterlader ved gentagen Destillation ingen saadan Rest, det er kemisk rent. Regnvand er destilleret i Naturen, men det er som oftest forurennet under Nedfaldet og derfor alligevel ikke helt rent.

Af et rent Stof fordrer vi, at det ved Destillation ikke maa skilles i forskellige Stoffer, det maa ikke »*fraktioneres*« ved Destillation. Det maa heller ikke fraktioneres ved Frysning, men det først stivnede skal være af samme Art som det sidst stivnede. Hvis man fryser Havvand delvis, samler den udskilte Is og smelter den for sig, vil man finde, at Smeltevandet er langt ferskere end det oprindelige Vand, medens det ikke frosne Vand er saltere end det oprindelige; Havvandet er altsaa ved Frysningen blevet fraktioneret, det er ikke et rent Stof. *Ved et kemisk rent Stof forstaar man et homogent Stof, som ikke fraktioneres ved at skifte Tilstandsform.* Et rent Stof kan enten være et Grundstof eller et sammensat Stof; i sidste Tilfælde kaldes det for en *kemisk Forbindelse*.

Opløsninger. De homogene Stoffer, som fraktioneres ved at skifte Tilstandsform, kaldes for *homogene Blandinger* eller *Opløsninger*. Naar et Stof ved at blandes med et andet danner

en homogen Blanding, en Opløsning, siger man, at Stofferne opløses i hinanden.

Naar man ved Destillation vil undersøge, om en Vædske er en Opløsning eller et rent Stof, har man en god Hjælp i *Termometret*. Hvis Vædskens Kogepunkt stiger under Destillationen, viser dette, at Vædsken fraktioneres og altsaa er en Blanding. Hvis derimod Kogepunktet er konstant, tyder dette paa, at der ingen Fraktionering har fundet Sted, og at Stoffet er rent. Vand koger som bekendt konstant ved 100° Cels. (ved 1 Atmosfæres Tryk).

Naar man skal undersøge, om et fast Stof er rent, benytter man sædvanlig en Fremgangsmaade, som kaldes *OmkrySTALLISATION*. Man opløser Stoffet i saa lidt varmt Vand (eller andet Opløsningsmiddel) som mulig og bringer ved Afkøling en Del af Stoffet til at udskille sig igen. Derpaa frafiltrerer man det udskilte, tørrer det og undersøger, om det har forandret Sammensætning eller Egenskaber (f. Ex. Smeltepunkt). Uforanderlige Egenskaber antyder Renhed, forandrede Egenskaber viser, at der er indtraadt en Fraktionering, og at Stoffet ikke har været rent. Ved Omkrystallisation kan man vise, at det Salt, som vindes ved Indtørring af Havvand, og det Raasukker, som faas ved Indtørring af Sukkerroesaft, ikke er rene Stoffer; men ved selve Omkrystallisationen renses Stofferne, og ved gentagne Omkrystallisationer kan man vinde kemisk rent Kogsalt og rent Sukker. Kaliumklorat, der anvendes til Fremstilling af Ilt, forandres ikke ved Omkrystallisation. Det er et rent Stof.

Krystaller. Naar et Stof udskiller sig i fast Form af en Opløsning, voxer det sædvanlig ud til regelmæssig formede Smaastykker, begrænsede af plane Flader, de saakaldte *Krystaller*. Deraf kommer Navnet Omkrystallisation for den ovenfor omtalte Proces. En Krystal er ikke blot karakteriseret ved sin ydre Form, men ogsaa ved en indre Struktur. Dette viser sig blandt andet ved, at der er bestemte Retninger, i hvilke Krystallen lettest gaar itu. Herved faar krystallinske Stoffers Brud et andet Udseende end det muslede Brud, som man kender fra ukrySTALLISEREDe, »*amorfe*«, Stoffer som Glas og Flinte-

sten. Stoffer, som er udskilte i krystallinsk Form, udmærker sig meget ofte ved at være rene, idet Materien i den krystallinske Tilstandsform kun besidder meget ringe Tilbøjelighed til at danne Blandinger (faste Opløsninger).

Sammenfatning: *Et sammensat Stof er enten en mekanisk Blanding, en Opløsning eller en kemisk Forbindelse. Det er en **mekanisk Blanding**, hvis man ved Synets Hjælp kan iagttage forskellige Bestanddele. Det er en **Opløsning**, hvis det vel er homogent, men fraktioneres ved at skifte Tilstandsform. Det er en **kemisk Forbindelse**, hvis det er homogent og ikke fraktioneres ved at skifte Tilstandsform.*

Om de sammensatte Stoffers Spaltning. Medens mekaniske Blandinger let kan skilles i deres Bestanddele ved *Filtrering, Centrifugering* eller lignende Processer, og Opløsninger mere eller mindre let kan skilles i deres Bestanddele ved *Destillation* eller *Omkrystallisering*, er kemiske Forbindelser mere bestandige og fordrer kraftigere Indgreb for at spaltes. Man maa enten *ophede stærkt* (Ex. Spaltning af Kaliumklorat og Kalksten) eller anvende *elektrisk Strøm* (Ex. Elektrolyse af Vand) eller bruge *kemisk Indvirkning*, d. v. s. Indvirkning af et andet Stof (Ex. Indvirkning af Zink paa Svovlsyre).

Om de sammensatte Stoffers Egenskaber. I en Opløsning kan man sædvanlig uden Besvær genkende adskillige af Bestanddelenes Egenskaber, medens dette ikke er Tilfældet i en kemisk Forbindelse. Naar Stoffer opløses i hinanden, bevares deres Egenskaber i større eller mindre Grad, men naar de danner en kemisk Forbindelse, forsvinder deres Egenskaber. I en Sukkeropløsning kan man genkende baade Vandets og Sukkerets Egenskaber, men i en kemisk Forbindelse som Vand kan man ikke opdage nogen af de for Ilt og Brint karakteristiske Egenskaber.

Molekylbegrebet.

Naar man ud fra Atomforestillingen skal forklare Forskellen mellem Opløsninger og kemiske Forbindelser, nødes man til at anfage, at Atomerne er samlede til større eller mindre Grupper, som er saa bestandige at de ikke gaar itu, fordi Stoffet Grupper, som er saa bestandige, at de ikke gaar itu, fordi Stoffet

skifter Tilstandsform. Disse Grupper kaldes *Molekyler*. Hvis alle Molekylerne i et Stof er ens, kan man ikke fraktionere Stoffet ved at lade det skifte Tilstandsform; det maa opføre sig som et rent Stof. Hvis et Stof derimod indeholder flere Slags Molekyler, kan der ved Tilstandsændringer finde en Sortering af Molekylerne Sted, hvorved Stoffet fraktioneres; Stoffet vil opføre sig som en Opløsning. Vi kommer altsaa til følgende Resultat: *Et rent Stof bestaar af ens Molekyler, en Opløsning bestaar af flere Molekylsorter.*

Dette Resultat gør det forstaaeligt, at en Opløsning minder om sine Bestanddele i Egenskaber, medens en kemisk Forbindelse ikke gør dette. Ved Opløsningsprocessen bevares Bestanddelenes Molekyler, og derfor bevares deres Egenskaber ogsaa, men ved Dannelsen af en kemisk Forbindelse forsvinder de gamle Molekyler, og der dannes nye med forandrede Egenskaber.

Udfra Molekylhypotesen er man i Stand til at danne sig en Forestilling om **Forskellen paa den luftformige, den flydende og den faste Tilstandsform** paa følgende Maade: I den *luftformige* Tilstandsform er Molekylerne langt fra hverandre; derfor virker de ^{hver i sig selv} ikke tiltrækkende paa hverandre, og følgelig vil deres Bevægelser sprede dem over hele det tilgængelige Rum, hvad der er det karakteristiske for denne Tilstandsform. I *Vædsketilstanden* er Molekylerne tættere samlede; de virker tiltrækkende paa hverandre, og deres Bevægelser kan ikke sprede dem fra hverandre. I de *faste Legemer* er Molekylerne saa fast sammenlejrrede, at de under deres Bevægelser ikke kan fjærne sig helt fra deres oprindelige Plads i Legemet, men kun kan sitre frem og tilbage om denne Plads; det er denne faste Sammenlejrning af Molekylerne, som giver de faste Stoffer deres Stivhed. I *Krystallerne* er Molekylerne regelmæssigt ordnede, medens de i de *amorfe Legemer* ligger Hulter til Bulter.

Nogle Vanskeligheder ved Afgørelsen af, om et foreliggende Stof er en Blanding eller en ren kemisk Forbindelse. Man maa ikke forlange af en ren kemisk Forbindelse, at den aldrig maa lade sig fraktionere ved Tilstandsændringer, thi under særlige Omstændigheder kan det hænde, at Stoffets Mo-

lektyler gaar itu, hvorved det ophører med at være et rent Stof. Hvis et Stof under en Række forskellige Forsøgsbetingelser forholder sig som et rent Stof, har man Lov til at antage det for rent, selv om det under andre Omstændigheder spaltes eller fraktioneres.

Exempel: Sukker og Kaliumklorat er rene kemiske Forbindelser, da de ved Omkrystallisation paa forskellig Vis ikke kan fraktioneres; men hvis man prøver at destillere dem, spaltes de, idet deres Molekyler gaar itu.

Paa den anden Side kan man blive narret, hvis man stoler paa, at et Stof er rent, fordi det ved en *enkelt* Tilstandsændring ikke bliver fraktioneret; thi det kan hænde, at en Blanding under særlige Omstændigheder skifter Tilstandsform uden at fraktioneres, idet de to Arter af Molekyler følges ad i samme Mængdeforhold.

Exempel: En Saltsyre med 20 pCt. Klorbrinte destillerer over med uforandret Sammensætning, medens baade en stærkere og en svagere Saltsyre ved Destillation fraktioneres, saa at der bliver 20 pCt.'s Saltsyre tilbage i Destillationskolben. Man har derfor en Tid lang troet, at Saltsyre paa 20 pCt. var en ren kemisk Forbindelse. At den imidlertid er en Blanding, kan vises ved at destillere den ved et andet Tryk end Atmosfærens. Ved 3 Atmosfærers Tryk indeholder Destillatet fra 20 pCt.'s Saltsyre mere end 20 pCt. Klorbrinte, og det er Saltsyren med 18 pCt. Klorbrinte, der destillerer over uden at forandre Sammensætning. Det er altsaa kun ved et enkelt, ganske bestemt Tryk, at 20 pCt.'s Saltsyre destillerer uden at fraktioneres.

Af de ovenstaaende Bemærkninger kan man uddrage følgende Regel:

Et Stof er rent, hvis det under flere forskellige Omstændigheder opfører sig som et rent Stof, men det behøver ikke under alle Omstændigheder at opføre sig som et rent Stof.

Fysiske og kemiske Processer. De Processer, ved hvilke Molekylerne forbliver uforandrede, kaldes fysiske Processer, medens de Processer, ved hvilke der dannes nye Molekylarter, kaldes for kemiske Processer. Filtrering, Smeltning, Fordampning, Opløsning, Omkrystallisation er Exempler paa fy-

siske Processer. Kaliumkloratets Spaltning ved Ophedning, Vandets Spaltning ved Elektrolyse, Brintens Fremstilling af Zink og Svovlsyre er Exempler paa kemiske Processer. Ved fysiske Processer kan man udvinde de Stoffer, som i Forvejen er tilstede i en Blanding, men ved kemiske Processer skaber man nye Stofarter. Naar man ved en kemisk Proces har dannet en ny kemisk Forbindelse, er den sædvanlig forurenset med Udgangsmaterialerne eller med andre samtidig dannede Produkter. Derfor maa den ved fysiske Processer som Destillation, Omkrystallisation, Filtrering skilles fra iblandede Urenheder for at vindes i ren Tilstand.

At afgøre om en foreliggende Proces er kemisk eller fysisk, kan ofte være vanskelig. Saaledes kan Fordampninger, Smeltninger og navnlig Opløsningsprocesser være forbundne med Molekylforandringer og altsaa være kemiske Processer.

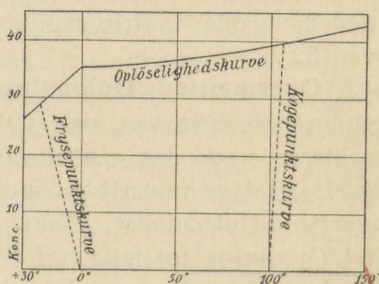
Mængdeforholdene ved Dannelsen af Opløsninger.

Mættede Opløsninger. Naar man undersøger, hvorledes Mængdeforholdene mellem Bestanddelene kan varieres i et sammensat Stof, viser der sig vigtige Forskelligheder mellem mekaniske Blandinger, Opløsninger og kemiske Forbindelser. En mekanisk Blanding af to Stoffer kan fremstilles i alle mulige Blandingsforhold, forudsat at Stofferne ikke paavirker hinanden kemisk eller opløses i hinanden. Naar man derimod prøver at lave Opløsninger af Natriumklorid (Salt) i Vand ved at ryste Saltet med Vand i forskellige Mængdeforhold i en lukket Flaske, vil man finde, at der er en Grænse for, hvor meget Salt man kan faa opløst i en bestemt Vægtmængde Vand. Hvis man sætter mere end 36 Dele Salt til 100 Dele Vand, faar man ikke, selv ved nok saa lang Tids Rystning, alt Saltet i Opløsning. Opløsninger kan altsaa i Almindelighed ikke fremstilles i alle mulige Mængdeforhold. En Opløsning, som ikke kan optage mere af et Stof ved Rystning dermed, kaldes for en *mættet* Opløsning. Sammensætningen af den mættede Opløsning af et rent Stof er uafhængig af, om man ryster Opløsningsmidlet med meget eller lidt af Stoffet,

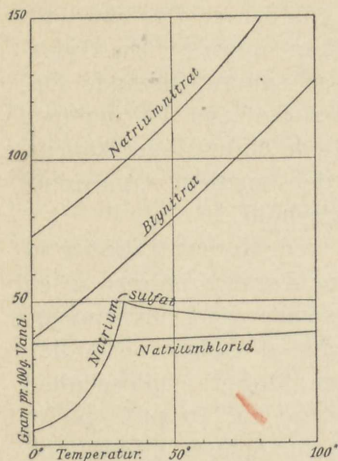
naar man blot ryster med saa meget, at der er Overskud tilstede, d. v. s. at der er noget, som ikke opløses. En Opløsning, som er mindre koncentreret (paa samme Mængde Opløsningsmiddel indeholder mindre opløst Stof end den mættede Opløsning), kaldes for *umættet*. Umættede Opløsninger kan indenfor den Grænse, som sættes ved den mættede Opløsning, fremstilles efter alle mulige Blandingsforhold.

Et Stofs **Opløselighed** angives ved Koncentrationer af dets mættede Opløsning. Som Maal for *Koncentrationen* af en Opløsning kan man benytte det Tal, som angiver, hvormange Gram opløst Stof der findes i 100 Gram af Opløsningsmidlet. Der er stor Forskel paa de forskellige Stoffers Opløselighed i Vand. Hvis der kan opløses mere end ca. 10 pCt., plejer man at kalde Stoffet letopløseligt, hvis der opløses mindre end ca. 1 pCt., er Stoffet tungtopløseligt, og hvis der opløses mindre end 0,01 pCt., vil man sædvanlig betegne Stoffet som uopløseligt. Mange Stoffer er dog endnu mindre opløselige, men et absolut uopløseligt Stof eksisterer næppe.

Opløselighedskurver. Et Stofs Opløselighed voxer sædvanlig, om end ikke altid, med Temperaturen. En Oversigt over Opløselighedens Variation med Temperaturen skaffer man sig bedst ad grafisk Vej. I Figur 1 er gengivet, hvorledes Natriumkloridets Opløselighed i Vand forandrer sig med Temperaturen. Forneden paa Figuren findes en Temperaturskala, og tilvenstre er afsat en Koncentrationsskala. I Figuren betyder derfor ethvert Punkt en Opløsning med bestemt Koncentration og bestemt Temperatur nemlig den Koncentration, som det ligger lige til Siden for, og den Temperatur, som det ligger lige ovenfor. Dette udtrykkes ved at sige, at ved den her anvendte *grafiske Fremstilling* er Temperaturen benyttet som *Abscisse* og Koncentrationen som *Ordinat*. De Punkter, som angiver de mættede Opløsningers Sammensætning ved de forskellige Tem-



Figur 1.
Natriumkloridets Opløselighed.



Figur 2. Opløselighedskurver.

peraturer, danner tilsammen *Opløselighedskurven*. Opløselighedskurven for Natriumklorid, som den er angivet i Figur 1, viser, at der ved 0° opløses 36 g Salt i 100 g Vand og ved 100° 39 g Salt i samme Mængde Vand. Imellem disse Temperaturer er Opløseligheden jævnt og ganske svagt stigende. I Nærheden af 0° er der et Knæk paa Opløselighedskurven, og under 0° aftager Opløseligheden stærkere med synkende Temperatur. Arealet, som ligger under Opløselighedskurven, indeholder de Punkter, som svarer til umættede Opløsninger.

Figur 2 gengiver nogle karakteristiske Opløselighedskurver. De stærkt stigende Kurver for Natriumnitrat og Blynitrat viser, at disse Stoffers Opløselighed voxer stærkt med Temperaturen, hvorimod Natriumkloridets næsten vandrette Kurve viser, at dette Stofs Opløselighed kun forandrer sig lidt med Temperaturen. Kurven for Natriumsulfat er stærkt stigende indtil 32° ; men her har den et Knæk, og fra 32° er den nedadgaaende. Natriumsulfat besidder sin største Opløselighed ved 32° .

Overmættede Opløsninger. De Punkter, som ligger over Opløselighedskurven, svarer til Opløsninger, som er mere koncentrerede end den mættede Opløsning (overmættede Opløsninger). Det er undertiden muligt at fremstille saadanne *overmættede* Opløsninger. Naar man nemlig afkøler en varm mættet Opløsning forsigtig, vil den ikke altid udskille det opløste Stof, selv om den er stærkere end den mættede Opløsning ved samme Temperatur. Men om ikke før vil Overmætningen altid ophøre, naar man tilsætter en Krystal af det opløste Stof (*Podning*), idet den tilsatte Krystal vil danne Udgangspunktet for Krystallisationen af det overskydende Salt. Jo sjældnere der i en overmættet Opløsning af sig selv (spontant) opstaar smaa Krystalkim, desto længere holdbar vil den overmættede

Opløsning være, naar den beskyttes mod udefra kommende Kim.

Frysepunktskurver og Kogepunktskurver. Vand fryser til Is, naar man afkøler det under 0° , og fordamper, naar man opheder det over 100° . Paa ganske lignende Maade vil vandige Opløsninger udskille Is ved Afkøling under deres Frysepunkt og fordampe ved Ophedning over deres Kogepunkt. For vandige Opløsninger ligger Frysepunktet og Kogepunktet imidlertid ikke som for det rene Vand ved 0° og 100° ; thi *opløste Stoffer sænker Frysepunktet og forhøjer Kogepunktet*. I Figur 1 er der indtegnet Kurver, der angiver, hvorledes Natriumkloridopløsningernes Frysepunkt og Kogepunkt forandrer sig med Koncentrationen af Natriumkloridet. Kurverne begynder forneden henholdsvis ved 0° og 100° og fortsættes opad, idet de fjærner sig lidt fra hinanden, indtil de naar Opløselighedskurven. Det er kun de Saltopløsninger, hvis Punkter ligger i Arealet, der begrænses af Grundlinien, Frysepunktskurven, Opløselighedskurven og Kogepunktskurven, som er *stabile*. Opløsninger overfor Opløselighedskurven vil være overmættede og vil, i hvert Fald ved Podning, udskille Salt. Opløsninger udenfor Frysepunktskurven vil, hvis de overhovedet kan fremstilles, udskille Is paa mindste Foranledning (være *underafkølede*), og Opløsninger udenfor Kogepunktskurven vil, hvis de overhovedet kan fremstilles, paa ringe Foranledning explosionsagtigt afgive Damp (være *overhedede*).

Krystalvand. De Krystaller, hvori et Stof udskiller sig af vandige Opløsninger, indeholder ofte kemisk bundet Vand, som først afgives ved Ophedning til højere Temperatur. Man kalder dette Vandindhold for *Krystalvand*. Natriumsulfat udskiller sig under 32° med en stor Mængde Krystalvand, som det afgiver ved Opvarmning over 32° (Omdannelsestemperaturen). Opløselighedskurven under 32° angiver Opløseligheden af det krystalvandholdige Salt, og Opløselighedskurven over 32° angiver Opløseligheden af det vandfri Salt. De to Kurvegrene svarer altsaa til to forskellige faste Stoffer, og det er derfor ganske naturligt, at de to Grene ikke gaar jævnt over i hinanden, men støder sammen i et Knæk (se Figur 2). Knækket i Natriumkloridets Opløselighedskurve ved ca. 0° skyldes paa ganske til-

svarende Vis, at Natriumkloridet under 0° udkrystalliserer med Krystalvand, som det afgiver ved Ophedning til ca. 0° .

To forskellige Former af et fast Stof besidder altid forskellig Opløselighed undtagen ved Omdannelsestemperaturen, og den bestandige Form er den tungest opløselige.

Luftarters Opløselighed. Den Mængde af en Luftart, som kan opløses i Vand, afhænger af Trykket, idet der opløses desto mere, jo større Luftartens Tryk (i Luftblandinger dens Partialtryk) er. *Den Mængde, der opløses, voxer sædvanlig proportionalt med Trykket* (Henrys Lov). Henrys Lov gælder for Iltens, Kvælstoffets og Kuldioxidets Opløselighed i Vand, men den gælder ikke for Klorbrintens Opløselighed i Vand. Ved at koge en Vædske i nogen Tid kan man fuldstændig ud-drive de Luftarter, der findes opløst i Vædsken, idet de vil fjærnes med de bortgaaende Dampe. Det er dog kun de Luftarter, for hvilke Henrys Lov gælder, som paa denne Maade kan fjærnes. Udkogt Vand indeholder hverken Ilt, Kvælstof eller Kuldioxid, men hvis Vandet har været forurenat med lidt Klorbrinte (Saltsyre), vil dette ikke være blevet fjærnet ved Udkogningen.

Mængdeforholdene ved Dannelsen af kemiske Forbindelser.

Loven om de konstante Proportioner. For kemiske Forbindelser er det karakteristisk, at de dannes efter ganske bestemte Vægtforhold (Loven om de konstante Proportioner).

Naar man f. Ex. blander Brint og Ilt sammen i vxlende Forhold og antænder Blandingen ved en elektrisk Gnist, dannes derved ikke Vand med vxlende Sammensætning, men det dannede Vand indeholder stedse 2 Rumfang Brint paa 1 Rumfang Ilt. Det dannede Vand har denne Sammensætning, hvad enten man blander Luftarterne netop i dette Forhold, eller man tager stort Overskud af Ilt eller Brint, og efter Explosionen findes den overskydende Mængde af Ilten eller Brinten fri tilbage.

Foruden Vand kender man et andet rent Stof, som er sammensat af Ilt og Brint, nemlig Brintoverilte. Det er en

tung Vædske med ganske andre Egenskaber end Vand. Det kan ikke fremstilles ved Forbrænding af Brint, men maa vindes ad Omveje. I Brintoverilte er altid 1 Rumfang Ilt forbundet med 1 Rumfang Brint. Man kender altsaa to kemiske Forbindelser af Brint og Ilt, i hvilke disse Grundstoffer er forbundne i forskellige Forhold, men hver af disse Forbindelser har sin ganske bestemte Sammensætning. Lignende Forhold gælder for andre Grundstoffer. Saaledes kendes af Kobber og Ilt to kemiske Forbindelser, *rødt Kobberilte* (Kuproxyd), hvori 100 Dele Kobber er forbundet med 12,58 Dele Ilt, og *sort Kobberilte* (Kuprioxyd), hvori 100 Dele Kobber er forbundet med 25,16 Dele Ilt. Mellem Kvælstof og Ilt kendes fem forskellige Forbindelser, mellem Kulstof og Ilt tre o. s. fr. Man kan altid kun fremstille et begrænset, oftest endda ret lille, Antal af kemiske Forbindelser mellem to Stoffer, og hver af disse Forbindelser er karakteriseret ved sin ganske bestemte Sammensætning og sine særlige Egenskaber.

Man har derfor følgende Forskel paa de forskellige Typer af sammensatte Stoffer. *Mekaniske Blandinger* kan fremstilles med alle mulige Sammensætninger, *Opløsninger* kan indenfor den Grænse, der sættes af den mættede Opløsning, fremstilles med alle mulige Sammensætninger, *kemiske Forbindelser* kan kun fremstilles efter enkelte ganske bestemte Vægtforhold.

Denne Forskel paa Blandingerne og de kemiske Forbindelser er i fuldkommen Overensstemmelse med Molekylhypotesen. Ifølge denne er alle Molekylerne i en ren kemisk Forbindelse ens. Vægtforholdet mellem en kemisk Forbindelses Bestanddele maa derfor være som Vægtforholdet mellem Grundstofferne i det enkelte Molekyle. Men i Molekylet kan der kun forekomme hele Atomer, og derfor kan kemiske Forbindelser kun dannes i de bestemte Vægtforhold, som svarer til hele Antal af de indgaaende Grundstoffers Atomer. Hvis et Molekyle indeholder 3 Atomer af et Grundstof med Atomvægten A og 5 Atomer af et Grundstof med Atomvægten B, saa er Vægtforholdet $\frac{3A}{5B}$. Hvis vi vil forandre Molekylets Sammensætning, maa vi mindst forandre den med et Atom, og

blot ved at føje et Atom A til Molekylet forandres Vægtforholdet til $\frac{4}{5} \frac{A}{B}$. Kemiske Forbindelser af Atomerne A og B kan kun dannes i Vægtforhold, der kan udtrykkes ved en Brøk $\frac{p}{q} \frac{A}{B}$, hvor p og q er hele og sædvanlig smaa Tal.

Loven om de multiple Proportioner. Naar to Stoffer danner flere kemiske Forbindelser med hinanden, forholder de Mængder af det ene, som i de forskellige Forbindelser er forbundne med samme Mængde af det andet, sig som hele Tal. Da dette ogsaa kan udtrykkes ved at sige, at Mængderne er Multipla af en og samme Mængde, kalder man denne Lov for *Loven om de multiple Proportioner*.

Exempler. Paa 1 Rumfang Ilt findes i Brintoverilte 1 Rumfang Brint og i Vand 2 Rumfang Brint. Forholdet mellem disse Brintmængder er som 1 til 2. Paa 100 Dele Kobber findes i rødt Kobberilte 12,58 Dele Ilt og i sort Kobberilte 25,16 Dele Ilt. Disse Iltmængder forholder sig som 1 til 2. I Kvælstoffets fem Iltter findes paa 28 Dele Kvælstof henholdsvis 16, 32, 48, 64, 80 Dele Ilt. Disse Mængder forholder sig som 1, 2, 3, 4, 5.

Loven om de multiple Proportioner kan *udledes af Atomhypotesen*. Vi behøver saaledes blot at antage, at der i Kvælstoffets Iltter findes henholdsvis 1, 2, 3, 4 og 5 Atomer Ilt forbundet med samme Kvælstofmængde for at forstaa Sammensætningen af dem.

Mere exakt kan Loven om de multiple Proportioner udledes paa følgende Maade. Lad der i den ene Forbindelse være p Atomer af Grundstoffet A og q Atomer af Grundstoffet B ($A_p B_q$), og lad der i den anden Forbindelse være henholdsvis r og s Atomer af A og B ($A_r B_s$). I saa Fald vil der i den første Forbindelse paa p · r Atomer af A findes q · r Atomer af B, og i den anden Forbindelse vil der paa det samme Antal Atomer af A findes p · s af B. De Mængder af B, som er forbundne med en og samme Mængde af A (p · r Atomer) vil følgelig forholde sig som q · r til p · s, og da q, r, p, s alle er hele Tal, maa disse Mængder ogsaa forholde sig som hele Tal. Ved Forsøg plejer man at finde, at Mængderne forholder sig som *smaa* hele Tal; dette tyder paa, at p, q, r, s i Almindelighed er smaa Tal, d. v. s. at der kun indgaar faa Atomer i Molekylerne.

Den mekaniske Varmeteori.

Man antager, at Atomer og Molekyler er i yderst livlig Bevægelse, og at det er deres Bevægelser, som vi mærker som Varme. Jo højere Temperatur et Stof har, desto livligere er Bevægelsen af dets Smaadele. Man kalder denne Forestilling om Varmens Natur for *den mekaniske Varmeteori*. Ved at hamre eller gnide paa et Legeme faar man det opvarmet, idet Legemets Molekyler ved Behandlingen kommer i livligere Bevægelse. Det kan i første Øjeblik synes at være en meget dristig Antagelse, at Molekylerne i vore Stoffer er i livlig Bevægelse. Men ved mikroskopiske Undersøgelser har man været i Stand til at bekræfte denne Antagelse. Naar man ser paa en Draabe Vand, kan man ganske vist ikke i Mikroskopet se de enkelte Vandmolekyler; men hvis der i Vandet findes Smaapartikler, som man lige netop kan se i Mikroskopet, f. Ex. døde Bakterier eller lignende, vil man bemærke, at disse Smaapartikler aldrig kommer i Ro, men udfører uregelmæssige sitrende Bevægelser, der er desto kraftigere, jo mindre Partiklerne er og jo varmere Vandet er. Disse Bevægelser, der efter deres Opdager, Botanikeren Brown, kaldes for *Brownske Bevægelser*, kan kun forklares som Følger af Vandmolekylernes Stød mod de mikroskopisk synlige Partikler; de er for os det synlige Tegn paa, at der i det stille Vand hersker en Uro, som man ikke kan iagttage ved en umiddelbar Betragtning.

Et Legeme, hvis Molekyler og Atomer ikke bevæger sig, indeholder ingen Varme, det er saa koldt, som det overhovedet kan blive. Dette *absolute Nulpunkt* for Temperaturen ligger ved -273° Celsius. Man har ikke Midler til at afkøle et Stof til det absolute Nulpunkt, men kan dog nu til Dags komme ret nær til det.

Ved Hjælp af den mekaniske Varmeteori kan man forstaa, hvorfor faste Stoffer ved Opvarmning smelter og ved videre Ophedning fordamper. I et fast Stof er Molekylernes Bevægelser saa smaa, at et Molekyle ikke forlader de omliggende Molekyler, men stadig forbliver paa sin Plads mellem disse. Naar man varmer det faste Stof op, sætter man dets Molekyler i livligere Bevægelse, og naar Bevægelserne derved

er blevne saa stærke, at Molekylerne kan forlade deres Omgivelser, vil Stoffet antage den flydende Tilstand, det vil smelte. Ved videre Tilførsel af Varme bliver Molekylernes Bevægelser tilsidst saa kraftige, at de hyppig river sig løs fra Legemets Overflade og flyver frit ud i Rummet, Stoffet fordampes.

Avogadros Hypotese.

Ifølge den mekaniske Varmeteori skyldes Luftarternes Tryk mod deres Beholders Vægge de stadige Stød af Luftmolekylerne, som farer mod Væggene med stor Fart og kastes tilbage. Ud fra denne Forestilling kan det vises, at for samme Temperatur afhænger Lufttrykket kun af *Antallet* af Luftmolekyler i Rummet og ikke af disses Størrelse, Art eller Vægt. Beviset herfor vil det blive for vidtløftigt at gengive, men det skal dog nævnes, at de tunge Molekyler ikke giver større Lufttryk end de lette, fordi de ved samme Temperatur gennemsnitlig bevæger sig langsommere end de lette. Som Følge af, at Lufttrykket kun afhænger af Molekylantallet og Temperaturen, maa *lige store Rumfang af forskellige Luftarter ved samme Tryk og Temperatur indeholde lige mange Molekyler* (**Avogadros Hypotese**). En Liter Brint, en Liter Ilt, en Liter Luft indeholder ved en Atmosfæres Tryk og 18° lige mange Molekyler.

Ved Hjælp af Avogadros Hypotese kan man bestemme det *Molekylforhold*, i hvilket to luftformige Stoffer indgaar kemisk Forbindelse med hinanden; thi hvis a Liter af den ene Luftart reagerer med b Liter af den anden, maa ifølge Avogadros Hypotese a Molekyler af den første Luftart reagere med b Molekyler af den anden, og Molekylforholdet maa altsaa være a : b. Ved Vanddannelsen forbinder en Liter Ilt sig med to Liter Brint, følgelig reagerer hvert Iltmolekyle med to Brintmolekyler, Molekylforholdet er som 1 til 2.

De kemiske Processer mellem Luftarter foregaar sædvanlig efter simple Rumfangsforhold. Deraf kan vi drage den Slutning, at kemiske Processer sædvanlig foregaar efter simple Molekylforhold. Dette stemmer med, at Atomernes Antal i Molekylerne sædvanlig er ret lille.

Bestemmelse af luftformige Stoffers Molekylvægt.

De enkelte Atomer og Molekyler er yderst smaa, saa at det ikke er muligt at veje dem enkeltvis. Ikke desto mindre er man ved Hjælp af Avogadros Hypotese i Stand til at sammenligne luftformige Stoffers Molekylvægte indbyrdes.

Hvis man skal bestemme Forholdet mellem Vægten af et Hvedekorn og Vægten af et Bygkorn, og ikke har en Vægt, der er fin nok til at veje disse Korn enkeltvis, kan man benytte det Kunstgreb at aftælle 100 Korn af hver, Kornsort og bestemme Vægtforholdet mellem disse Portioner, idet disse Vejninger kan foretages med en grovere Vægt. Paa lignende Vis kan man bestemme Forholdet mellem Molekylvægtene af to Stoffer ved at sammenligne Vægtene af to Stofportioner, der indeholder lige mange Molekyler. Dette er efter Avogadros Hypotese Tilfældet med lige store Luftrumfang. Hvis man vil bestemme Forholdet mellem to Luftarters Molekylvægte, har man derfor blot at veje lige store Rumfang af disse Luftarter.

Disse Vejninger kan udføres ved at veje en lukket Beholder, som er forsynet med en Hane, først lufttom og derpaa fyldt med Luftarterne. Hvis man finder, at Beholderen rummer 1,953 g Ilt og kun 0,123 g Brint, maa Iltmolekylet veje $1,953 : 0,123 = 15,9$ Gange saa meget som Brintmolekylet.

I den efterfølgende Tabel er opført, hvor meget en Liter af forskellige Stoffer vejer i luftformig Tilstand ved *Normalomstændighederne*, d. v. s. ved 0° og 1 Atmosfæres Tryk. Molekylvægtene af de forskellige Stoffer maa forholde sig som disse Litervægte. Molekylvægten af et Stof angives sædvanlig i Forhold til Iltens Molekylvægt, og man har valgt at sætte Iltens Molekylvægt til 32. Hvis et Stof har dobbelt saa tunge Molekyler som Ilt er dets Molekylvægt lig 64. Som Enhed for Molekylvægte bruges altsaa $\frac{1}{32}$ af Iltmolekylets Vægt. Hvis man kalder Molekylvægten af en Luftart for M og Luftartens Litervægt ved Normalomstændighederne for P maa ifølge Avogadros Hypotese gælde (1,429 er Iltens Litervægt):

$$\frac{M}{32} = \frac{P}{1,429}, \text{ heraf faas } M = 22,4 \cdot P, \text{ d. v. s.}$$

Molekylvægten af en Luftart er lig 22,4 Gange Vægten af 1 Liter ved Normalomstændighederne. I Tabellen findes anført nogle ved Hjælp af denne Formel beregnede Molekylvægte.

Luftart	Litervægt ved 0° og 1 Atm.	Molekylvægt (Iltens = 32).
Vand	0,805	18,02
Klorbrinte	1,628	36,47
Kulilte	1,251	28,00
Kuldioxyd	1,965	44,00
Brint	0,090	2,02
Ilt	1,429	32,00
Klor	3,166	70,92

Hvis man har bestemt Vægten af 1 Liter af en Luftart ved en anden Temperatur end 0° eller ved et andet Tryk end 1 Atmosfære, kan man ved Hjælp af de almene Love, som gælder for Luftarternes Rumfangsforandringer med Temperatur og Tryk, regne sig til Litervægten ved Normalomstændighederne. Dette kan benyttes til Bestemmelse af Litervægten i luftformig Tilstand for Stoffer, som ved Normalomstændighederne ikke er Luftarter. Saaledes kan Vægten af 1 Liter Vanddamp ved 0° og 1 Atm. beregnes af experimentelle Bestemmelser af Litervægten ved Temperaturer over 100°.

Grammolekylet. Ved et *Grammolekyle* af et Stof forstaar man saa mange Gram af Stoffet, som Molekylvægten angiver. Et Grammolekyle Ilt er 32 Gram Ilt, et Grammolekyle Vand er 18,02 Gram Vand. *Et Grammolekyle af en hvilken som helst Luftart indtager ved Normalomstændighederne et Rumfang paa 22,4 Liter.* Dette følger af, at Molekylvægten er lig 22,4 Gange Vægten af en Liter ved Normalomstændighederne.

En Luftarts *Vægtfylde* i Forhold til atmosfærisk Luft (d) faas ved at dividere dens Litervægt (P) med Vægten af en Liter atmosfærisk Luft. En Liter atmosfærisk Luft vejer ved Normalomstændighederne 1,293 Gram, altsaa gælder

$$d = \frac{P}{1,293} = \frac{M}{22,4 \times 1,293} = \frac{M}{29}, \text{ hvoraf faas } M = 29 d$$

Denne Formel kan bruges til at bestemme Molekylvægten M, naar man kender Vægtfylden d, og omvendt til at bestemme Vægtfylden, naar man kender Molekylvægten.

Bestemmelse af Atomtal.

Naar man ved, at Vandets Molekylvægt er 18,02, og kender Vandets Sammensætning efter Vægt, kan man beregne, hvor meget Ilt og Brint der findes i Molekylet. I Vand findes paa hver Liter Ilt to Liter Brint; en Liter Ilt vejer 1,429 Gram, og to Liter Brint vejer $2 \times 0,090 = 0,180$ Gram; da

$$\frac{0,180}{0,180 + 1,429} \cdot 100 = 11,2$$

maa der i Vand findes 11,2 pCt. Brint og 88,8 pCt. Ilt.

Naar man nu holder dette Resultat sammen med, at Vandets Molekylvægt er 18,02, finder man, at der i Vandets Molekyle indgaar 2,02 Dele Brint og 16,00 Dele Ilt. Paa lignende Maade kan man for andre Stoffer med kendt Molekylvægt og kendt procentisk Sammensætning beregne Vægtmængderne af de forskellige Grundstoffer i Molekylet. Resultaterne af en Række saadanne Beregninger er samlede i den følgende Tabel.

Talmateriale til Bestemmelse af Atomvægte.

Luftart	Molekyl- vægt	Kvantitativ Sammensætning	Vægtmængde i Molekylet af				Ke- misk For- mel H ₂ O HCl C ₂ H ₄ C ₆ H ₆ CCl ₄ CO CO ₂ H ₂ O ₂ Cl ₂
			Brint	Ilt	Klor	Kulstof	
Vand	18,02	11,2 pCt. Brint	2,02	16,00			
Klorbrinte .	36,47	2,73 - »	1,01		35,46		
Ætylen . . .	28,04	14,4 - »	4,04			24,00	
Benzol . . .	78,06	7,76 - »	6,06			72,00	
Klorkulstof	153,84	7,80 - Kulstof			141,84	12,00	
Kulilte . . .	28,00	42,9 - »		16,00		12,00	
Kuldioxyd .	44,00	27,3 - »		32,00		12,00	
Brint	2,02		2,02				
Ilt	32,00			32,00			
Klor	70,92				70,92		
Atomtegn			H	O	Cl	C	
Atomvægt			1,01	16,00	35,46	12,00	

Hvis man betragter de Brintmængder, der indgaar i de forskellige Molekyler, ses strax, at de alle er Multipla af 1,01, der er den mindste Mængde Brint, der indgaar i noget Molekyle.

Det ligger derfor nær at antage, at et Brintatom vejer 1,01, og at der i de Molekyler, som indeholder 1,01 Dele Brint findes 1 Brintatom, hvorimod der i de Molekyler, der indeholder n Gange saa meget Brint, findes n Brintatomer. Det er ikke utænkeligt, at Brintens Atomvægt kunde være mindre end 1,01, f. Ex. være lig Halvdelen deraf, men *det er i højeste Grad usandsynligt*, thi i saa Fald skulde alle Brintforbindelserne indeholde et lige Antal Brintatomer i Molekylet. Ved lignende Ræsonnementer finder man af Tabellens Tal, at Iltens Atomvægt maa være 16,00, Klorets 35,46 og Kulstoffets 12,00. Vægtenheden for disse **Atomtal** er naturligvis den samme som for Molekylvægtangivelserne, altsaa $\frac{1}{32}$ af Iltens Molekylvægt. Ved at sætte Iltens Molekylvægt lig med 32, opnaar man, at Atomtallet for Brint, der er det letteste af alle Atomer, kommer til at ligge i Nærheden af 1.

Atomtegn. Som Betegnelse for de forskellige Grundstoffers Atomer bruger man Begyndelsesbogstavet af Grundstoffets latinske Navn, idet man for de Grundstoffers Vedkommende, som derved vilde faa samme Bogstav, tilføjer et af de følgende smaa Bogstaver. Bag i Bogen findes en fuldstændig alfabetisk Fortegnelse over Atomtallene og Atomtegnene for alle kendte Grundstoffer. Her skal blot nævnes nogle enkelte Tegn og afrundede Atomtal.

Brint	H = 1,0.	Magnium	Mg = 24.
Ilt	O = 16.	Kalcium	Ca = 40.
Kvælstof	N = 14.	Aluminium	Al = 27.
Klor	Cl = 35,5.	Zink	Zn = 65.
Svovl	S = 32.	Jern	Fe = 56.
Fosfor	P = 31.	Bly	Pb = 207.
Kulstof	C = 12.	Kobber	Cu = 64.
Silicium	Si = 28.	Kviksølv	Hg = 201.
Natrium	Na = 23.	Sølv	Ag = 108.
Kalium	K = 39.	Guld	Au = 197.

Kemiske Formler. Med disse Tegn kan man let angive de forskellige Molekylers atomistiske Sammensætning. Vandets Molekyle, der indeholder to Brintatomer og et Iltatom, skrives H_2O , Benzolets Molekyle, der indeholder sex Kulstofatomer og

sex Brintatomer, skrives C_6H_6 o. s. fr. Disse Betegnelser kalder man for Stoffernes kemiske Formler.

Det bør særlig bemærkes, at Tabellen paa Side 29 viser, at Brintens, Iltens og Klorets Molekyler indeholder to Atomer og skal skrives H_2 , O_2 og Cl_2 ; ogsaa Kvælstoffets Molekyle er toatomigt, N_2 . Man maa dog ikke af disse Angivelser lade sig forlede til at generalisere, at alle Grundstoffer er opbyggede af toatomige Molekyler.

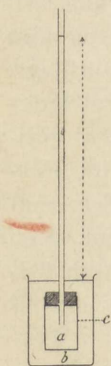
Molekylvægtbestemmelse af opløste Stoffer.

Halvgennemtrængelige Hinder. Gennem et Stykke Filterpapir kan baade Vand og opløste Stoffer passere, og kun fremmede Stoffer, som er mekanisk iblandede, holdes tilbage. Man kender dog ogsaa Hinder eller Membraner, som vel lader Vandet passere, men som ikke tillader opløste Stoffer at passere. Planternes Cellevægge og dyriske Hinder er i denne Forstand *halvgennemtrængelige* for adskillige opløste Stoffer; saaledes kan Vand udmærket godt diffundere gennem dem, men Æggehvidestof kan ikke passere gennem dem. Hvis man fylder et Stykke Tarm med Æggehvideopløsning, binder det til og lægger det ned i Vand, saa vil Vandet trænge ind i Tarmen og udspile den, men man vil ikke kunne paavise Æggehvide i Vandet udenfor Tarmhinden, selv efter længere Tids Forløb. Man kan forestille sig denne Halvgennemtrængelighed fremkommen ved, at Hinden vel indeholder Porer, men disse er saa smaa, at kun de smaa Vandmolekyler kan passere igennem, medens de store Molekyler af det opløste Stof holdes tilbage.

De fleste halvgennemtrængelige Hinder er kun uigennemtrængelige for en bestemt Gruppe af opløste Stoffer; som udmærker sig ved at krystallisere daarligt eller slet ikke, de saakaldte *Kolloider*, medens krystalliserende Stoffer som Salte og Sukker sædvanlig let vil passere igennem. En halvgennemtrængelig Væg, som holder Sukker og mange Salte fuldstændig tilbage, kan dog fremstilles ved at anbringe en Opløsning af *Kobbersulfat* ovenpaa en Opløsning af *Kaliumferrocyanid*; paa Grænsefladen mellem disse Opløsninger udfældes et brunrødt

Bundfald af *Kobberferrocyanid*, som danner en sammenhængende Hinde, der er ganske uigennemtrængelig for de Salte, hvoraf den er dannet. Hinden er yderst skør, men hvis man lader den danne sig i Væggen af en uglaseret, porøs Lercylinder ved at fylde denne med Kobberopløsningen og sætte den ned i Kaliumferrocyanidopløsningen, kan man vinde en halvgennemtrængelig Membran, som ikke blot er upassabel for Sukker og mange Salte, men ogsaa er stærk.

Osmotisk Tryk. Naar man fylder en Sukkeropløsning paa en saadan præpareret Lercylinder, lukker den ganske tæt foroven med en Prop, hvori der er anbragt et tyndt Rør, og derpaa anbringer Apparatet i et Kar med rent Vand (se Figur 3), vil Vandet diffundere ind i Lercylinderen, og dette vil bevirke, at Opløsningen stiger op i det tynde Rør, og at der opstaar et Overtryk inde i Apparatet, som maales ved den Højde, hvortil Vædsken stiger i det tynde Rør. Hvis man har fyldt en 1 pCt. Sukkeropløsning paa, vil Vandet vedblive at trænge ind, indtil Trykket er steget til ca. 0,7 Atm. Ved dette Overtryk er det indvendige Tryk netop i Stand til at hindre mere Vand i at trænge ind til Opløsningen. Dette Tryk kaldes for Sukkeropløsningens *osmotiske Tryk*, og det beskrevne Apparat til



Figur 3.
Osmometer.
a Opløsning.
b Rent Vand.
c Membran.

Bestemmelse af det osmotiske Tryk kaldes for et *Osmometer*. Det osmotiske Tryks Størrelse er uafhængig af den benyttede Hindes Natur; man faar samme Tryk med alle Slags Hinder, naar disse blot er uigennemtrængelige for det opløste Stof.

Det osmotiske Tryk kan antage meget betydelige Værdier; i en 10 pCt's Natriumchloridopløsning er det ca. 80 Atm. De urteagtige Planters Saftstivhed, som de mister ved Vandmangel, skyldes det osmotiske Overtryk i deres Celler. Inde i Cellerne, idet Vandet trænger op fra Jorden gennem Karrene til Cellerne, indtil Overtrykket i Cellerne er blevet lig det osmotiske Tryk af de Stoffer i Cellesaften, som ikke kan passere gennem Celler-væggene. At Genstande med bløde bøjelige Vægge bliver haarde og stive, naar der opstaar Overtryk inde i dem, kendes fra Cykleringe.

Det osmotiske Tryk i en Opløsning voxer og aftager proportionalt med Mængden af det opløste Stof og maa derfor skyldes dette. Det har vist sig, at *Opløsninger, der indeholder lige mange Molekyler opløst Stof i en Liter, saakaldte ækvimolekylære Opløsninger, besidder samme osmotiske Tryk.* Denne Lov kan udtrykkes paa følgende Maade: Lige store Rumfang af forskellige Opløsninger med samme osmotiske Tryk og Temperatur indeholder lige mange Molekyler. Heraf ses, at Avogadros Hypotese ogsaa gælder for Opløsninger, naar man blot regner med det osmotiske Tryk istedenfor med Lufttrykket. Ja, Overensstemmelsen mellem Luftarter og Opløsninger er saa fuldstændig, at en Opløsning, hvis osmotiske Tryk er 1 Atm., i en Liter indeholder netop lige saa mange Molekyler som en Luftart, hvis Tryk er 1 Atm. (forudsat naturligvis at Temperaturen er den samme).

Man maa antage, at det osmotiske Tryk skyldes det opløste Stofs Tendens til at udbrede sig i Opløsningsmidlet. Naar ved Henstand af Osmometret Trykket ikke mere stiger, og Vandet ikke mere trænger ind, maa Vandmolekylernes Tryk paa begge Sider af Hinden være lige store; men da hele Trykket indefra er Summen af Vandmolekylernes og det opløste Stofs Tryk, maa Overtrykket indefra netop være lig det Tryk, som det opløste Stof alene udøver mod Hinden, idet det hindres af denne i at udbrede sig. — Det Stof, som opløses fra en Krystal, der ligger paa Bunden af et Kar med Vand; fordeles sig ved *Diffusion* jævnt i Vandet; den drivende Kraft ved denne Fordeling er det opløste Stofs Tilbøjelighed til at udbrede sig, der maales dets osmotiske Tryk. Diffusionsprocessen foregaar meget langsomt, idet Gnidningsmodstanden mod det opløste Stofs Bevægelse i Opløsningen er meget stor.

Molekylvægtbestemmelse ved Maaling af osmotisk Tryk. Ligesom man efter Avogadros Hypotese kan bestemme Molekylvægten af en *Luftart* ved Hjælp af Ligningen,

$$M = 22,4 \cdot P,$$

hvor M er Molekylvægten, og P er Vægten i Gram af en Liter ved 0° og 1 Atm., maa man kunne bestemme Molekylvægten af et *opløst Stof* ved Hjælp af Ligningen,

$$M = 22,4 \cdot p,$$

hvor p betyder den Vægtmængde i Gram, som findes opløst i en Liter af en Opløsning, hvis osmotiske Tryk ved 0° er 1 Atmosfære.

Exempel: Naar man har maalt det osmotiske Tryk af en Opløsning, som indeholder 7,6 g Sukker i en Liter, og fundet,

at det er 0,5 Atm. ved 0° , maa en Opløsning, som indeholder det dobbelte, 15,2 g, i en Liter, besidde et osmotisk Tryk paa 1 Atm., og det opløste Stofs Molekylvægt maa altsaa være:

$$22,4 \cdot 15,2 = 340.$$

Molekylvægtbestemmelse ved Maaling af Frysepunkt eller Kogepunkt. Det er vanskeligt at udføre gode Bestemmelser af osmotisk Tryk, og man foretrækker derfor til Molekylvægtbestemmelse af opløste Stoffer sædvanlig at benytte andre og lettere Metoder. Det har ved Forsøg vist sig og kan desuden udledes teoretisk, at Opløsninger, som besidder samme osmotiske Tryk, ogsaa besidder samme Frysepunkt og Kogepunkt. Da nu Opløsninger, som besidder samme osmotiske Tryk, er ækvimolekylære, maa følgelig ogsaa Opløsninger, som besidder samme Frysepunkt og Kogepunkt, være ækvimolekylære. En Opløsning, som indeholder et Grammolekyle opløst Stof i en Liter Vand, besidder ved 0° et osmotisk Tryk paa 22,4 Atm., den fryser ved $\div 1,85^{\circ}$, og den koger ved $100,52^{\circ}$. Det er ganske ligegyldigt, hvilket Stof man har opløst, Frysepunktet og Kogepunktet afhænger kun af *Antallet* af Molekyler i Opløsningen.

En Forudsætning er det dog, at det opløste Stof ikke er kendelig flygtigt ved Opløsningens Kogepunkt.

Den Frysepunktssænkning, som frembringes af et Grammolekyle opløst Stof i en Liter Opløsningsmiddel, kaldes for *den molekylære Frysepunktssænkning*, den er for vandige Opløsninger $1,85^{\circ}$; og den Kogepunktsforhøjelse, som frembringes af et Grammolekyle opløst Stof i en Liter Opløsningsmiddel, kaldes for *den molekylære Kogepunktsforhøjelse*, den er for vandige Opløsninger $0,52^{\circ}$.

Naar man ønsker at finde Molekylvægten af et Stof, der kan opløses i Vand, bestemmer man ved Forsøg, hvormange Gram der maa opløses i en Liter Vand, for at Opløsningen skal fryse ved $\div 1,85^{\circ}$ eller koge ved $100,52^{\circ}$. Hvis denne Mængde er M Gram, er Molekylvægten af Stoffet lig M.

Exempel: Ved at opløse 10 g Sukker i en Liter Vand faas en Opløsning, som fryser ved $\div 0,0541^{\circ}$; da Frysepunktssænkningen er proportional med den opløste Stofmængde, maa man opløse $10 \cdot \frac{1,85}{0,0541} = 342$ g Sukker i en Liter for at faa Fryse-

punktet sænket til $\div 1,85^0$; følgelig maa Sukkerets Molekylvægt være 342. Sukker indeholder 42,08 pCt. Kulstof, 51,43 pCt. Ilt og 6,49 pCt. Brint; deraf beregnes, at der i Molekylet paa 342 findes 144 Vægtdele Kulstof, 176 Vægtdele Ilt og 22 Vægtdele Brint. Da et Atom Kulstof vejer 12, et Atom Ilt vejer 16 og et Atom Brint 1, ses heraf, at Sukkerets Molekyle maa være $C_{12} H_{22} O_{11}$.

De kemiske Formler for en Række vigtige Forbindelser.

I den følgende Sammenstilling er angivet de kemiske Formler for en Række vigtige Stoffer.

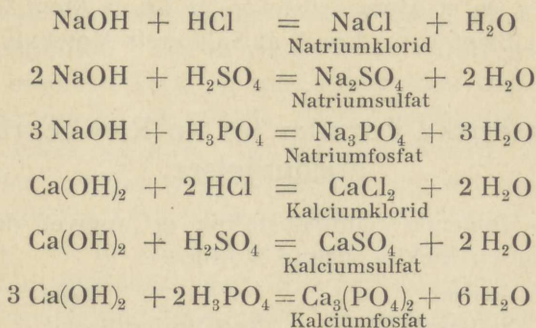
Syrer.		Baser.	
Klorbrinte (Saltsyre)	HCl	Natriumhydroxyd	NaOH
Salpetersyre	HNO ₃	Kaliumhydroxyd	KOH
Svovlsyre	H ₂ SO ₄	Kalciumhydroxyd	Ca(OH) ₂
Fosforsyre	H ₃ PO ₄	Zinkhydroxyd	Zn(OH) ₂
Kulsyre	H ₂ CO ₃ *)	Ferrohydroxyd	Fe(OH) ₂
Metalloidernes Iltter.		Ferrihydroxyd	Fe(OH) ₃
Vand	H ₂ O	Blyhydroxyd	Pb(OH) ₂
Svovldioxyd	SO ₂	Kuprihydroxyd	Cu(OH) ₂
Fosforpentoxyd	P ₂ O ₅	Ammoniumhydroxyd	NH ₄ OH
Kuldioxyd	CO ₂	Metalilter.	
Metalloidernes Brintforbindelser.		Natriumilte	Na ₂ O
Klorbrinte	HCl	Kalciumilte	CaO
Vand	H ₂ O	Zinkilte	ZnO
Brintoverilte	H ₂ O ₂	Jernilte (Ferrooxyd)	FeO
Svovlbrinte	H ₂ S	Jernilte (Ferrioxyd)	Fe ₂ O ₃
Ammoniak	NH ₃	Kobberilte (Kuprooxyd)	Cu ₂ O
Fosforbrinte	PH ₃	Kobberilte (Kuprioxyd)	CuO
Metan	CH ₄	Manganoverilte	MnO ₂

Af de anførte Formler for Syrer og Baser kan man beregne Formlerne for alle de Salte, som kan dannes af disse Syrer og Baser ved Neutralisation. Thi ved Neutralisationen kræver hvert Brintatom i Syren en Hydroxylgruppe fra Basen, og her-

*) I daglig Tale forstås ved Kulsyre Kulstoffets Ilte, Kuldioxyd, CO₂, som dannes af Kulsyre ved Fraspaltning af Vand.

ved er det bestemt, i hvilket Forhold Syren og Basen bruges ved Saltdannelsen.

Neutralisationsprocesserne maa forløbe paa følgende Maade mellem Molekylerne:



I Ligninger, der udtrykker Forløbet af en kemisk Proces, skal Antallet af de forskellige Grundstoffers Atomer være lige stort paa begge Sider af Lighedstegnet; og endvidere maa der paa venstre Side kun staa Molekylformlerne for de Stoffer, som man lader reagere, og paa højre Side Molekylformlerne for de Stoffer, som dannes ved Processen. I en Ligning, som skal udtrykke en Neutralisationsproces, maa der paa højre Side af Ligningen f. Ex. hverken optræde fri Brint eller fri Ilt, der maa kun staa Formlen for det dannede Salt og for Vand.

Valensbegrebet.

Efter Atomteorien er der Mulighed for en Mængde forskellige kemiske Forbindelser, opbyggede af Ilt- og Brintatomer, f. Ex. HO, HO₂, HO₃, HO₄ eller H₂O, H₂O₂, H₂O₃, H₂O₄ osv.; men der kendes kun to af disse mange mulige Forbindelser, H₂O (Vand) og H₂O₂ (Brintoverilte). Paa lignende Maade stiller Forholdene sig med de andre Grundstoffer. De forskellige Grundstofatomer kan som oftest kun forbinde sig med hverandre i et enkelt eller nogle ganske faa Atomforhold. For at skaffe sig et Overblik over disse Forbindelsesforhold har man indført et Begreb, som man kalder Atomets *Valens* eller *Gylighed*.

Vi vil først definere, hvad man forstaar ved et *Metalatoms* Valens eller Gyldighed. Molekylet for et Metalsalt kan afledes af Molekylet for den tilsvarende Syre ved at ombytte Brintatomerne i Syren med Metalatomer. Molekylet for Natriumklorid, NaCl , kan saaledes afledes af Molekylet for Saltsyre, HCl ; ved at ombytte et Brintatom med et Natriumatom, og Molekylet for Kalciumsulfat, CaSO_4 , kan afledes af Svovlsyrens Molekyle, H_2SO_4 , ved at ombytte to Brintatomer med et Kalciumatom. *Et Metalatoms Valens eller Gyldighed er lig det Antal Brintatomer, som Metalatomet gælder lige med ved denne Ombytning og, som det kan erstatte.* Hvis et Metal er i Stand til at uddrive Brint af Syrer, kan man bestemme dets Valens ved at maale den Brintmængde, som en bestemt Mængde af Metallet udvikler med Syre, men i andre Tilfælde maa man bestemme Syrens og Saltets Formler og ved at sammenligne dem beregne Valensen af Metallet.

Nytten af Valensbegrebet beror paa, at man har fundet, at et og samme Metal i alle sine Salte sædvanlig besidder samme Valens.

Na, K, Ag, NH_4 er monovalente eller engyldige.

Ca, Mg, Zn er divalente eller togyldige.

Al er trivalent eller tregyldigt.

Nogle Metaller kan dog optræde med forskellig Valens. Jern optræder baade med Valensen to og med Valensen tre; de Salte, i hvilke det er divalent, kaldes *Ferrosalte*, og de Salte, i hvilke det er trivalent, kaldes *Ferrisalte*. Kobber er monovalent i *Kuprosaltene* og divalent i *Kuprisaltene*. Kviksølv er monovalent i *Merkurosaltene* og divalent i *Merkurisaltene*.

Hvis man kender Syrens Formel og husker Metallets Valens udenad, kan man skrive Formlen for ethvert Salt op ved at ombytte Syrens Brintatomer med Metalatomer i det Forhold, som Valensen angiver. Ex.: Kuproklorid er CuCl , Merkuriklorid er HgCl_2 , Ferriklorid er FeCl_3 , Aluminiumsulfat er $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Naar man kender Metallets Valens, kender man ogsaa Formlen for Metalbasen, thi *i Basen er Hydroxylgruppernes Antal lig Metalatomets Valens*. Ex.: Kalciumhydroxyd er $\text{Ca}(\text{OH})_2$, Ferrihydroxyd er $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

For en Syrest defineres Valensen som det Antal Brint-

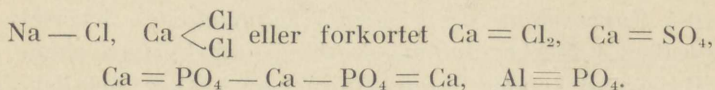
atomer, hvormed Syreresten er forbundet i Syren. Af Syrernes kemiske Formler følger, at

Cl, NO₃ er monovalente,
 SO₄, CO₃ er divalente,
 PO₄ er trivalent.

For Salte gælder den vigtige Regel, at *Summen af Metalatomernes Valenser er lig Summen af Syreresternes Valenser*. Ex.: I Kalciumklorid CaCl₂ er 1 divalent Kalciumatom forbundet med 2 monovalente Kloratomer, Valenssummen er i begge Tilfælde 2. I Aluminiumsulfat Al₂(SO₄)₃ er 2 trivalente Aluminiumatomer forbundne med 3 divalente Sulfatrester, Valenssummen er i begge Tilfælde lig 6.

Ganske almindeligt definerer man Valensen af et Atom som det Antal Brintatomer, med hvilke Atomet kan forbinde sig, eller som det kan erstatte.

Valensstreger. Man antager, at Valensen staar i Forbindelse med, at der paa Atomets Overflade findes et bestemt Antal Punkter, hvorfra der udgaar Kræfter, som kan binde Atomet til lignende *Valenspunkter* paa andre Atomers Overflade. Paa de monovalente Atomer findes kun et Valenspunkt, paa de divalente Atomer findes to, osv. I de kemiske *Struktur- eller Valensformler* er Atomernes Sammenknytning i Molekylet angivet ved Streger, idet man lader en Streg mellem to Atomer betegne, at de er knyttede sammen i et Valenspunkt eller, som man ogsaa siger, ved en *Valens*, f. Ex.



I Valensformler udgaar der fra hvert Atom netop saa mange Valensstreger, som svarer til Atomets Valens, og enhver Valensstreg begynder ved et Atom og ender ved et andet.

Existensen af Metaller med skiftende Valens søm Jern, Kobber og Kviksølv, viser, at enkelte Valenspunkter i visse Tilfælde kan træde ud af Funktion.

Evnen til at optræde med forskellig Valens er hos Metalloiderne endnu mere udpræget end hos Metallerne. Dog kan de forskellige Metalloidatomer i Almindelighed kun binde et

ganske bestemt Antal Brintatomer til sig, og dette Antal angiver Metalloidets mest typiske Valens.

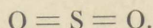
I HCl er Klor monovalent.

I H₂O, H₂S er Ilt og Svovl divalente.

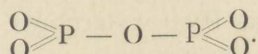
I NH₃, PH₃ er Kvælstof og Fosfor trivalente.

I CH₄ er Kulstof tetravalent.

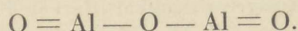
I Iltene plejer man at tillægge det med Ilt forbundne Atom den Valens, som svarer til, at Iltatomet er divalent. Af Formlen SO₂ for Svovldioxyd slutter man, at Svovl heri er tetravalent (firegyldigt), da det ene Svovlatom skal binde de fire Valenser fra de to Iltatomer; Iltet kan skrives:



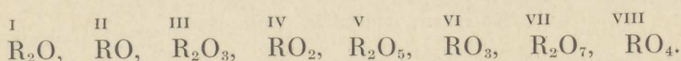
I Fosforpentoxyd P₂O₅ er Fosfor pentavalent (femgyldigt); thi naar de fem Iltatomers samlede ti Valenser skal fordeles paa to Fosforatomer, bliver der til hvert Fosforatom fem Valenser. Det samme ses af Strukturformlen,



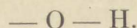
I Aluminiumilte Al₂O₃ er Aluminium trivalent,



I den følgende Fortegnelse er en Række forskellige Formeltyper for Iltter sammenstillede, og ved et Romertal over Atomtegnet er Atomets Valens i vedkommende Ilte angivet:

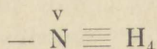


Radikaler. En med Valenser sammenknyttet Atomgruppe, som udgør en Del af et Molekyle, kaldes for et *Radikal*. I alle Baser findes Radikalet Hydroxyl, som har Valensformlen

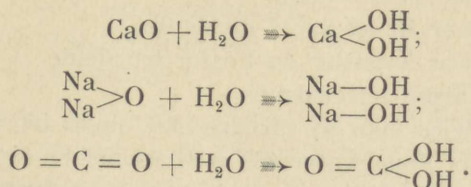


Hydroxyl er et monovalent Radikal.

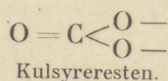
Et andet vigtigt Radikal er Ammonium, NH₄, som findes i Ammoniumsaltene og Ammoniumhydroxyd. Det er et monovalent Radikal med Strukturformlen



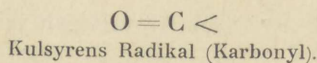
Naar *Itter optager Vand* og omdannes til Syrer eller Baser, bliver et Itatom sammen med et Vandmolekyle til to Hydroxylgrupper:



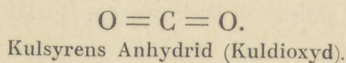
Strukturformlen for Kulsyreresten har følgende Udseende:



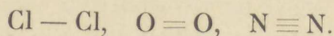
Det er et divalent Radikal, som det fremgaar af de to frit-endende Valensstreger. Naar man uden nærmere Angivelse taler om *en Syres Radikal*, tænker man dog aldrig paa Syreresten, men paa den Atomgruppe, som fremkommer, naar man fra Syren fjærner dens Hydroxylgrupper. Kulsyrens Radikal (Karbonyl) er:



I Modsætning til Kulsyreresten og Kulsyrens Radikal er Kulsyrens Anhydrid, Kuldioxyd, et mættet Molekyle uden fri Valenser:

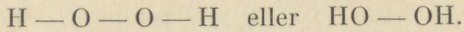


Som tidligere omtalt indeholder Metalloidernes Molekyler sædvanlig *flere Atomer i Molekylet*. Deres Atomer kendes ikke i fri Tilstand, men kun sammenlejrrede til Molekyler, bestaaende af to eller flere ens Atomer, hvis Valenser gensidig mætter eller neutraliserer hinanden, f. Ex.:



Paa tilsvarende Maade kendes de fleste Radikaler ikke i fri Tilstand, men kun i Form af Molekyler, der er dannede, ved at Radikalerne to og to har slaaet sig sammen og gensidig har mættet hinandens Valenser. Man kender saaledes intet Stof, hvis Molekyle bestaar af en enkelt Hydroxylgruppe; men i

Brintoverilte har man et Stof, hvis Molekyle er sammensat H_2O_2 , og som antagelig bestaar af to Hydroxylradikaler, der har forenet sig, saaledes som det udtrykkes ved følgende Valensformler:



Kemiske Beregninger.

Nytten af at kende Stoffernes Formler viser sig navnlig ved kemiske Beregninger. Man kan saaledes af Formlen beregne Stoffets *procentiske Sammensætning*.

Ex. 1. Beregning af Procentindholdet af Svovl i Svovlsyre.

Svovlsyre har Formlen H_2SO_4 . Deraf findes ved Addition af Atomvægtene Molekylvægten 98,02. I 98,02 Dele Svovlsyre findes et Atom Svovl = 32,0 Dele Svovl; følgelig er det et simpelt Reguladetrykke at beregne, hvormeget Svovl der findes i 100 Dele Svovlsyre.

$$\frac{32,0}{98,02} \cdot 100 = 32,65.$$

Svovlsyre (vandfri) indeholder altsaa 32,65 pCt. Svovl.

Naar man kender et Stofs Molekylformel, kan man beregne dets *Vægtfylde i luftformig Tilstand* efter Formlen

$$M = 29 d,$$

hvor M er Molekylvægten, og d er Vægtfylden i Forhold til atmosfærisk Luft.

Vægten af en Liter af Luftarten ved 0° og 1 Atm. faas efter Formlen

$$M = 22,4 p,$$

hvor p er Vægten af en Liter i Gram. Vægten af en Liter af Luftarten ved ca. 20° og 1 Atm. faas, naar man istedenfor med 22,4 regner med 24.

Frysepunktet af en vandig Opløsning af et Stof kan beregnes efter Formlen

$$\Delta = 1,85 \cdot \frac{P}{M}$$

Her er Δ Frysepunktssænkningen, 1,85 er den molekylære

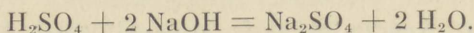
Frysepunktssænkning, og p er det Antal Gram, som er opløst i en Liter Vand. Paa tilsvarende Maade findes *Kogepunktsforhøjelsen for en vandig Opløsning* af et ikke flygtigt Stof efter Formlen

$$\Delta = 0,52 \cdot \frac{P}{M}.$$

En vigtig Art af kemiske Beregningsopgaver gaar ud paa at bestemme, hvormeget man skal *bruge af Udgangsmaterialerne* for at vinde en bestemt Mængde af et Produkt, eller at bestemme, *i hvilket Mængdeforhold to Stoffer reagerer* med hinanden. Ved kemiske Beregninger af denne Art kan man skelne mellem tre forskellige Operationer. Først maa man *opstille den rette kemiske Ligning*. Derpaa maa man for de Stoffers Vedkommende, som interesserer, *beregne Molekyltalene* og derved bestemme de Vægtmængder, med hvilke Stoffene optræder i den kemiske Ligning. Tilsidst kommer en *Reguladetreregning*.

Ex. 2. Beregning af den Mængde Svovlsyre, som maa bruges til at neutralisere 100 g Natriumhydroxyd.

Den kemiske Ligning for Neutralisationsprocessen er:



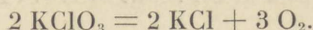
Vægten af H_2SO_4 er 98,02, og Vægten af 2 NaOH er 80,12.

Deraf faas ved Reguladetri, at 100 g Natriumhydroxyd fordrer $\frac{98,02}{80,12} \cdot 100 = 122,3$ g Svovlsyre til Neutralisation.

Hvis et af de Stoffer, som optræder ved Processen, er luftformigt, vil det i Almindelighed være praktisk at angive dets Mængde efter Rumfang og ikke efter Vægt. Derved bliver de kemiske Beregninger ikke vanskeligere, naar man blot erindrer, at et Grammolekyle af en vilkaarlig Luftart ved 0° og 1 Atm. indtager et Rumfang paa 22,4 Liter (*Normalrumfanget*). Man lader blot de kemiske Tegn i Ligningen betyde *Grammolekyler* og kan da for faste og flydende Stoffer angive det Antal Gram, og for Luftarter det Antal Liter, hvormed de optræder i Ligningen.

Ex. 3. Hvormeget Kaliumklorat maa man bruge til at fremstille 10 Liter Ilt?

Den kemiske Ligning for Iltfremstillingen er:

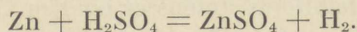


Vægten af 2 Grammolekyler Kaliumklorat er 244,6 g, og Rumfanget af 3 Grammolekyler Ilt ved 0° og 1 Atm. er $3 \times 22,4 = 67,2$ Liter. Deraf faas ved Reguladetri, at der til 10 Liter Ilt maa bruges:

$$\frac{244,6}{67,2} \cdot 10 = 36,4 \text{ Gram Kaliumklorat.}$$

Ex. 4. Hvormeget Zink og Svovlsyre maa man bruge til at fremstille 10 Liter Brint?

Den kemiske Ligning for Brintfremstillingen er:



Altsaa giver 1 Gramatom (= 65,4 g) Zink + 1 Grammolekyle (= 98,02 g) Svovlsyre netop 1 Grammolekyle (= 22,4 Liter) Brint. Til 10 Liter Brint bruges følgende

$$\frac{65,4}{22,4} \cdot 10 \text{ g Zink og } \frac{98,02}{22,4} \cdot 10 \text{ g Svovlsyre.}$$

Naar man regner med Værdien 22,4 Liter for Normalrumfanget, faas Luftrumfangene maalt ved 0° og 1 Atm. Hvis man ønsker Luftartens Rumfang maalt ved almindelig Temperatur (ca. 20°), skal man regne med 24 Liter istedenfor 22,4 Liter.

Atomteoriens Historie.

Forestillingen om Stoffet som opbygget af Atomer gaar tilbage til den græske Oldtid, men først i Begyndelsen af det 19. Aarhundrede paaviste *Dalton*, hvorledes man af Atomhypotesens Antagelser kan udlede Loven om de multiple Proportioner og gav derved Hypotesen sit faste Grundlag. *Avogadro* opstillede i 1811 den vigtige Hypotese, som er bleven opkaldt efter ham, og *Berzelius* indførte det nuværende kemiske Tegnsprog og bestemte i Aarene 1808—1818 ved en Række udmærkede experimentelle Arbejder for første Gang de forskellige Grundstoffers Atomvægte. Disse er siden bleven bestemte mange Gange med stedse større Nøjagtighed. Endelig er i Firserne Læren om det osmotiske Tryk udviklet af *van't Hoff*.

METALLOIDERNE.

Metalloiderne inddeles bedst i Grupper efter deres Valens. Man har følgende fire Hovedgrupper:

	Valens overfor Brint	Højeste Valens overfor Ilt.
Halogenerne (F, Cl, Br, J)	1	7
Svovlgruppen (O, S)	2	6
Kvælstofgruppen (N, P, As)	3	5
Kulstofgruppen (C, Si)	4	4

Jo lavere et Metalloids Valens er overfor Brint, desto højere er den Valens, hvormed det kan optræde overfor Ilt. Summen af Valenserne overfor Brint og Ilt er i Almindelighed otte. *Bor* repræsenterer vistnok en femte Gruppe med Valensen fem overfor Brint og tre overfor Ilt, men man kender endnu ikke en Brintforbindelse, i hvilken det er femgyldigt; *Argongruppens Luftarter* udgør en Gruppe for sig med Valensen Nul overfor Brint, idet de hverken kan forbinde sig med Brint eller noget andet Stof. *Brint* indtager en Særstilling, idet det altid optræder engyldigt; det vil blive omtalt først.

Brint.

H = 1,008.

Brint er et meget udbredt Grundstof. Det findes mest i Forbindelse med Ilt, som *Vand*. I Forbindelse med Kulstof findes det i *Jordolie*, hvoraf vindes Petroleum, og sammen med Kulstof og Ilt findes det i næsten alle *Dyre- og Plantestoffer*. Endelig udgør det en væsentlig Bestanddel af alle *Syrer* og sure Salte.

Fri Brint, H₂, er en farveløs Luftart med to Atomer i Molekylet. Det er den *letteste* Luftart, man kender. Vægtfylden i Forhold til atmosfærisk Luft kan beregnes af Molekylvægten efter Formlen $M = 29 d$, der giver:

$$d = \frac{2 \cdot 1,008}{29} = 0,0695.$$

Brint besidder paa Grund af sin lille Molekylvægt *stor Diffusionsevne*; den kan diffundere gennem Væggen af en Gummislange. Den kan fortættes til Vædske, men kun ved meget lave Temperaturer, idet dens kritiske Temperatur ligger langt under almindelig Temperatur; ved en Atmosfæres Tryk er dens Kogepunkt $\div 252^\circ$ C. (= 21° absolut). Den er kun *i ringe Grad opløselig* i Vand og kan derfor opsamles over Vand.

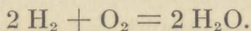
Fri Brint findes i betydelig Mængde i den almindelige Belysningsgas, hvoraf den udgør ca. Halvdelen. Den anvendes paa Grund af sin Lethed til Fyldning af Luftballoner; og den anvendes endvidere, naar man skal anstille Forsøg ved meget lave Temperaturer, idet man ved Afkøling med flydende Brint kan opnaa en Afkøling helt ned til Brintens Kogepunkt.

Brint fremstilles i kemiske Laboratorier af Zink og fortyndet Svovlsyre. Hvis Zinken og Svovlsyren er rene, indvirker de kun meget langsomt paa hinanden; men ved at sætte noget Kobbersulfat til kan man fremme Brintudviklingen, idet Kobberet, som udfældes paa Zinken, virker fremskyndende paa Processen. Teknisk vindes Brint blandt andet som Biprodukt ved Elektrolyse af Kogsaltopløsninger (se under Natrium) og ved at lede Vanddamp hen over stærkt glødende Kul, hvorved der efter Ligningen, $H_2O + C = H_2 + CO$, dannes en Blanding af Brint og Kulilte, den saakaldte Vandgas, som kan adskilles i sine Bestanddele.

Brintens Forbindelser med Ilt.

Man kender to forskellige Iltter af Brint, nemlig Vand, H_2O , og Brintoverilte, H_2O_2 .

Vand, H_2O , dannes, naar Brint antændes og brænder i Luft eller Ilt, efter Ligningen,



Ved Processen udvikles Varme. Frivillig forløbende kemiske Processer plejer at være ledsagede af Varmeudvikling, men i dette Tilfælde er Varmeudviklingen særlig stor, og Brint-

flammen er derfor særlig varm; desuagtet er den dog kun svagt lysende. En Blanding af Brint og Ilt, den saakaldte Knaldluft, exploderer voldsomt ved Antændelse, idet den dannede Vanddamp paa Grund af sin høje Temperatur udøver et Tryk, der er mange Gange større end Knaldluftens oprindelige Tryk.

Egenskaber. Ved en Atmosfæres Tryk ligger Vandets Frysepunkt ved 0° og dets Kogepunkt ved 100° , og 1 cm³ Vand vejer ved 4° nøjagtig 1 Gram. Allerede ved alm. Temp. besidder Vand et betydeligt Damptryk; Luft, som har været i Berøring med Vand, indeholder derfor Vanddamp. Hvis Luften er mættet med Vanddamp, vil Vanddampenes Partialtryk i Luften være lig med Vandets Damptryk; dette er ved 18° 15,4 mm, og da 1 Atm. er lig 760 mm, beregnes heraf, at Luft, der er mættet med Vanddamp ved 18° , indeholder

$$\frac{15,4}{760} \cdot 100 = \text{ca. } 2 \text{ pCt. Vanddamp.}$$

Den atmosfæriske Luft er ved Jordens Overflade gennemsnitlig ca. $\frac{2}{3}$ mættet med Vanddamp, men dens Fugtighedsgrad er underkastet meget store Svingninger.

Vand besidder en stor Evne til at opløse andre Stoffer, og mange af dets Egenskaber forandres paa lovbunden Maade af de opløste Stoffer. Saaledes sænker et Grammolekyle opløst Stof Frysepunktet $1,85^{\circ}$ og forhøjer Kogepunktet med $0,52^{\circ}$. Damptrykket over en Opløsning er mindre end over rent Vand. Hvis et Stof er letopløseligt i Vand, vil Damptrykket over dets mættede Opløsning kunne være meget mindre end over det rene Vand, og det vil da, navnlig paa fugtige Steder, let indtræffe, at Vanddampenes Tryk i Atmosfæren er større end Damptrykket over den mættede Opløsning, hvilket vil medføre, at Stoffet op-suger Vand fra Atmosfæren og flyder hen.

Vand kan indgaa kemiske Forbindelser med mange Stoffer. Herved dannes de saakaldte Hydrater. Saaledes udkrystalliserer mange Stoffer af vandig Opløsning med et eller flere Molekyler Krystalvand. Dette Vand afgives igen ved Ophedning. Naar et Stof afgiver sit Krystalvand ved at henlægges frit i Luften (ved Lufttørring), siger man, at det forvitrer. Krystalsoda forvitrer let, og de klare Krystaller antager derved et mat Udseende. Mange Stoffer forbinder sig, naar de opløses i Vand, med et

eller flere Vandmolekyler, saaledes at Opløsningsprocessen for dem ikke er en simpel fysisk Proces. Man kan i Almindelighed gaa ud fra, at de Stoffer, som opløses i Vand under Udvikling af Varme (f. Ex. Svovlsyre, Natriumhydroxyd, Kalciumklorid), danner *Hydrater i Opløsning*; thi det normale er, at der ved Opløsning af faste Stoffer bruges Varme. Undertiden kan man paavise Hydratdannelsen ved at afdampe Vandet og konstatere, at Inddampningsresten er en bestandig kemisk Forbindelse af Vand og det oprindelige Stof (f. Ex. giver Natriumilte Natriumhydroxyd). I andre Tilfælde er Hydraterne saa ubestandige, at de spaltes ved Inddampning, saa at man maa nøjes med indirekte at slutte sig til deres Existens. Modsætningen til Hydraterne er *Anhydriderne*, hvorved forstaas Stoffer, der er vundne af ilt- og brintholdige Stoffer ved Fraspaltning af Vand.

Mange Stoffer fortætter Vanddamp fra Atmosfæren paa deres Overflade; man kalder dette, at de er *hygroskopiske*. Genstande af Glas er svagt hygroskopiske; men det er navnlig Stoffer med stor Overflade, som besidder denne Evne i udpræget Grad.

Tørring. Foruden ved Lufttørring kan man berøve et Stof dets Vandindhold ved Ophedning i en Tørrekasse eller ved Hjælp af Stoffer, som har stor Evne til at forbinde sig med Vand. Luftarter tørres saaledes ved at ledes gennem U-Rør med *Kalciumklorid* (i særlige Tilfælde med *Fosforsyreanhydrid* eller *brændt Kalk*) eller ved at ledes gennem Vaskeflasker med *konc. Svovlsyre*. Vædsker og faste Stoffer tørres ved at anbringes i lukkede Apparater, *Exsikkatorer*, sammen med Tørringsmidlet. Ved Tørring fjærner man ikke blot iblandet Vand (Moderlud fra Krystaller, Vand fortættet overfladisk), men ogsaa kemisk bundet Vand, naar dette ikke er bundet særlig fast.

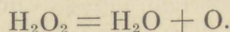
Forekomst og Fremstilling. Naturligt Vand indeholder altid Urenheder. *Havvand* indeholder indtil 3,5 pCt. Salte, hvoraf ca. $\frac{4}{5}$ er Natriumklorid, og Resten er Magnium-, Kalium- og Kalciumsalte; *fersk Vand* indeholder næsten altid Kalksalte; efter som det indeholder mere eller mindre af disse, kaldes det haardt eller blødt. Haardhedsgraden angives i Gram Kalk (CaO) pr. 100 Liter Vand; Vandet i Ferskvandssøer holder sædvanlig under 10 Haardhedsgrader, det er blødt. Der-

imod er det danske Kildevands Haardhedsgrad næsten altid over 10, det er haardt. *Mineralvande* er Kildevand, som udmærker sig ved at indeholde særlige Stoffer i større Mængde, f. Ex. Kulsyre, Alkalisalte, Magniumsalte, Jernsalte eller Svovlbrinte. *Regnvand* er det reneste naturlige Vand, det er fuldstændig blødt.

Vandværksvand er naturligt Vand, som er rensed for opstemmede Partikler, navnlig Bakterier, ved Filtrering gennem store Sand- og Grusfiltre. Københavns Drikkevand indeholder meget Kalk (ca. 16 Haardhedsgrader). *Destilleret Vand* er ved Destillationen blevet befriet for alle ikke flygtige Urenheder, det plejer at indeholde lidt Kulsyre og et Spor af Ammoniak.

Brintoverilte, H_2O_2 , er en vandklar Vædske, som er noget mere vægtfyldig og mindre flygtig end Vand. Det gaar sædvanlig i Handelen i Form af en 3 pCt.'s Opløsning i Vand. Brintoveriltets Molekyle er H_2O_2 og ikke HO, da man ved Forsøg har fundet, at en Opløsning af 34 Gram Brintoverilte i 1 Liter Vand fryser ved $\div 1,85^0$; heraf følger nemlig, at Molekylvægten maa være 34.

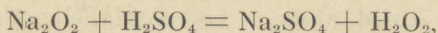
Brintoverilte er ubestandigt, idet det let spaltes i Ilt og Vand efter Ligningen,



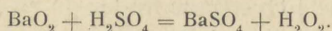
Det er derfor et kraftigt *Iltningsmiddel*. Spaltningen fremskyndes af mange forskellige Stoffer, f. Ex. Brunsten; ogsaa Glas virker svagt sønderdelende, derimod virker lidt Syre beskyttende. I Blod og Mælk findes Stoffer, som fremskynder Spaltningen (Oxydaser). I Nærværelse af Stoffer, der fremskynder Spaltningen, virker Brintoverilte endnu stærkere iltende end ellers.

Som alle kraftige Iltningsmidler besidder Brintoverilte Evne til at desinficere og blege; det anvendes derfor til Vaskning af Saar, til Børstning af Tænder og til Blegning af Vasketøj og Haar.

Brintoverilte kan fremstilles ved at behandle Natriumoverilte med Svovlsyre og afdestillere det dannede Brintoverilte.



eller ved at behandle Baryumoverilte med fortyndet Svovlsyre og filtrere den dannede Opløsning af Brintoverilte fra det udfældede Baryumsulfat.



Med Kaliumkromat giver Brintoverilte i sur Opløsning en ubeständig blaa Farve, som kan benyttes til dets Paavisning.

Den kemiske Proces. I.

Vandets Dannelse.

Det er af største Betydning for den kemiske Forstaaelse, at man ikke blot kender de forskellige Stoffers Egenskaber og deres Sammensætning, men ogsaa har Kendskab til de Former, under hvilke de kemiske Processer forløber, og vi vil derfor strax se nøjere paa den kemiske Proces, ved hvilken Vandet dannes af Ilt og Brint.

Processens Hastighed. Naar man ved almindelig Temperatur blander Ilt og Brint sammen, foregaar der ingen Vanddannelse i den dannede Knaldluft; men hvis blot et enkelt Sted af Blandingen ophedes til ca. 700°, finder Vanddannelsen explosionsagtig Sted i hele Blandingen; man udtrykker dette ved at sige, at Knaldluftens *Antændelsestemperatur* er ca. 700°. Man maa dog ikke af dette lade sig forlede til at tro, at Ilt og Brint under Antændelsestemperaturen mangler Tilbøjelighed til at forbinde sig med hinanden, og at denne Tilbøjelighed pludselig optræder ved Antændelsestemperaturen. Allerede hundrede Grader under Antændelsestemperaturen kan man i Knaldluft paavise en langsom Vanddannelse, og *jo højere man gør Temperaturen, desto livligere foregaar Vanddannelsen, desto større er, som man siger, Reaktionshastigheden.* Antændelsestemperaturen er den Temperatur, ved hvilken Vanddannelsen netop er bleven saa livlig, at den Varme, som udvikles ved den, ikke kan faa Tid til at ledes bort; under disse Omstændigheder stiger Knaldluftens Temperatur højere og højere, Vanddannelsen bliver stedse voldsommere, og den finder explosionsagtig Sted i Løbet af en Brøkdæl af et Sekund.

Bjerrum.



At Ilt og Brint allerede ved almindelig Temperatur har Tilbøjelighed til at forene sig med hinanden til Vand, kan man vise ved at anbringe noget findelt Platin (Platinsvamp) i Blandingen; paa Platinets Overflade finder da en Vanddannelse Sted, som kan blive saa livlig, at Blandingen antændes. Dette Forhold er tidligere blevet benyttet i Döbereiners Fyrtøj, i hvilket Brint strømmer ud af et Rør og tændes ved at ramme et Stykke Platinsvamp.

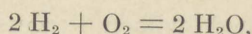
Processens Fuldstændighed. Naar man brænder Brint i Overskud af Luft, er Forbrændingen tilsyneladende fuldstændig, idet man ikke kan paavise fri Brint i Forbrændingsprodukterne; og hvis man blander Ilt og Brint i Rumfangsforholdet 1 til 2 og antænder Blandingen, forbinder de to Luftarter sig praktisk fuldstændig til Vand. Vanddannelsen er under disse Omstændigheder en *Proces, der gaar til Ende*. Ved meget høje Temperaturer forholder Sagen sig anderledes. Ved Hvidglødhede forbrænder Knaldluft kun ufuldstændig til Vanddamp, idet en Del af Brinten og Ilten vedbliver at være fri; men under Afkølingen bliver Vanddannelsen fuldstændigere og fuldstændigere, og derfor kan man kun konstatere Processens Ufuldstændighed, naar man afkøler saa hurtigt, at der ikke bliver Tid til nogen Vanddannelse under Afkølingen.

I Betragtning af Vanddannelsens Ufuldstændighed ved høje Temperaturer vil det være ganske rimeligt at vente, at Vanddamp ved Ophedning til Hvidglødhede omvendt spaltes lidt til Ilt og Brint. En saadan Spaltning kan virkelig paavises, naar man leder Vanddamp hen over en Platintraad, som holdes hvidglødende, ved at man sender en elektrisk Strøm igennem den; efter Fortætning af Vanddampene, som har været ledet hen over den glødende Traad, bliver der en lille Luftrest tilbage, som let kan vises at være Knaldluft. En Spaltning af et Stof, ved hvilken som her de dannede Spaltningsprodukter kan forene sig igen, kaldes for en *Dissociation*. Forsøg har vist, at Vanddampens Dissociationsgrad voxer med Temperaturen efter følgende Maalestok:

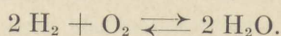
Temperatur	1023°	1428°	1984°	2656°
Dissociationsgrad	..	0,003 pCt.	0,1 pCt.	1,8 pCt.	11,1 pCt.

Under 1000° er Vanddampens Dissociation i Ilt og Brint umaalelig lille.

Vandets Dissociation ved høj Temperatur og Vandets Dannelse af Ilt og Brint er modsat rettede eller *reciproke* Processer, og den kemiske Proces, som udtrykkes ved Ligningen



kan altsaa bringes til at foregaa baade frem og tilbage. Man kan antyde dette ved at sætte to modsat rettede Pile istedenfor Lighedstegnet,



En Proces, der kan bringes til at forløbe baade frem og tilbage, kaldes for en *reversibel* Proces.

For at faa den rigtige Forstaaelse af, hvorledes Forholdene er ved en reversibel Proces, vil vi se lidt nøjere paa Vanddampens Forhold ved en bestemt Temperatur, f. Ex. 1984°.

Hvis man opheder Vanddamp til 1984° dannes ifølge Angivelserne paa forrige Side en Blanding med 98,2 pCt. Vanddamp og 1,8 pCt. Knaldluft. Hvis man opheder Knaldluft til samme Temperatur, dannes nøjagtig den samme Blanding. Denne Blanding er den eneste Blanding af Vanddamp og Knaldluft, som er holdbar ved 1984°, alle andre Blandinger vil omdannes til denne. Man siger om denne Blanding, at den er **i kemisk Ligevægt**.

Processen, $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 = 2 \text{H}_2\text{O}$, kan altsaa ved 1984° forløbe i begge Retninger, og det, der betinger Retningen af Forløbet, er Mængdeforholdet mellem Knaldluften og Vanddampen i Blandingen. Processen vil altid forløbe saaledes, at man ender med en Blanding, som indeholder 1,8 pCt. Knaldluft (*Ligevægtsblandingen*).

Sammensætningen af Ligevægtsblandingen afhænger af Temperaturen; jo højere Temperaturen er, desto mere Vanddamp er der dissocieret, desto mere Knaldluft indeholder Ligevægtsblandingen. Under 1000° synes Vanddannelsen ikke mere at være reversibel, da man ikke kan paavise en Dannelse af Knaldluft i Vanddamp ved saa lave Temperaturer, men dette skyldes sikkert blot, at Ligevægtsblandingen ved disse lave

Temperaturer indeholder saa lidt Knaldluft, at man ikke kan paavise den ved sædvanlige kemiske Midler.

Af Betragtningerne over Vanddannelsens Forløb kan udtrages det vigtige Resultat, at man ved Studiet af Forløbet af en kemisk Proces maa skelne mellem:

- 1) Livligheden, med hvilken Processen forløber (d. v. s. den Tid, som den bruger), og
- 2) Endetilstanden, som naas ved Processen (d. v. s. Ligevægtsblandingsens Sammensætning).

Halogenerne.

Til Halogenernes Gruppe henregnes **Fluor, Klor, Brom** og **Jod**. Disse fire Metalloider *ligner hverandre meget i kemisk Henseende*, d. v. s. de danner med andre Grundstoffer kemiske Forbindelser med ensartede Formler og med ensartede Egenskaber. Ved at samle de Grundstoffer, som ligner hverandre i kemisk Henseende, i Grupper opnaar man, at det bliver lettere at faa Overblik over de mange forskellige Grundstoffers kemiske Forbindelser.

Som særlig karakteristisk for Halogenerne maa nævnes, at de optræder med Valensen en overfor Brint og Metaller, medens de overfor Ilt optræder med vekslede Valens lige op til syv, og endvidere at deres Forbindelser med Metallerne er typiske Salte; det er dette sidste Forhold, som har givet Gruppen Navn, idet Halogen betyder Saltdanner.

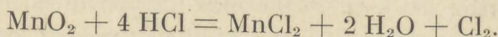
Klor.

Cl = 35,46.

Klor er et Grundstof, som findes udbredt om end ikke i stor Mængde paa Jordens Overflade. Det forekommer hovedsagelig i Form af Natriumklorid, der træffes i Havvandet, i Saltkilder og som Stensalt i Jorden. Natriumklorid danner Udgangsmaterialet for Fremstillingen af de fleste andre Klorforbindelser.

Frit Klor, Cl_2 , er en gulgrøn Luftart med en højst ubehagelig Lugt. Det er meget skadeligt at indaande, da det angriber Aandedrætsorganernes Slimhinder. Vægtfylden (2,45) svarer til Molekylet Cl_2 . Ved Sammentrykning kan Klor let fortættes til en gullig Vædske, og i denne Tilstandsform forsendes det i stærke Jernbeholdere. Vand kan ved alm. Temp. opløse ca. 3 Rumfang Klorluft, hvorved dannes en gulgrøn Opløsning, der kaldes **Klorvand**.

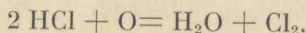
Klor fremstilles ved Opvarmning af Brunsten (Manganoverilte) med stærk Saltsyre, hvorved der udvikles luftformigt Klor og dannes Manganoklorid:



Ved at ledes gennem en Vaskeflaske med lidt Vand kan Klorete befries for den Smule Klorbrinte, som det river med sig.

Ved Processen ilter det ene af Brunstenens Iltatomer (den »virksomme« Ilt) to Molekyler Klorbrinte til Klor og Vand, og det resterende Manganooxyd, MnO , danner med to andre Molekyler Klorbrinte Manganoklorid og Vand.

Ogsaa andre kraftige Iltningmidler kan ilte Saltsyre til Klor. For hvert Atom virksom Ilt i Iltningmidlet frigøres to Kloratomer efter Ligningen,



I det store vindes Klor ved Elektrolyse af Natriumkloridopløsning.

Kemiske Egenskaber. Klor er et *meget aktivt Stof*, som ved alm. Temp. eller ved svag Opvarmning forbinder sig med de fleste Grundstoffer til Klorider.

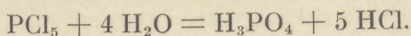
I fuldkommen tør Tilstand angriber Klor dog ikke Jern; herpaa beror det, at man kan forsende flydende Klor i Jernbeholdere.

Med Ilt og Kvælstof kan Klor ikke forbinde sig direkte. Ad Omveje kan man vel fremstille Forbindelser af disse Stoffer med Klor, men de er saa ubestandige, at de paa ringe Foranledning sønderdeles under Explosion.

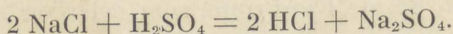
Ved *Affiniteten* forstaar man i Kemien den Kraft, med hvilken Stofferne indgaar kemisk Forbindelse. Jo større Affiniteten mellem to Stoffer er, desto fuldstændigere forbinder de sig med hinanden, og desto større Kraft kræves til at spalte deres

Forbindelse. Klor besidder stor Affinitet til Brint og Metaller, men ringe Affinitet til Ilt og Kvælstof.

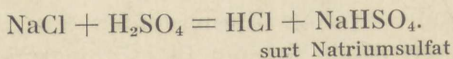
Metallernes Klorforbindelser er *saltagtige* Stoffer (Salte af Saltsyre), hvorimod Metalloidernes Klorforbindelser sædvanlig er *vædskeformige* Forbindelser, som ved Indvirkning af Vand *hydrolyseres*, hvorved forstaas, at de i Berøring med Vand spaltes under Optagelse af Vand. Ved deres Hydrolyse dannes foruden Klorbrinte endnu en Syre; saaledes giver Fosforpenta-klorid med Vand under stærk Syden Fosforsyre og Klorbrinte:



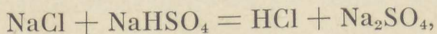
Klorbrinte, HCl, er en farveløs Luftart med en ubehagelig stikkende Lugt. Den fremstilles ved at opvarme Natriumklorid med Svovlsyre, hvorved Klorbrinten uddrives.



Hvis man ikke varmer stærkt, vil kun det ene Brintatom i Svovlsyrens Molekyle forbinde sig med Klor til Klorbrinte og Processen vil forløbe efter Ligningen:



Selv om man for hvert Molekyle Svovlsyre tager to Molekyler Salt, gaar Processen ikke videre. Først ved stærk Opvarmning foregaar ogsaa Processen:



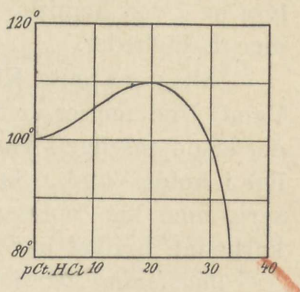
hvorefter *Bruttoprocessen*, der faas ved Addition af de to *Partialprocesser*, bliver som først angivet.

Klorbrinte er ligesom Vand et meget bestandigt Stof. Det dannes med stor Lethed af sine Bestanddele; Blandingen af Brint og Klor, den saakaldte *Klorknaldluft*, kan bringes til Explosion, ikke blot ved Antænding, men ogsaa ved kraftig Belysning.

Saltsyre. Klorbrinte opløses yderst let i Vand under Udvikling af en betydelig Varmemængde, og herved dannes en vandklar, surt reagerende Vædske, som kaldes Saltsyre. Vand, der er mættet med Klorbrinte ved alm. Temp., indeholder ca. 42 pCt. Klorbrinte (42 g HCl + 58 g H₂O) og ryger stærkt i

Luften, idet det afgiver Klorbrinte, der med Atmosfærens Vanddamp gendanner smaa Draaber af Saltsyre (rygende Saltsyre). Den rene Handelsvare er sædvanlig paa ca. 38 pCt., og den raa Saltsyre, der er gulfarvet paa Grund af lidt opløst Jern, og som ogsaa indeholder andre Urenheder, er endnu nogle Procent svagere. Man kan bestemme en Saltsyres Styrke ved at maale Syrens *Vægtfylde*. Jo stærkere Saltsyren er, desto større er dens *Vægtfylde*. *Vægtfylden* af en x pCt.'s Syre er meget nær $1 + \frac{x}{200}$. Ved Kogning af Saltsyre kan man ikke uddrive den opløste Klorbrinte, hvilket staar i Forbindelse med den Maade, hvorpaa Saltsyre opfører sig ved Destillation.

Saltsyrens *Forhold ved Destillation* kan udledes af Figur 4, der gengiver, hvorledes en Saltsyres Kogepunkt varierer med dens Koncentration. Henad den underste vandrette Linie, Abscisseaxen, er afsat en *Koncentrationsskala*, og Afstanden fra Abscisseaxen op til den indtegnede Kurve angiver Kogepunktet for vedkommende Saltsyre, idet dette kan aflæses paa den *Temperaturskala*, som er afsat paa den lodrette Linie til venstre (Ordinataxen). Kurven viser, at en Saltsyre med 20 pCt. Klorbrinte har et højere Kogepunkt (110°) end baade de stærkere og de svagere Saltsyrer. Ved Destillation af en Blanding plejer Kogepunktet at stige, og i hvert Tilfælde synker det aldrig; derfor maa ved Destillation af Saltsyre S sammensætningen af den Syre, som endnu ikke er overdestilleret, ligge nærmere ved 20 pCt. end den oprindelige Syre; af de fortyndede Saltsyrer maa altsaa fortrinsvis Vand gaa bort, og af de koncentrerede Saltsyrer maa fortrinsvis Klorbrinte gaa bort. En 20 pCt.'s Saltsyre maa destillere uforandret over; thi hvis den ved Destillationen fortrinsvis afgav et af Stofferne, hvad enten det nu var Vand eller Klorbrinte, vilde Kogepunktet blive lavere, og dette kan ikke være Tilfældet.



Figur 4.
Saltsyrens Kogepunktskurve.

Den store Varmeudvikling ved Klorbrintens Opløsning i Vand tyder paa, at der ved Klorbrintens Opløsning foregaar

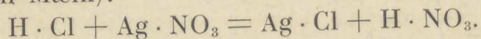
en betydelig *Hydratdannelse*, og at Saltsyre er en Opløsning af et Klorbrintehydrat i Vand. En saadan Hydratdannelse gør det forstaaeligt, hvorfor Klorbrinte i Modsætning til andre Luftarter ikke kan udkoges af sin Opløsning i Vand.

Saltsyre er *en stærk Syre*; den udvikler livlig Brint med Zink, er et godt Opløsningsmiddel for i Vand uopløselige Karbonater og Fosfater og kan danne Salte selv med de svageste Baser.

Saltsyre anvendes til Rensning. Saaledes benyttes den i stor Mængde af Murere til at rense Mure for Kalk, og ogsaa i Husholdningen finder den Anvendelse ved Rengøring. Det bør ved dens Anvendelse erindres, at Saltsyre som alle stærke Syrer er stærkt ætsende og giftig og ikke maa kommes i Jern- eller Zinkbeholdere, fordi den opløser dem. Ved den kemiske Analyse og i den kemiske Industri benyttes Saltsyre ved mangfoldige Lejligheder.

Saltsyrens Salte, **Kloriderne**, er i Almindelighed opløselige i Vand; Undtagelser er Sølvklorid og Merkurklorid, der er uopløselige i Vand, og Blyklorid, der er tungtopløseligt i koldt Vand. Sølvklorid er ogsaa uopløseligt i Salpetersyre, men kan opløses baade i Ammoniak og i Ammoniumkarbonat, hvilket har Betydning for Analysen.

Paavisning af Saltsyreest (Klorid-Klor). Naar man til Saltsyre sætter Sølvnitrat, fældes strax det uopløselige Sølvklorid ud som et fast, hvidt Stof, der i første Øjeblik mælker Vædsken, men hurtig samler sig til et osteagtigt Bundfald (det kaldes osteagtigt, fordi det minder om det udskilte Ostestof i sammenløben Mælk).



Sølvkloridet dannes ved en saakaldt *Dobbeltsonderdeling* (Dobbeltdekomposition). Ved en Dobbeltsonderdeling mellem Syrer, Salte og Baser forstaas en Proces, ved hvilken Brint og Metal eller to Metaller bytter Plads i to af disse Stoffer, uden at Syreresterne eller i Basen Hydroxylgruppen forandres. Hvis der ved Dobbeltsonderdeling mellem tilstedeværende Syrer, Salte eller Baser kan dannes et under de foreliggende Omstændigheder uopløseligt Stof, vil dette altid udfældes. Denne Regel vil senere faa sin simple Forklaring ved Hypotesen om de frie

Ioner. Da nu ethvert Salt, der indeholder Saltsyre (Klorid-Klor), ved Dobbeltsønderdeling med Sølvnitrat kan give Sølvklorid, maa foruden Saltsyre alle dens Salte give Bundfald med Sølvnitrat. Ogsaa Fosforsyre og Kulsyre danner Sølvsalte, som er uopløselige i Vand, men disse Sølvsalte er i Modsætning til Sølvklorid opløselige i Salpetersyre. Man kan derfor, naar man først gør Vædsken salpetersur, benytte Sølvnitrat til Paa-visning af Saltsyre ved Siden af baade Fosforsyre og Kulsyre.

Klorets iltholdige Forbindelser.

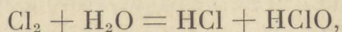
Foruden Saltsyre danner Klor en Række Syrer, der adskiller sig fra Klorbrinte ved at indeholde Ilt. Den følgende Sammenstilling giver en Oversigt over disse Syrer og deres Formler samt Navnene paa deres Salte:

Formel	Navn	Saltens Navn
HCl	Klorbrinte (Saltsyre)	Klorid
HClO	Klorundersyring	Hypoklorit
HClO ₂	Klorsyring	Klorit
HClO ₃	Klorsyre	Klorat
HClO ₄	Kloroversyre	Perklorat

Om Navnenes Dannelselse. Navnene paa disse Syrer og Salte er dannede efter følgende Regler. En *Syring* betegner en Syre med lavere Iltningegrad end *Syren*, og Forstavelserne *under* og *over* betegner mindre, henholdsvis større Iltindhold. Navnene paa *Syrernes* Salte ender paa *-at*, Navnene paa *Syringernes* Salte ender paa *-it*, og Forstavelserne *under-* og *over-* oversættes i Saltens Navne ved *hypo-* og *per-*.

Klorsyring og dens Salte er uden større Interesse og vil ikke blive omtalt nærmere; de øvrige Forbindelser gennemgås i det følgende.

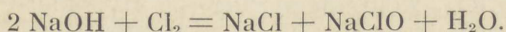
Klorundersyring, HClO. I Klorvand har en Del af Klorret omsat sig med Vand efter Ligningen,



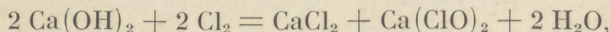
under Dannelsen af Saltsyre og Klorundersyring. Denne Proces er en *Hydrolyse*, da Klorets Molekyler er blevet spaltede under Optagelse af Vand. Klorets Hydrolyse er reversibel, idet Salt-

syre og Klorundersyrning omvendt reagerer med hinanden under Dannelse af Klor og Vand. Baade Klorets Hydrolyse og den reciproke Proces foregaar meget livlig og hurtig, saa at de praktisk talt forløber øjeblikkelig, og de to Processer fører fra modsatte Sider til de samme Blandinger af Klor og dets Hydrolyseprodukter i kemisk Ligevægt. I mættet Klorvand er kun en mindre Del af Kloret hydrolyseret; men hvis man forstyrrer den kemiske Ligevægt ved at fjerne Hydrolyseprodukterne, f. Ex. ved at tilsætte en Base, vil ogsaa Resten af Kloret blive hydrolyseret; lige saa hurtig som Saltsyren og Klorundersyrningen dannes ved Hydrolyse, vil de neutraliseres af Basen, og Klorets Hydrolyse vil derfor ikke ophøre, førend alt Kloret er spaltet og omdannet til en Blanding af Klorid og Hypoklorit, forudsat der er nok af Basen.

Ved at lede Klor til kold, fortyndet Natriumhydroxyd (»Natron«), vinder man derfor en Opløsning af Natriumklorid og Natriumhypoklorit efter Ligningen,



Denne Blanding kaldes sædvanlig **Klor natron**. Ved at lede Klor til Kalciumhydroxyd (læsket Kalk) faas ved en lignende Reaktion,



en fast Blanding af Kalciumklorid og Kalciumhypoklorit; denne Blanding kaldes **Klor kalk**.

Klor kalk er et hvidt, pulverformigt Stof, som man maa passe at opbevare godt tørt, da det er vandsugende. Ved Behandling med koldt Vand gaar det meste i Opløsning, idet baade Kalciumklorid og Kalciumhypoklorit er let opløselige, og tilbage bliver kun lidt uomdannet Kalciumhydroxyd.

Da det er vanskeligt at skille Hypokloriter fra Klorider, anvendes Hypokloriter sædvanlig i Form af Klornatron eller Klorkalk.

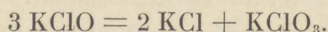
Hypokloriter er kraftige Iltningsmidler, der meget let afgiver deres Ilt. Herpaa beror Anvendelsen af Klorkalk til Desinfektion og til Blegning af Plantetrevlestoffer (Bomuld, Linned, Papir). **Blege vand**, der anvendes til at tage Pletter af Vasketøj, er en fortyndet Klornatron- eller Klorkalkopløsning. Uld og Silke taaler ikke Behandling med Hypokloriter, og selv

Bomuld og Hør angribes og bliver skøre ved langvarig Indvirkning af dem, hvorfor Blegemidlet efter Anvendelsen maa fjernes ved grundig Afskylning med Vand. Undertiden fjærner man det sidste Spor af »Klor« med »Antiklor«, d. v. s. Natriumtiosulfat. Klorkalk og Blegevand mister ved langvarig Opbevaring deres Kraft, idet Hypokloriterne deri enten afgiver deres Ilt luftformig eller omdannes til en Blanding af Klorid og Klorat.

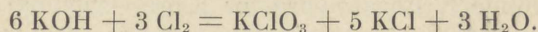
Klorundersyrning er en meget svag Syre, der kan uddrives af sine Salte selv af Kulsyre. Klorkalkens karakteristiske, ubehagelige Lugt skyldes Klorundersyrning, der er frigjort af Luftens Kulsyreanhydrid. Klorundersyrning virker endnu kraftigere iltende end Hypokloriter. Derfor virker Klorkalk kraftigst blegende, naar man tilsætter lidt Syre; med Overskud af Syre sønderdeles Klorkalk under Udvikling af Klor.

Klorvand indeholder paa Grund af Klorets Hydrolyse fri Klorundersyrning, derfor virker det ogsaa stærkt iltende.

Klorsyre, HClO_3 . Naar man varmer en Opløsning af et Hypoklorit, omdannes Hypokloritet ret hurtigt til en mere bestandig Blanding af Klorid og Klorat, f. Ex.:



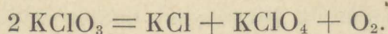
Denne Omdannelse gaar særlig hurtig for sig i Nærværelse af frit Klor. Naar man derfor leder Klor i *Overskud* til en *varm* Opløsning af Kaliumhydroxyd, bliver Resultatet, at der i Løbet af kort Tid dannes en Blanding af Kaliumklorid og Kaliumklorat, idet det først dannede Hypoklorit omdannes til Klorat,



Ved Afkøling udskilles Kaliumkloratet, da det er tungt-opløseligt i koldt Vand, og ved Frafiltrering, Omkrystallisation og Tørring vindes det i ren Tilstand.

Kaliumklorat (klorsurt Kali) afgiver ved Ophedning sin Ilt og bruges blandet med Brunsten til Iltfremstilling. Blandinger af Kaliumklorat med brændbare Stoffer (som Svovl og Sukker) er yderst explosive og finder Anvendelse til Tændstiksatser og i Fængthætter. Klorater virker mindre stærkt iltende end Hypokloriter og kan f. Ex. ikke benyttes til Blegning; men de er til Gengæld mere holdbare.

Kloroversyre, HClO_4 . Naar man opheder Kaliumklorat uden Brunsten, indtil ca. en Tredjedel af Ilten er gaaet bort, bliver Saltet omdannet til en Blanding af Kaliumklorid og Kaliumperklorat:

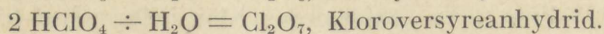
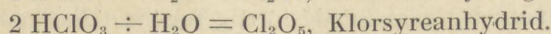
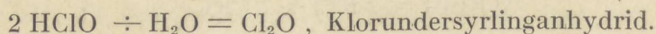


Perklorater er de bestandigste og svagest iltende af Klorets iltholdige Salte; men de er dog endnu kraftige Iltningsemidler.

Natriumperklorat forekommer undertiden i Chilesalpeter. Da Perklorater virker som Gift paa Planter, er et saadant Indhold skadeligt ved Anvendelse af Chilesalpeter som Gødning.

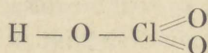
Opløsninger af Hypokloriter, Klorater og Perklorater giver ikke Bundfald med Sølvnitrat; thi Sølvhypoklorit, Sølvklorat og Sølvperklorat er opløselige i Vand, og Sølvklorid, der nok er uopløseligt, kan ikke dannes af disse Klorforbindelser ved Dobbeltsonderdeling, men kun ved at Syreresterne (ClO , ClO_3 , ClO_4) spaltes, og det udfældes derfor ikke (se Side 57).

Formlerne for de i det foregaaende omtalte Syrers Anhydrid er maa, for saa vidt de existerer, være:

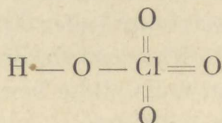


Det har sin Betydning at bemærke disse Syreanhydriders Sammensætning, da man deraf kan bedømme Klorets Iltningegrad i de forskellige Syrer.

I Klorundersyrtinganhydrid er Kloreten engyldigt ligesom i Klorundersyrtingen selv, hvis Valensformel er $\text{H} - \text{O} - \text{Cl}$. I Klorsyreanhydrid er Kloreten femgyldigt ligesom i Klorsyre, hvis Valensformel er:



I Kloroversyreanhydrid er Kloreten endelig syvgyldigt ligesom i Kloroversyre, hvis Valensformel er

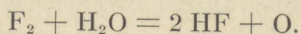


Fluor.

F = 19,0.

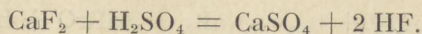
Fluor er et Grundstof, hvis Forbindelser findes ret udbredt paa Jordens Overflade, men ikke har megen Anvendelse. De vigtigste Fluormineraller er *Flusspat*, CaF_2 , og *Kryolit*, Na_3AlF_6 . Det sidste findes kun paa Grønland.

Fluor, F_2 , er i fri Tilstand en Luftart med svag gulgrøn Farve. Det besidder endnu større Affinitet til Brint end Klor. Det forbinder sig allerede ved alm. Temp. med Brint og spaltes øjeblikkelig Vand under Udvikling af Ilt:



Ogsaa til de fleste andre Stoffer besidder Fluor stor Affinitet. Det er derfor meget vanskeligt at fremstille i fri Tilstand; ved Elektrolyse af vandfri Fluorbrinte er det lykkedes at vinde det.

Fluorbrinte, HF, er en farveløs Vædske, der er saa let flygtig, at man er tilbøjelig til at betegne Fluorbrinten som en Luftart (Kgp. 19°). Opløsningen i Vand kaldes *Flussyre*. Flussyre er som Syre meget svagere end Saltsyre. *Den udmærker sig ved at kunne ætse og opløse Glas* og andre Silikater. Til Fremstilling af Flussyre opvarmer man pulveriseret Flusspat eller Kryolit med Svovlsyre i et Destillationsapparat af Bly eller Platin. Herved frigøres og overdestilleres Fluorbrinte,



Af Flussyrens Salte maa fremhæves *Kalciumfluorid*, CaF_2 , som er uopløseligt i Vand.

I Modsætning til Klor danner Fluor ingen iltholdige Syrer.

Brom.

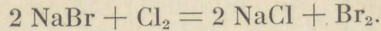
Br = 79,92.

Brom er et ret sjældent Grundstof; det findes i Form af Bromid i ringe Mængde i Havvand.

Brom, Br_2 , er en mørkebrun, tung Vædske, som man skal omgaas meget forsigtig, da den frembringer farlige Saar paa Huden og udsender brune, giftige Dampe. Det er noget opløse-

ligt i Vand, og Opløsningen, der er rødbrun, kaldes **Bromvand**.

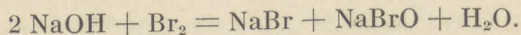
Brombrinte, HBr, er en *farveløs* Luftart, hvis Opløsning i Vand er en stærk Syre, som kaldes **Brombrintesyre**. Brombrinte og dens Salte, Bromiderne, er noget mindre bestandige end Klorbrinte og dens Salte, Kloriderne. Derfor kan Klor uddrive Bromet af disse Forbindelser, f. Ex.



Dette benyttes til Fremstilling af frit Brom. I Moderluden, der faas som Affaldsprodukt, naar man fremstiller Natriumklorid af Havvand, er ophobet alt det Bromid, som oprindeligt fandtes i Havvandet, og deraf vinder man Brom ved at tillede Klor og afdestillere det frigjorte Brom.

Af Brombrintens Salte maa nævnes **Natriumbromid** og **Kaliumbromid**, der er hvide, i Vand opløselige Salte og anvendes som Sovemiddel, samt **Sølvbromid**, der er et gullighvidt Stof, som er uopløseligt i Vand, Salpetersyre og Ammoniumkarbonat, men opløseligt i Ammoniakvand.

Bromnatron. Bromets iltholdige Forbindelser er mere bestandige end Klorets. Ved at blande frit Brom med Natriumhydroxydopløsning faas en Blanding af Natriumbromid og Natriumhypobromit, det saakaldte Bromnatron, der ganske svarer til Klornatron:



Bromnatron er et kraftigt Iltningsmiddel.

Jod.

J = 126,92.

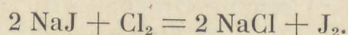
Jod er et endnu sjældnere Grundstof end Brom, og Jod og Jodforbindelser er derfor ret dyre. Det findes, men kun i yderst ringe Mængde, i Havvandet; i Salpeterlejerne i Chile findes lidt Natriumjodat sammen med Salpetret.

Jod, J_2 , er i fri Tilstand et fast, næsten sort Stof med svag Metalglans. Allerede ved svag Opvarmning udsender det smukt

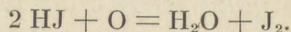
rødviolette Joddampe. Det er næsten uopløseligt i rent Vand, men opløses let med *brun* Farve i Vandet, naar der er Jodbrinte eller et Jodid, f. Ex. Kaliumjodid, tilstede. I Alkohol opløses Jod med brun Farve (*Jodtinktur*) og i Svovlkulstof med *rødviolet* Farve. Det frie Jods Farve er i fortyndet Tilstand rødviolet, som det fremgaar af Dampenes og af Svovlkulstofopløsningens Udseende; i de brunfarvede Opløsninger har Jodet indgaaet ubestandige Forbindelser med Opløsningsmidlet. Saaledes findes i Alkoholopløsningen en brun kemisk Forbindelse af Jod og Alkohol, og i Opløsningen af Jod i Kaliumjodid er dannet Kaliumtrijodid, KJ_3 . Disse brune Jodforbindelser er dog ubestandige og delvis dissocierede og virker derfor som frit Jod. Med Stivelse giver Jod en karakteristisk dyb blaa Farve. Jod er giftigt.

Opløsningen af Jod i Alkohol *a n v e n d e s* i Medicinen og Kirurgien paa Grund af sine stærkt bakteriedræbende Egenskaber. Opløsningen har den Ulempe at angribe Metaller og at farve Huden stærkt brun.

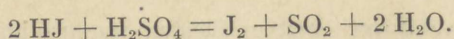
Fremstilling. Jod findes i saa ringe Mængde i Havvandet, at det ikke kan lønne sig at vinde det af Moderluden fra Saltfremstillingen af Havvand. Men Tangplanter optager fra Havvandet ret betydelige Jodmængder, og ved at forkulle Tang og udlude Resten med Vand, faas en Opløsning af Natriumjodid, hvorefter Jodet kan frigøres og udfældes ved Tilledning af Klor,



Jodbrinte, HJ, er en *farveløs* Luftart, hvis Opløsning i Vand virker som en stærk Syre og kaldes *Jodbrintesyre*. Jod er det af Halogenerne, der har den mindste Affinitet til Brint og Metaller, og Jodbrinte er i Virkeligheden en ret ubestandig Forbindelse. Den afgiver let sin Brint til Ilt og omdannes til Jod og Vand,



Derfor er Jodbrintesyre altid mere eller mindre brunfarvet af frit Jod, og derfor virker Jodbrinte *afiltende* eller *reducerende* paa iltholdige Stoffer. Konc. Svovlsyre reduceres saaledes af Jodbrinte til Svovldioxyd,



Af Jodbrintens Salte er de vigtigste **Kaliumjodid**, der er et letopløseligt, krystallinsk, hvidt Salt, og **Sølvjodid**, der er gult og uopløseligt baade i Vand, i Salpetersyre og i Ammoniak.

Jodsyre, HJO_3 . Jod er det af Halogenerne, som danner de bestandigste iltholdige Forbindelser. Her skal blot nævnes Jodsyre, HJO_3 , som er et fast, hvidt Stof, der kan vindes ved at ilte Jod med Salpetersyre og inddampe Opløsningen til Krystallisation.

Oversigt over Halogengruppen.

Halogenerne er farvede Stoffer, der med Brint danner farveløse Forbindelser, som er opløselige i Vand og virker som Syrer. Deres Metalforbindelser er Salte. Deres iltholdige Forbindelser er lidet bestandige og virker iltende.

Overfor Brint og Metallerne er de engyldige, og overfor Ilt optræder de fortrinsvis med Valensen en og fem.

Naar man ordner dem efter deres Atomvægte, faas Rækkefølgen:

$$\text{F} = 19,0, \text{Cl} = 35,46, \text{Br} = 79,92, \text{J} = 126,92.$$

Denne Rækkefølge genfindes, naar man ordner dem efter en af deres fysiske eller kemiske Egenskaber. Saaledes aftager Flygtigheden af de frie Halogener i samme Rækkefølge, og Farven af dem tiltager i samme Orden. Med Hensyn til kemiske Egenskaber maa nævnes, at Affiniteten til Brint og Metaller aftager fra Fluor gennem Klor og Brom til Jod, medens Affiniteten til Ilt omvendt voxer i denne Rækkefølge.

Den kemiske Proces. II.

Den kemiske Reaktionshastighed.

Enhver kemisk Proces maa bruge en vis Tid til sit Forløb, men denne Tid kan have en meget forskellig Størrelse. Neutralisationsprocessen mellem Syrer og Baser foregaar praktisk taget øjeblikkelig, idet man ikke paa nogen Maade kan konstatere,

at Processen kræver mere Tid, end der medgaar til at blande Syren med Basen. Ogsaa Dannelsen af Hypokloriter ved Indvirkning af Klor paa Baser foregaar yderst hurtig. Derimod foregaar Omdannelsen af Hypoklorit til Klorat temmelig langsomt; en Klorkalkopløsning mister først efter mange Maaneders Opbevaring sin blegende Evne; saalænge varer det altsaa, inden dens Hypoklorit er omdannet til Klorat.

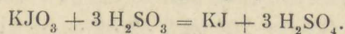
Den Tid, som en kemisk Proces tager, eller som man ogsaa udtrykker det, den *Hastighed*, med hvilken en kemisk Proces forløber, afhænger i høj Grad af de ydre Omstændigheder.

1. For det første vil Processen forløbe desto hurtigere, jo højere *Temperaturen* er.

2. For det andet vil for Opløsningers Vedkommende *Koncentrationen* spille en Rolle; i Almindelighed vil en koncentreret Opløsning omsætte sig hurtigere end en fortyndet.

3. For det tredje kan ofte fremmede Stoffer ved deres blotte Nærværelse udøve en fremskyndende Virkning. Saa-danne fremmede Stoffer kaldes *Katalysatorer*.

Til Demonstration af disse forskellige Faktorerens Indflydelse kan man bruge Processen mellem *Kaliumjodat* og *Svovlsyrting*. Jodatet ilter i Opløsning Svovlsyrting til Svovlsyre efter Ligningen,



Hvis man bruger et Overskud af Kaliumjodat, er det let at iagttage, naar denne Proces er færdig; thi saasart Svovlsyrtingen er opbrugt, kommer Opløsningen til at indeholde frit Jod, og det Tidspunkt, da det fri Jod viser sig, kan iagttages enten ved Hjælp af Jodets egen gule Farve eller bedre, efter Tilsætning af Stivelseopløsning, ved Jodstivelsens blaa Farve.

Til Forsøgene kan bruges en Opløsning af Kaliumjodat med ca. 50 g i 1 Liter og Svovlsyrtingvand, som indeholder ca. 3 g Svovldioxyd i 1 Liter. Naar man sætter 25 cm³ af hver af disse to Opløsninger til 400 cm³ Vand, vil det ved 12° vare ca. 26 Sekunder, inden Jodets Farve viser sig. Efter at dette er konstateret, kan man vise *Temperaturens* Indflydelse ved at bruge lunkent Vand; ved 35° varer det kun 13 Sekunder, inden Jodets Farve viser sig. *Koncentrationens* Indflydelse kan vises, ved at man gør et Forsøg med den dobbelte Mængde Kaliumjodat; ved 12° varer det med 50 cm³ Jodatopløsning kun 17 Sekunder, inden Jodets Farve viser sig. Endelig kan man vise, at Saltsyre *katalyserer* Processen, idet en Tilsætning af 6 Draaber konc. Saltsyre bevirker, at det ved 12° og med 25 cm³ Kaliumjodat kun varer 6 Sekunder, inden Jodets Farve viser sig.

Hvis en kemisk Proces foregaar mellem Stoffer, der er opløste i hinanden eller i et Opløsningsmiddel, altsaa i et

homogent System, kaldes den for en *homogen Proces*. Hvis den derimod foregaar mellem en Luftart og et fast Stof (f. Ex. Forbrænding af Kul) eller mellem en Vædske og et fast Stof (f. Ex. Opløsning af Zink i fortyndet Svovlsyre, Opløsning af faste Stoffer i Vand), altsaa mellem de forskellige Faser i et heterogent System, kaldes den for en *heterogen Proces*.

For heterogene Processer afhænger Reaktionshastigheden foruden af de allerede nævnte Faktorer endvidere af Størrelsen af Overfladen mellem de to Faser, som virker paa hinanden, og af Omrøringens Grad. Saaledes fremskyndes Zinkens Opløsning i fortyndet Svovlsyre ved: 1. *Opvarmning*, 2. Anvendelse af *stærkere Svovlsyre*, 3. Anvendelse af *Katalysatorer*, f. Ex. Kobber, 4. Anvendelse af *findelt* Zink med stor Paavirkningsflade, 5. *Omrøring*, hvorved der stadig kommer frisk Syre til Zinkens Overflade.

Temperaturens Indflydelse. Ved Undersøgelser af mangfoldige kemiske Processer er det paavist, at den kemiske Reaktionshastighed i Almindelighed bliver mellem to og tre Gange større, for hver Gang man varmer 10° op (*van't Hoff's Regel*). Dette betyder, at Temperaturens Indflydelse er meget stor, Hvis vi regner med en Fordobling for hver 10° , svarer en Opvarmning paa $100^{\circ} = 10$ Gange 10° til $2 \cdot 2 \cdot 2 \cdot \dots$ (10 Gange) = 1024 Gange større Hastighed.

Man har ofte Lejlighed til at iagttage det Fænomen, at en kemisk Proces ved alm. Temp. ikke kan konstateres, idet Reaktionshastigheden er umaalelig lille, men at Processen tager Fart ved passende Opvarmning. Det gælder for Iltudviklingen fra Kaliumklorat, og det gælder for alle kemiske Processer, som maa indledes ved en Antændelse. Naar man udfører kemiske Arbejder, benytter man overmaade hyppig Opvarmning for at faa Processerne til at gaa hurtigere. Ved de analytiske Øvelser, hvor der sædvanlig arbejdes i vandig Opløsning, sætter dog Vandets Kogning en Grænse for, hvor vidt man kan drive Opvarmningen.

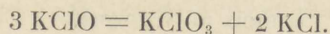
En særlig Interesse knytter sig til Temperaturens Indflydelse paa *biologiske Processer*. I de koldblodede Dyr er Legemstemperaturen og derigennem Forløbet af de kemiske Processer i Dyrets Indre afhængig af den ydre Temperatur. Dette

viser sig meget tydelig paa alle disse Dyrs Livsytringer. En Skildpaddes Hjærte slaar ved 20° ca. 2,5 Gange saa hurtig som ved 10°, en Haletudse udvikles ved 20° 2 à 3 Gange saa hurtig som ved 10°. I de varmlodede Dyrs Legemer findes Reguleringsmekanismer, som holder Legemstemperaturen konstant; Menneskets normale Legemstemperatur er som bekendt 37°. Denne konstante Temperatur er en nødvendig Betingelse for, at de kemiske Processer, der betinger Livsvirksomheden, kan forløbe ensartet. Det er saaledes Pattedyrenes konstante Legemstemperatur, der bevirker, at Drægtighedsperioden ikke afhænger af den ydre Temperatur, men har en bestemt Længde for hver Pattedyrart.

Som bekendt anvendes Afkøling ofte ved *Konservering og Opbevaring af Næringsmidler*. Afkølingen nedsætter Hastigheden af de Omdannelser, der fører til Varenes Ødelæggelse. Naar man afkøler saa stærkt, at Vandet i vedkommende Næringsmiddel, f. Ex. Kød, ligefrem fryser til Is, gør der sig dog desuden andre Forhold gældende, hvorved Holdbarheden stiger i endnu højere Grad.

Grafisk Fremstilling af Forløbet af en kemisk Proces.

For fuldstændig at kende Forløbet af en kemisk Proces maa man vide, ikke blot hvor lang Tid hele Processen tager, men ogsaa hvor lang Tid der bruges til de forskellige Brøkdeler af Processen. I den følgende Tabel er opført de Tider, der ved forskellige Temperaturer medgaar til, at bestemte Procentmængder af Hypokloritet i en Kaliumhypokloritopløsning omdannes til Klorat efter Ligningen,



Omdannelsen af Hypoklorit til Klorat.

pCt. Klorat	20°	30°	40°	50°
20 pCt.	6,9 Min.	2,8 Min.	1,1 Min.	0,4 Min.
40 —	15,3 —	6,1 —	2,4 —	1,0 —
60 —	28,4 —	11,4 —	4,5 —	1,8 —
80 —	50 —	20 —	8,0 —	3,2 —
99 —	143 —	57 —	22,9 —	9,2 —

De benyttede Opløsninger af Kaliumhypoklorit var fremstillede ved at lede Klor til Kalilud. Processens Forløb afhænger af det Overskud af Klor, som er ledet til Kaliluden; i de her refererede Forsøg var Overskuddet omtrent et Rumfang luftformigt Klor paa et Rumfang Opløsning.

Naar man vil anskueliggøre sig Processens Forløb ud fra disse Angivelser, gør man det bedst grafisk. I Figur 5 er som Abscisse (vandret) afsat Tiden og som Ordinaten (lodret) Om-

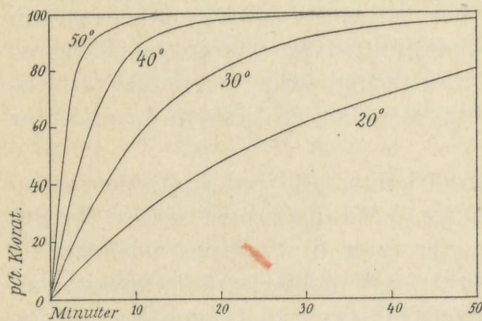


Fig. 5. Omdannelse af Hypoklorit til Klorat.

dannelsesgraden, og ved Hjælp af Tabellens Tal er i dette Tid-Omdannelsesgrad-Diagram

paa sædvanlig Vis indtegnet fire Kurver, der angiver Processens Forløb ved de fire forskellige Forsøgstemperaturer. Den umiddelbare Betragtning af disse Kurver viser, hvil-

ken mægtig fremskyndende Virkning en Temperaturforøgelse besidder.

Vi har hidtil temmelig ubestemt talt om Reaktionshastigheden ved en kemisk Proces; nærmere præciseret *forstaar man ved den kemiske Reaktionshastighed den Stofmængde, der omdannes i Tidsenheden*. Dette svarer ganske til Fysikens Definition af Hastighed som den Vejlængde, der gennemløbes i Tidsenheden. Jo større Reaktionshastigheden ved Kloratdannelsen er, desto stejlere maa den Kurve forløbe, som gengiver Reaktionsforløbet. Formen af Kurverne i Figuren udviser en stadig aftagende Stejlhed, efterhaanden som Tiden skrider frem, hvilket betyder, at Reaktionshastigheden aftager, efterhaanden som Processen skrider frem. Dette er ganske naturligt; efterhaanden som Hypokloritets *Koncentration* aftager, omdannes mindre og mindre Mængder deraf i Tidsenheden til Klorat.

Svovlgruppen.

Svovlgruppen omfatter en Række Metalloider, som er divalente overfor Brint, og som overfor Ilt optræder med indtil sex Valensér. Til denne Gruppe hører Ilt, Svovl, Selen, Tellur; men af disse har kun **Ilt** og **Svovl** saa stor Interesse, at de vil blive gjort til Genstand for nærmere Omtale.

Ilt.

O = 16.

Ilt er det Grundstof, som forekommer i størst Mængde paa Jordens Overflade. Det findes i Luften og i Vandet og udgør ca. Halvdelen af vore almindeligste Sten- og Bjærgarter (Kalksten og Silikater). Det optræder i fri Tilstand i to vidt forskellige Modifikationer, *almindelig Ilt* og *Ozon*.

Almindelig Ilt, O₂. Den Ilt, som findes i atmosfærisk Luft, og som fremstilles ved Ophedning af Kaliumklorat med lidt Brunsten, er en farveløs Luftart med to Atomer i Molekylet. Den er kun *lidet opløselig* i Vand; en Liter Vand opløser ved 18° og 1 Atm. 35 cm³ Ilt (maalt ved 0° og 1 Atm.). Da den atmosfæriske Luft kun for en Femtedels Vedkommende bestaar af Ilt, maa ifølge *Henrys Lov* en Liter Vand, som er mættet med atmosfærisk Luft ved 18° og 1 Atm., indeholde $\frac{1}{5} \cdot 35 = 7$ cm³ Ilt. Ilt kan ved stærk Afkøling fortættes til en svagt blaalig Vædske, som koger ved $\div 183^{\circ}$ C.

Nu til Dags fremstilles Ilten teknisk af atmosfærisk Luft, ved at man i særlige Maskiner fortætter Lüften til en Vædske og derpaa underkaster *den flydende Luft* en Destillation. Herved vil Kvælstoffet, der er mere flygtigt end Ilten, destillere over først, og ved at lede Destillationen paa passende Maade kan man vinde Ilten ren. Den gaar i Handelen sammenpresset til ca. 150 Atm. i stærke Staalflasker.

Ilt anvendes til Frembringelse af høje Temperaturer. Naar man brænder et Stof i Ilt, faar man ikke større Varmemængde udviklet end ved Forbrænding i Luft, *Forbrændingsvarmen*, maalt i Kalorier, er den samme i begge Tilfælde. Men

Forbrændingstemperaturen bliver i Ilt meget højere end i Luft; thi naar man brænder i Luft, skal ikke alene Forbrændingsprodukterne, men ogsaa Luftens Kvælstofindhold opvarmes. En Brintflamme eller en Acetylenflamme, til hvilken der føres Ilt, kan paa Grund af sin høje Temperatur benyttes til Sammensvejsning af Genstande af det tungt smeltelige Jern (*autogen Svejsning*) og til Gennemskæring af tykke Jernplader (*autogen Skæring*). Ilt anvendes ogsaa ved Genoplivningsforsøg paa druknede eller kvalte Personer, idet man ved Hjælp af en saakaldt *Pullmotor* pumper ren Ilt ind i de forulykkede Personers Lunger.

Ozon, O₃. Naar man sender elektriske Gnister eller bedre stille elektriske Udladninger gennem Ilt, faar denne en ejendommelig skarp Lugt og virker stærkere iltende; den angriber Slimhinder, faar desinficerende Egenskaber og bliver i det hele taget mere *aktiv*; man siger, at den er bleven *ozoniseret*. Ved Ophedning til et Par Hundrede Grader forsvinder Ozoniseringen igen. Hvis Ozoniseringen er stærk, har Ilten en tydelig blaa Farve, og ved Afkøling til lav Temperatur vil den udskille lidt af en blaa Vædske, førend den sædvanlige Ilt fortættes. Denne blaa Vædske fordamper, naar den tages op af Kuldebadet, til en blaa Luftart, som kaldes *O z o n*. Ozonens Vægtfylde er $1\frac{1}{2}$ Gang saa stor som Iltens, dens Molekylvægt er følgelig $1\frac{1}{2}$ Gang saa stor som Iltens, og dens Molekyle maa altsaa indeholde tre Iltatomer (O₃). Baade flydende og luftformig Ozon er yderst explosive, idet de let under Udvikling af Varme gendanner almindelig Ilt. I ozoniseret Ilt er kun faa Procent af Ilten omdannet til Ozon.

Det Forhold, at et Grundstof kan existere i flere forskellige Modifikationer, kaldes for *Allotropi*.

Ilternes Nomenklatur.

Iltens mangfoldige og vigtige Forbindelser vil blive omtalte under de Grundstoffer, til hvilke Ilten er bunden. Saaledes er allerede i det foregaaende Brintens og Halogenernes Iltforbindelser omtalte. Paa dette Sted skal der dog gives en Oversigt over de Regler, hvorefter Ilterne benævnes, hvis samme Grund-

stof danner flere Ilter. Der er da i Almindelighed et bestemt af Ilterne, som kort og godt kaldes »*Ilte*« (f. Ex. Kvælstofilte, NO, Natriumilte, Na₂O, Kobberilte, CuO). Et *Underilte* eller et *Forilte* betegner et Ilte, som indeholder mindre Ilt end »Iltet« (f. Ex. Kvælstofforilte, N₂O, Kobberforilte, Cu₂O), og et *Overilte* er et Ilte, som indeholder mere Ilt (Kvælstofoverilte, NO₂, Natriumoverilte, Na₂O₂). Et *Mellemilte* er et Ilte, der maa opfattes som en Forbindelse af to andre Ilter (f. Ex. Blymellemilte, Pb₃O₄, der maa opfattes som en Forbindelse af Blyilte, PbO, og Blyoverilte, PbO₂. Pb₃O₄ = 2PbO, PbO₂).

Naar man bruger Betegnelsen Oxyd for et Ilte, kan man ved at sætte et græsk Talord foran Oxyd angive, hvormange Iltatomer der findes i Stoffets Formel (f. Ex. Kulmonoxyd, CO, Kuldioxyd, CO₂, Svovltrioxyd, SO₃, Fosforpentoxyd, P₂O₅), eller man kan ved at føje forskellige Vokaler til det iltede Grundstofs latiniserede Navn angive, med hvilken Valens dette Grundstof optræder i Forbindelsen (f. Ex. Kuprooxyd, Cu₂O, Kuprioxyd, CuO, Ferrooxyd, FeO, og Ferrioxyd, Fe₂O₃). Et *Suboxyd* er et Underilte, og et *Peroxyd* eller *Superoxyd* er et Overilte.

Man har i nyere Tid stræbt efter at faa Orden i Ilternes og i det hele taget i de kemiske Forbindelsers Navne og har ogsaa opnaaet en Del, men endnu er dog langtfra den Ensartethed og Konsekvens naaet, som man maa ønske.

Atmosfærisk Luft.

Den atmosfæriske Luft er en Blanding af Ilt og Kvælstof, hvori desuden findes lidt Argon samt vexlende Mængder Vanddamp og Kuldioxyd.

Luftens Indhold af *Vanddamp* og *Kuldioxyd* kan bestemmes ved at suge et bekendt Rumfang Luft gennem Absorptionsapparater med konc. Svovlsyre til at tage Vanddampen og med Kalilud eller Natronkalk til at tage Kuldioxydet og veje Absorptionsapparaterne før og efter Forsøget. Af Vanddamp kan, alt efter Luftens Fugtighedsgrad og Temperatur, findes fra næsten intet op til flere Procent. Af Kuldioxyd findes i frisk Landluft altid ca. 0,03 Rumfangsprocent, i Byluft er undertiden fundet dobbelt saa meget, og i daarlig ventilerede Opholdsrum er fundet

indtil ca. 1 pCt. — *Iltmængden* kan bestemmes ved at maale, hvormeget Lufts Rumfang formindskes, naar man fjærner Iltten ved et Absorptionsmiddel (glødende Kobber, fugtigt Fosfor, pyrogallussurt Kali). Man kan ogsaa blande et afmaalt Rumfang af Luften med Overskud af Brint, antænde Blandingen ved en elektrisk Gnist og maale Rumfangsformindskelsen ved Explosionen; til hvert Rumfang Ilt forbruges ved Explosionen to Rumfang Brint, og derfor er Iltindholdet lig en Tredjedel af Rumfangsformindskelsen. Hvis 100 cm^3 Luft blandes med 50 cm^3 Brint, og Rumfanget efter Explosionen er 87 cm^3 , beløber Rumfangsformindskelsen sig til 63 cm^3 , hvoraf 21 cm^3 er Ilt; Luftprøven har altsaa indeholdt 21 pCt. Ilt.

Sammensætningen af tør og kuldioxydfri Luft er overalt paa Jordens Overflade den samme (21,0 pCt. Ilt, 78,06 pCt. Kvælstof, 0,94 pCt. Argon, efter Rumfang).

Luften er en *Blanding* og ikke en kemisk Forbindelse af Ilt og Kvælstof; dette følger blandt andet af, at man kan skille Iltten fra Kvælstoffet ved Destillation af flydende Luft, og det stemmer med, at Iltens og Kvælstoffets Egenskaber er uforandrede tilstede i Luften.

Svovl.

$$S = 32,06.$$

Svovl findes ofte i Naturen, dels frit og dels i Form af kemiske Forbindelser. Frit findes det især i vulkanske Egne, f. Ex. paa Sicilien; af dets Forbindelser forekommer Gibbs , $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, og Svovlkis , FeS_2 , i større Mængder.

Krystallinsk Svovl. Ligesom Ilt optræder det frie Svovl i flere Modifikationer. Det almindelige Stangsvovl, som gaar i Handelen, er et gult, skørt Legeme, der er uopløseligt i Vand, men kan opløses næsten fuldstændig i *Svovlkulstof*. Af Opløsningen i Svovlkulstof udskilles Svovlet ved frivillig Fordampning af Opløsningsmidlet ved alm. Temp. i smukke, klare, gule Krystaller (*rhombisk* Svovl). Naar man opheder Stangsvovl til noget over 100° , smelter det til en rødgul Vædske og udskiller ved Afkøling Svovlkrystaller med en anden Krystalform (*monokli-*

nisk Svovl). De to Slags Svovlkrystaller er dog ikke mere forskellige, end at de ved Opløsning i Svovlkulstof giver identiske Opløsninger; Forskellen mellem dem ligger ikke i Molekylerne, men i Krystalstrukturen. Det Forhold, at et og samme Stof kan krystallisere paa flere forskellige Maader, kaldes for *Polymorfi*. Naar de monokliniske Svovlkrystaller opbevares en Dags Tid ved almindelig Temperatur, omdannes de til rhombisk Svovl. Over 96° er de monokline Svovlkrystaller bestandige, under 96° er de rhombiske Svovlkrystaller de bestandigste; ved 96° , *Omdannelsesstemperaturen*, er de to Krystalformer begge bestandige.

Amorft Svovl. Naar man opheder smeltet Svovl til Kogning (445°) og afkøler det pludselig ved at helde det ud i koldt Vand, vindes en blød, plastisk Masse, som dog ved Henliggen bliver haardere. Dette *plastiske Svovl* er en Blanding af krystallinsk Svovl og en ny Svovlmodifikation, som kaldes *amorft Svovl*. Ved Behandling med Svovlkulstof kan man udtrække det krystallinske Svovl, og tilbage bliver det amorfe Svovl, som er uopløseligt i Svovlkulstof. Det amorfe Svovl dannes under Ophedningen i det smeltede Svovl, og man kan følge dets Dannelse ved Hjælp af den mørke Farve og den Tykflydenhed, som det smeltede Svovl antager, naar det kommer til at indeholde amorft Svovl.

Udvinning. Svovl findes frit i vulkanske Egne, blandet med Sten og Jord. Det skilles fra Hovedparten af Urenhederne, ved at man opheder Materialet saa meget, at Svovlet smelter af; det afsmeltede Raasvovl kan renses videre, ved at man underkaster det en Destillation. Ved hurtig Afkøling af Dampene fortættes Svovlet til et fint gult Pulver (*Svovl blomster*); men som oftest samler det destillerede Svovl sig som en Vædske paa Bunden af Forlaget og formes ved Udstøbning i Træforme til Stænger (*Stangsvovl*) eller Blokke. Naar Svovl udskilles af vandige Opløsninger ved kemiske Processer, faas det i ganske fine Partikler, der giver Vædsken et mælkeagtigt Udseende og kun langsomt sætter sig til Bunds (*Svovlmælk*).

Kemiske Egenskaber. Svovl er ligesom Ilt et aktivt Stof, der ved Opvarmning forbinder sig med de fleste andre Grundstoffer. Med *Ilt* forbinder det sig meget let; allerede

i Nærheden af sit Kogepunkt antændes det i Luften og brænder til Svovldioxyd, SO_2 . Derimod forbinder det sig kun vanskelig og i ringe Grad med *Brint*. Med *Jern* forbinder det sig ved Ophedning til Ferrosulfid (Svovljern), FeS , under et kraftigt Glødningsfænomen, og med andre *Metaller* forbinder det sig ligeledes villig under Dannelse af Sulfider.

I Sammensætningen af sine Forbindelser ligner Svovl ofte Ilt:

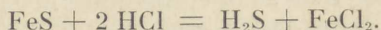
Til Vand, H_2O , svarer Svovlbrinte, H_2S .

Til Kuldioxyd, CO_2 , svarer Svovlkulstof, CS_2 .

Til Ferrooxyd, FeO , svarer Ferrosulfid, FeS .

Svovl a n v e n d e s som Svovlblomster eller pulveriseret Svovl i Lægevidenskaben, og det finder i betydelig Udstrækning Anvendelse mod Plantesygdomme. Dets Virkning ved disse Lejligheder beror maaske paa den lille Smule Svovlsyre, som dannes ved Luftens Indvirkning paa fugtigt Svovlpulver. Ælfade og Vinfade steriliseres, ved at man inde i dem afbrænder noget Svovl, f. Ex. i Form af Lærred, gennemtrukket med Svovl; ved Svovlets Forbrænding dannes Svovldioxyd, som dræber Mikroorganismene.

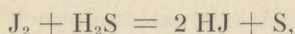
Svovlbrinte. H_2S , er en farveløs, ildelugtende, giftig Luftart, der besidder omtrent samme Opløselighed i Vand som Klor (tre Rumfang Svovlbrinte i et Rumfang Vand ved alm. Temp.). Den dannes ofte, naar svovlholdige organiske Stoffer (Æg, Tang) raadner, og derfra kendes dens Lugt. Den fremstilles, ved at man overhælder Ferrosulfid (Svovljern) med fortyndet Saltsyre i et Luftudviklingsapparat:



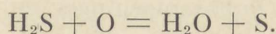
Kemiske Egenskaber. Svovlbrintevand reagerer ganske svagt surt, og Svovlbrinte maa derfor opfattes som *en svag Syre*. Dens Salte kaldes Sulfider; men ligesom den sure Natur hos Svovlbrinten selv er svagt udviklet, er den saltagtige Natur hos dens Salte lidet udpræget, og Sulfiderne minder i mange Henseender mere om Metalilterne end om Salte.

Svovlbrinte er *en ubeständig Forbindelse*. Brinten deri er endnu løsere bunden end i Jodbrinte; naar man leder Svovl-

brinte ned i en Opløsning af Jod i Kaliumjodid, foregaar derfor følgende Reaktion:

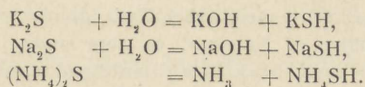


hvilket kan iagttages ved, at Jodets brune Farve forsvinder, og der udskilles Svovlmælk. Ogsaa Luftens Ilt kan tage Brinten fra Svovlbrinte, og ved Henstand af Svovlbrintevand i Nærværelse af Luft omdannes derfor Svovlbrinten til Svovl,

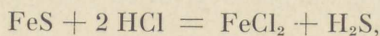


Selv kemisk bunden Ilt kan reagere paa denne Maade, og derfor virker Svovlbrinte *afiltende eller reducerende* paa mange Stoffer; saaledes reducerer den Salpetersyre til lavere Kvælstof-ilter og Ferrisalte til Ferrosalte.

Sulfider. Kalium-, Natrium- og Ammoniumsulfid er hvide, krystallinske, saltagtige Stoffer, som er letopløselige i Vand; i Opløsningerne er det meste af Saltene hydrolyseret til fri Base (eller Ammoniak) og sure Salte, hvilket staar i Forbindelse med, at Svovlbrinte er en meget svag Syre:



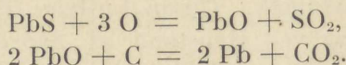
Calcium-, Magnium- og Aluminiumsulfiderne hydrolyseres ogsaa af Vand, og da de derved dannede Hydroxyder er tungtopløselige i Vand, sønderdeles disse Sulfider af Vand under Udskillelse af Metalhydroxyderne i fast Form. De fleste Sulfider er uopløselige i Vand; men de kan opløses af fortyndet Saltsyre under Uddrivning af Svovlbrinten, f. Ex.:



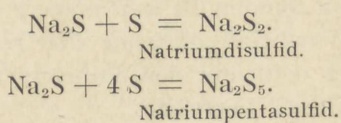
med Undtagelse af Kviksølvets, Blyets, Sølvets, Vismutets og Kobberets Sulfider, der er uopløselige i fortyndet Saltsyre.

Sulfidernes Opløselighedsforhold udnyttes i *den kemiske Analyse* til at foretage den første Adskillelse af Metallerne: Naar man fælder en Metalsaltopløsning med Svovlbrinte efter at have gjort den passende sur, udskilles Kviksølv, Bly, Sølv, Vismut og Kobber som Sulfider, og naar man derpaa neutraliserer Filtratet med Ammoniak og tilsætter Ammoniumsulfid, udfældes Jern, Zink og Mangan som Sulfider, samt Aluminium som Hydroxyd og, for saa vidt Fosforsyre er tilstede, Calcium og Magnium som Fosfater.

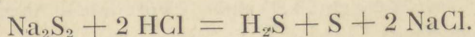
De tungé Metaller Sulfider findes ofte som *Mineraler* i Naturen og bruges til Metalfremstilling. Ved Ristning af Malmen brænder man Svovlet væk og omdanner Svovlforbindelsen til et Ilte, som derpaa reduceres ved Nedsmeltning med Kul i Ovne, f. Ex.:



Polysulfider. Sulfidopløsninger er i Stand til at opløse Svovl under Dannelse af *Polysulfider*, f. Ex.:



De dannede Opløsninger besidder en gul eller rødgul Farve og udskiller det opløste Svovl igen, naar de overmættes med en Syre, f. Ex.:



Naar man koger Svovl med læsket Kalk, dannes en rødgul Opløsning, som indeholder Polysulfider af Kalcium, og som under Navn af *Svovlkalk* benyttes som Middelet mod forskellige Plantesygdomme. Paa Grund af sit Svovlindhold angriber denne Opløsning Kobber og andre Metaller under Dannelse af Sulfider. Bedst synes Jern og navnlig Messing at modstaa dens Indvirkning.

Svovlets Ifter og iltholdige Syrer.

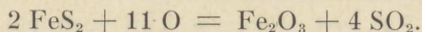
I det følgende Skema er givet en Oversigt over de vigtigste af Svovlets Syrer.

Formel	Navn	Saltenes Navn	Syreanhydrid
H_2S	Svovlbrinte	Sulfid	
H_2SO_3	Svovlsyrting	Sulfit	SO_2
H_2SO_4	Svovlsyre	Sulfat	SO_3
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Tiosvovlsyre	Tiosulfat	

Forstavelen Tio i Tiosvovlsyre betyder, at denne Syre kan afledes af Svovlsyre, ved at et Iltatom ombyttes med et Svovl-atom. Til disse Syrer slutter sig to vigtige Ifter, Svovldioxyd og Svovltrioxyd, som Anhydrider af henholdsvis Svovlsyrting og Svovlsyre.

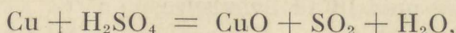
Svovldioxyd. (Svovlsyrninganhydrid), SO_2 , dannes, naar Svovl brænder. Det er en farveløs Luftart med en stikkende Lugt; ved Tryk fortættes det let til en Vædske og forsendes i denne Form paa Staalflasker.

I det store fremstiller man Svovldioxyd ved at brænde Svovlkis, FeS_2 , i Ovne,

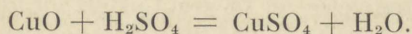


Da Luften indeholder Kvælstof, faas Svovldioxydet blandet med Kvælstof og, da man maa brænde med Overskud af Lufttilførsel, noget Ilt.

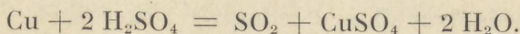
I mindre Maalestok fremstilles det ved Ophedning af konc. Svovlsyre med Kobber. Herved virker Kobberet først reducerende paa Svovlsyren,



hvorpaa det dannede Kobberilte strax forbinder sig med mere Svovlsyre til Kobbersulfat og Vand,



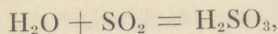
Ligningen for *Bruttoprocessen* faas ved Addition af de to Ligninger for *Partialprocesserne*,



Svovlsyrning. H_2SO_3 . En Liter Vand opløser ved alm. Temp. ca. 50 Rumfang Svovldioxyd. Den dannede Opløsning kaldes Svovlsyrningvand. Den reagerer stærkt surt, hvorefter kan sluttes, at Svovldioxydet i Opløsningen maa have forbundet sig med Vand til en Syre. Denne Syre hedder Svovlsyrning; i Praxis kaldes ogsaa Svovldioxyd for Svovlsyrning; men denne Sprogbrug bør ikke benyttes, derimod kan Svovldioxyd med Rette kaldes Svovlsyrninganhydrid. Allerede ved alm. Temp. er Svovlsyrningen i Svovlsyrningvand dissocieret lidt i Vand og Svovldioxyd, hvad man kan mærke ved, at Svovlsyrningvand lugter af Svovldioxyd; ved Kogning af Opløsningen uddrives Svovlsyrningen fuldstændig i Form af Svovldioxyd. Svovlsyrningens Sammensætning er bestemt ved Analyse af dens Salte. Ved Neutralisation af Svovlsyrningvand med Natriumhydroxyd og Inddampning til Tørhed vindes f. Ex. Natrium-

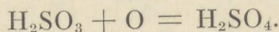
sulfit, som er sammensat efter Formlen Na_2SO_3 , og følgelig maa Svovlsyrningens Formel være H_2SO_3 .

Processen,



er *reversibel*. I Svovlsyrningvand findes en Blanding af Svovldioxyd og Svovlsyrning i kemisk Ligevægt; naar man fjerner Svovldioxyd, f. Ex. ved at blæse Luft igennem Opløsningen, forløber Processen fra højre til venstre, og naar man fjerner Svovlsyrning, f. Ex. ved Neutralisation med Baser, gaar Processen for sig fra venstre til højre. Selv om man kun borttager et af Stofferne, bliver Resultatet derfor, at man fjerner dem begge.

Svovlsyrning besidder *reducerende* Egenskaber, idet den kan forbinde sig med Ilt til Svovlsyre,



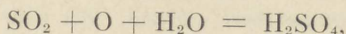
Gammelt Svovlsyrningvand indeholder altid Svovlsyre, som er dannet ved Optagelse af Ilt fra Luften. Uld og Silke, der ikke kan bleges med Hypokloriter (Blegevand), fordi de angribes for stærkt af dem, *bleges* med Svovlsyrning. Man op hænger Stofferne i Rum, hvori der afbrændes Svovl, og det derved dannede Svovldioxyd reducerer i Nærværelse af Fugtighed de farvende Stoffer til farveløse Forbindelser. Svovlsyrningen og dens Salte besidder *bakteriedræbende* Egenskaber, hvilket undertiden er blevet benyttet ved Opbevaring af Kød og ved Fremstilling af Fars og Pølse.

Svovltrioxyd. (Svovlsyreanhydrid), SO_3 , er et flygtigt Stof, som ryger i Luften, og *som forbinder sig med Vand med største Voldsomhed til Svovlsyre*. Frisk fremstillet er det flydende, men ved Henstand bliver det fast og krystallinsk. Det fremstilles ved at lede en opvarmet Blanding af Svovldioxyd og Ilt hen over en passende *Kontaksubstans*, sædvanlig Platinasbest, i Berøring med hvilken Dannelsen foregaar. Blandingen af Svovldioxyd og Ilt faas ved Forbrænding af Svovl i med Overskud af Luft; men Røgen maa renses omhyggelig, førend den ledes hen over Platinasbesten, da Urenhederne ellers hurtig vil gøre denne uvirksom.

Dannelsen af Svovltriøxyd af Bestanddelene er ufuldstændig, og den Mængde, der kan dannes, aftager med stigende Temperatur; derfor gælder det om at arbejde ved saa lav Temperatur som mulig. Det er imidlertid nødvendigt at ophede saa højt, at Reaktionshastigheden bliver nogenlunde stor. Jo kraftigere en Kontaktsubstans man besidder, desto mindre behøver man at ophede for at opnaa en tilstrækkelig stor Reaktionshastighed, og desto større Udbytte faar man. Platin er den kraftigste Kontaktsubstans, det virker allerede ved 500°, og derfor anvendes det, uagtet det er meget dyrt.

Svovlsyre, H_2SO_4 , (Vitriololie) er en vandklar, tykflydende Vædske med en Vægtfylde paa over 1,8. Ved Kogning afgiver den lidt Svovlsyreanhydrid, og tilbage bliver en Syre med $1\frac{1}{2}$ pCt. Vand, som koger ved 338°. Denne Syre har et højere Kogepunkt end alle andre Blandinger af Svovlsyre og Vand og destillerer derfor over med uforandret Sammensætning. Den rene Svovlsyre krystalliserer ved +10°, men saasnart Svovlsyren indeholder lidt Vand, ligger dens Frysepunkt betydelig lavere.

Svovlsyre fremstilles, ved at man brænder Svovlkis og faar det derved dannede Svovldiøxyd til at forbinde sig med Ilt og Vand,

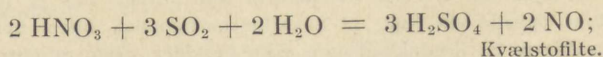


hvilket kan opnaas paa to forskellige Maader.

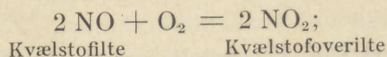
Efter *Kontaktmetoden* fremstilles først Svovltriøxyd ved Hjælp af en Kontaktsubstans som ovenfor beskrevet, og derpaa omdannes dette til Svovlsyre ved paa passende Maade at bringes sammen med Vand. Denne Metode benyttes navnlig til Fremstilling af ren og stærk Svovlsyre.

Ved *Blykammermetoden* ledes de luftformige Forbrændingsprodukter fra Svovlkisens Forbrænding ind i mægtige Blykamre (Bly er det eneste nogenlunde billige Metal, der ikke opløses af Svovlsyre). Ind i Blykamrene sendes endvidere ved Hjælp af Bruser Vand, og da man altid sørger for at brænde Svovlkisen med et rigeligt Overskud af Luft, findes nu inde i Blykammeret de tre Bestanddele: Svovldiøxyd, Ilt og Vand, hvoraf Svovlsyren skal dannes. Men for at faa Dannelsen til at foregaa tilstrækkelig hurtig er det nødvendig at indføre lidt Salpetersyre som Katalysator. Salpetersyrens katalytiske Virk-

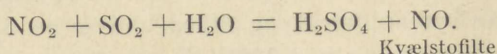
ning kan forklares paa følgende Maade: Først ilter selve Salpetersyren lidt Svovldioxyd efter følgende Ligning:



derpaa forbinder det dannede Kvælstofilte sig med noget af den fri Ilt i Kammeret til Kvælstofoverilte:



og endelig ilter Kvælstofoveriltet en ny Portion Svovldioxyd:



Idet den samme Mængde Kvælstof stadig paany gennemløber de to sidste Processer, bliver en lille Mængde Salpetersyre i Stand til at danne en stor Mængde Svovlsyre.

Blykamrene maa gøres meget store, for at den svovldioxydholdige Luftblanding under sin Passage gennem dem kan faa Tid til at omdannes til Svovlsyre. For ikke at miste de benyttede Kvælstofilter sender man Restluften fra Blykamrene, inden den sendes ud i Atmosfæren, op gennem et Taarn, der er fyldt med Koks, nedover hvilke der risler stærk Svovlsyre (et *Gay-Lussac* Taarn). Den stærke Svovlsyre absorberer Kvælstofilterne, og den derved dannede »nitrose« Syre udnyttes, idet man lader den risle ned i et andet Taarn (*Glovertaarnet*), der er fyldt med Sten, og op gennem hvilket den svovldioxydholdige Luft fra Svovlkisovnen strømmer, inden den ledes ind i Blykamrene. I Glovertaarnet afgiver den nitrose Syre sine Kvælstofilter, og disse føres igen ind i Blykamrene.

Den i Blykamrene dannede Syre samler sig paa Kamrenes Bund. *Kammersyren* indeholder ca. $\frac{2}{3}$ Svovlsyre og $\frac{1}{3}$ Vand. Ved Inddampning af den vindes engelsk Svovlsyre, som indeholder ca. 90 pCt. Svovlsyre, men som er forurennet med Blyulfat, Arsen m. m. (raa Svovlsyre). For at blive helt ren maa den raa Syre underkastes en Destillation. Den rene konc. Svovlsyre, som gaar i Handelen, indeholder altid et Par Procent Vand.

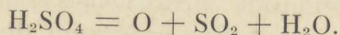
Kemiske Egenskaber. Svovlsyre er en stærk Syre; den er dog knap saa stærk som Saltsyre, men kan alligevel ofte udøve kraftigere Virkninger end denne, fordi den paa Grund af sit højere Kogepunkt kan anvendes ved højere Temperaturer.

Et Molekyle Svovlsyre kan neutralisere to Molekyler Natriumhydroxyd, og Svovlsyre kaldes derfor *tobasisk*. En Syres *Basicitet* angives stedse ved det Antal Brintatomer i den, som kan ombyttes med Metal. Saltsyre og Klorsyre er enbaseriske Syrer, Svovlbrinte, Svovlsyrling, Svovlsyre er tobaseriske Syrer, Fosforsyre er trebasisk.

Ved et *Ækivalent* af en Syre forstaar man den Mængde af Syren, som kan neutralisere et Molekyle Natriumhydroxyd. Svovlsyrens *Ækivalent* er derefter lig et halvt Molekyle, $\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{1}{2} \cdot 98,02 = 49,01$. I en *x-normal* Opløsning indeholdes *x* Gramækvivalenter af det opløste Stof i en Liter. En 1-normal Svovlsyre indeholder altsaa 49,01 g Svovlsyre i hver Liter, og en 0,1-normal Svovlsyre indeholder 4,901 g Svovlsyre i hver Liter.

Svovlsyre er den billigste og mest anvendte af de stærke Syrer. Under Navn af *Polervand* anvendes den i Husholdningen til Rensning, blandt andet til Polering af Kobber- og Messingtøj.

I koncentreret Tilstand virker Svovlsyre som et ret stærkt *Iltningmiddel*, idet den under Afgivelse af Ilt omdannes til Svovldioxyd og Vand,

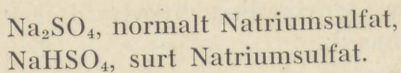


Hvert Molekyle Svovlsyre virker ifølge denne Ligning iltende med et Iltatom. Konc. Svovlsyre kan ilte Jodbrinte til Jod og Vand (se S. 63) og Kobber til Kobbersulfat (se S. 77). Organiske Stoffer iltes ved Kogning med konc. Svovlsyre til Kuldioxyd og Vand (sml. *Kjeldahls* Metode til Bestemmelse af Kvælstof i organiske Stoffer).

Endelig maa nævnes, at konc. Svovlsyre er et kraftig *vandsugende Stof*. Det anvendes til Tørring af Luftarter og faste Stoffer. Naar konc. Svovlsyre blandes med Vand, danner det i Opløsningen Hydrater, og der *udvikles en betydelig Varmemængde*. Naar man skal blande Vand og konc. Svovlsyre, bør man altid hælde Svovlsyren i en tynd Straale ned i Vandet; thi hvis man omvendt sætter Vandet til Svovlsyren, faar man let en explosionsagtig Dampudvikling, der kan foraarsage alvorlige

Ulykker. Organiske Stoffer *forkulles* af Svovlsyre, idet Ilt og Brint fjærnes som Vand, og Kullet bliver tilbage.

Sulfater. Svovlsyre er en tobasisk Syre og danner som saadan baade sure og normale Salte, f. Ex.:



De sure Sulfater kaldes ofte for Bisulfater, fordi de paa samme Basemængde indeholder dobbelt saa meget Svovlsyre som de normale Salte. De fleste Sulfater er opløselige i Vand, men uopløselige er Baryumsulfat¹⁾, Blyulfat, Merkursulfat, og tungtopløseligt er Kalciumsulfat.

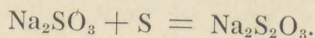
Paavisning af Sulfatrest. Baade Svovlsyre og alle Sulfater giver med Baryumklorid Bundfald af Baryumsulfat, idet dette Salt er uopløseligt i Vand. Da Baryumkarbonat og Baryumfosfat imidlertid ogsaa er uopløselige i Vand, kan et eventuelt Bundfald skyldes Karbonat- eller Fosfatrest. Hvis man imidlertid iforvejen har gjort Vædsken *sur*, kan det fremkomne Bundfald ikke være noget andet Baryumsalt end Baryumsulfat, thi dette Salt er det eneste almindelige Baryumsalt, som er uopløseligt i Syre. Der er imidlertid den Mulighed, at Bundfaldet slet ikke er et Baryumsalt, men skyldes Saltsyreresten i Baryumkloridet. Hvis der f. Ex. er Sølv salt tilstede i Opløsningen, vil Baryumklorid give et Bundfald af Sølvklorid. For at undgaa denne Fejlkilde bruger man *Saltsyre* til at syre Opløsningen, og hvis der kommer Bundfald med Saltsyren, tilsætter man saa meget, at alt, hvad der kan udfældes, bliver udfældet, og filtrerer fra Bundfaldet. Nu er man sikker paa, at alt, hvad der kan fældes af Saltsyreresten, er udskilt, og hvis man derfor i det sure Filtrat faar Bundfald med Baryumklorid, viser dette med Sikkerhed Tilstedeværelsen af Sulfatrest.

Pyrosvovlsyre, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$. Naar man blander Svovlsyreanhydrid med konc. Svovlsyre, dannes et Stof, som ryger i Luften, og som kaldes rygende Svovlsyre. I den rygende

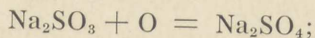
¹⁾ *Baryum* er et let Metal, beslægtet med Kalcium. Det er togyldigt og besidder Atomtegnet Ba. Baryumsulfatets Formel er altsaa BaSO_4 .

Svovlsyre er ved Addition af Bestanddelene dannet en Syre, $H_2S_2O_7$, som kaldes *Pyrosvovlsyre*, men Blandingen opfører sig dog i det væsentlige som en Opløsning af Svovlsyreanhydrid i Svovlsyre, og naar den sættes til Vand, hvilket maa ske med stor Forsigtighed, faas almindelig fortyndet Svovlsyre.

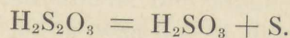
Tiosvovlsyre, $H_2S_2O_3$ (Svovlundersyring). Naar man koger Svovl med en Opløsning af Natriumsulfit, opløses det under Dannelse af et Salt, som kaldes *Natriumtiosulfat*,



Denne Proces er analog med Iltningen af Natriumsulfit til Natriumsulfat,



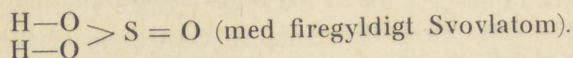
i Tiosulfatet indtager det nyoptagne Svovlatom samme Plads i Molekylet som det fjerde Iltatom i Sulfatet. Naar man prøver at fremstille den frie Tiosvovlsyre ved at tilsætte en stærk Syre til en Opløsning af Natriumtiosulfat, faas i Løbet af kort Tid Lugt af Svovlsyring og Udskillelse af Svovl. Tiosvovlsyren maa altsaa være meget ubestendig og gaa itu paa følgende Maade:



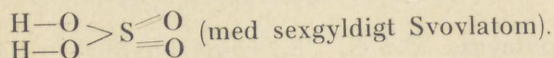
Natriumtiosulfat, $Na_2S_2O_3$, (svovlundersyrigt Natron) er det eneste Salt af Tiosvovlsyre, som har større Interesse; det er et hvidt, letopløseligt Salt, som under Navn af *Fixersalt* anvendes i Fotografien (se under Sølv) og under Navn af *Antiklor* undertiden benyttes til at fjærne det sidste Spor af Klor fra Genstande, der er bleven behandlede med Klorkalk, idet det øjeblikkelig forbinder sig med Klor og andre frie Halogener.

I Svovlsyring, Sulfit og Svovldioxyd har Svovl samme *Iltningsgrad*, da disse Forbindelser kan vindes af hverandre, uden at man behøver at ilte eller reducere. Det samme gælder for Svovlsyre, Sulfater, Pyrosvovlsyre og Svovltrioxyd. I Svovlsyring-Forbindelserne er Svovlets Iltningsgrad to Atomer (= 4 Ækvivalenter) Ilt pr. Svovlatom, og i Svovlsyre-Forbindelserne er Iltningsgraden tre Atomer Ilt (= 6 Ækvivalenter) Ilt pr. Svovlatom, som det let ses af Ilternes Sammensætning.

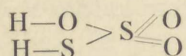
Valensformlen for Svovlsyrning antages sædvanlig at være:



Valensformlen for Svovlsyre er:



Valensformlen for Tiosvovlsyre er:



I Tiosvovlsyre har man det interessante Tilfælde, at det ene Svovlatom er sexgyldigt, medens det andet kun er togyldigt.

Teorien om de frie Ioner.

Elektrolytisk Dissociation.

Elektrolyse og Ioner. Rent Vand er en meget slet Leder for den elektriske Strøm, men naar man sætter *Syrer, Salte* eller *Baser* til Vandet, viser det sig, at de dannede Opløsninger leder den elektriske Strøm godt. De leder dog Elektriciteten paa en væsentlig anden Maade end Metallerne, idet Strømmens Passage gennem dem altid er ledsaget af en Sønderdeling af det opløste Stof, en *Elektrolyse*. Naar man saaledes sender en elektrisk Strøm gennem Saltsyre, spaltes den i Brint og Klor; Klorret udskilles ved den *Elektrode*, gennem hvilken man leder Strømmen ind i Opløsningen (den positive Elektrode, *Anoden*), og Brinten udskilles ved den *Elektrode*, gennem hvilken man leder Strømmen bort (den negative Elektrode, *Katoden*). Alle saadanne Ledere, som spaltes (elektrolyseres) ved den elektriske Strøms Gennemgang, kaldes for *elektrolytiske* Ledere eller *Elektrolyter*. Med det sidste Ord betegner man dog ogsaa de Stoffer, som ved at opløses i Vand giver elektrolytisk ledende Opløsninger.

Til Forstaaelse af Forskellen mellem Metallerne og Elektrolyternes Ledningsevne har følgende Anskuelse vist sig godt egnet. I Metallerne kan Elektriciteten frit bevæge sig om, og en Metaltraad virker derfor som en *Bro*, over hvilken Elektriciteten frit kan strømme, naar den paavirkes af en elektrisk

Kraft. I Elektrolyterne kan Elektriciteten ikke bevæge sig frit; men en elektrolytisk Leder indeholder elektrisk ladede Molekyler, som under Paavirkning af en elektrisk Kraft bevæger sig gennem Vandet, og derved som en Slags *Færgebaade* transporterer Elektriciteten gennem det ikke ledende Vand. De elektrisk ladede Molekyler har man givet Navnet *Ioner*. Figur 6 viser skematisk Ionerne i en Elektrolyt, og Figur 7 viser, hvorledes

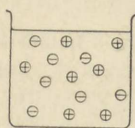


Fig. 6. Ionerne i en Elektrolyt.

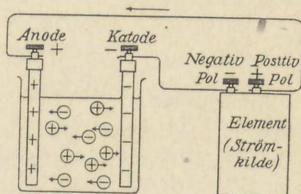


Fig. 7. Ionernes Vandringer i en Elektrolyt under den elektriske Strøms Gennemgang.

disse Ioner vandrer, naar man dypper to Elektroder ned i Opløsningen, og ved Hjælp af et galvanisk Element sender Strøm igennem den. De positivt ladede Ioner tiltrækkes af den negative Elektrode, Katoden, og kaldes derfor *Kationer*, de negativt ladede Ioner tiltrækkes af den positive Elektrode, *Anoden*, og kaldes derfor *Anioner*.

Ionernes Sammensætning. Ved at undersøge de Stoffer, der udskilles eller ophobes ved Elektroderne under Strømmens Gennemgang, kan man bestemme de positive og negative Ioners Sammensætning. Da man ved Elektrolyse af Saltsyre faar udskilt Brint ved Katoden og Klor ved Anoden, maa Kationerne i Saltsyre være positivt ladede Brintatomer, H^+ , og Anionerne negativt ladede Kloratomer, Cl^- . I mange Tilfælde vanskeligeres Bestemmelsen af Ionernes Sammensætning ved, at Ionerne efter at have afgivet deres Elektricitet til Elektroden angriber Elektrodemetallet kemisk eller omsætter sig med Vandet. Naar man saaledes elektrolyserer Saltsyre med Kobberelektroder, faas vel Brint ved Katoden, men ved Anoden forbinder det primært dannede Klor sig med Kobber til Kobberklorid, som gaar i Opløsning. Hvis man vil have Klorudviklingen at se, maa man benytte Platin- eller endnu bedre Kulektroder. Ved

Elektrolyse af Natriumsulfat er Forholdene endnu mere udviklede; her har Ionerne vist sig at være positivt ladede Natriumatomer, Na^+ , og negativt ladede Sulfatrester, SO_4^{--} . Disse Ioner vandrer hen til Elektroderne og afgiver deres Elektricitet, hvorpaa ved Katoden det primært dannede Natrium omsætter sig med Vand til Brint og Natriumhydroxyd, og ved Anoden den primært dannede Atomgruppe SO_4 omsætter sig med Vand til Ilt og Svovlsyre.

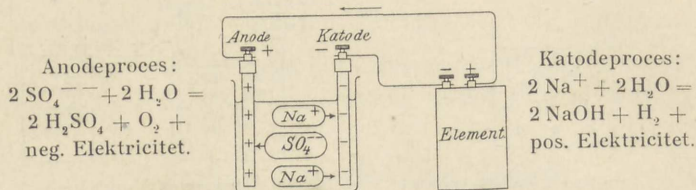


Fig. 8. Elektrolyse af Natriumsulfat.

Hvis der kun blev dannet Ilt ved Anoden og Brint ved Katoden, vilde det være simplest at antage, at Ionerne var negative Iltatomer og positive Brintatomer; men den samtidige Dannelse af Syre og Base forklares nemmest ved at antage, at Ionerne er positive Natriumatomer og negative Sulfatrester.

Ved omhyggelige Undersøgelser af Produkterne ved Elektrolyse af Syrer, Salte og Baser har det vist sig, at de positive Ioner stedse bestaar af Metal eller Brint, idet det er disse Bestanddele, som vandrer med Strømmen, medens de negative Ioner bestaar af Syrerest eller Hydroxyl.

Ionernes Sammensætning.

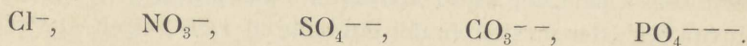
I Syrer:	pos. ladet <i>Brintatom</i> og	neg. ladet <i>Syrerest</i> .
I Salte:	pos. ladet <i>Metalatom</i> og	neg. ladet <i>Syrerest</i> .
I Baser:	pos. ladet <i>Metalatom</i> og	neg. ladet <i>Hydroxyl</i> .

Ionerne er aldrig selve det opløste Stofs Molekyler, men de dannes ved en Spaltning af disse Molekyler, hvorved det ene Stykke bliver positiv Ion og det andet Stykke negativ Ion. Man betegner den Spaltning af det opløste Stofs Molekyler, ved hvilken Ionerne dannes, som en *elektrolytisk Dissociation*.

Størrelsen af Ionernes Ladninger. Naar man sender

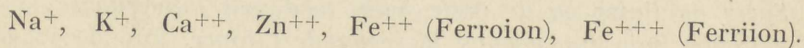
samme Strøm gennem to Syreopløsninger, faar man udskilt samme Brintmængde i begge Opløsninger (ifølge *Faraday's Lov*). Deraf kan man slutte, at Brintionerne i de forskellige Syrer maa transportere samme Elektricitetsmængde, d. v. s. de maa være ladede med samme Mængde positiv Elektricitet. Det samme gælder for andre Ioner; saaledes besidder Sulfationerne i Svovlsyre og i Natriumsulfat samme Ladning. Paa Grund af dette Forhold kan man, som vi nu skal se, let beregne den relative Størrelse af de forskellige Ioners elektriske Ladninger.

Den Mængde Elektricitet, som findes paa en Brintion, betegner man med et enkelt $+$, og Ioner, der indeholder denne Elektricitetsmængde, betegnes med et $+$ og siges at indeholde en enkelt elektrisk Ladning. Ioner, der indeholder den tilsvarende Mængde negativ Elektricitet, betegnes med et enkelt $-$ og siges at indeholde en enkelt Ladning negativ Elektricitet. Da de Ioner, som dannes af et neutralt Molekyle, nødvendigvis maa indeholde lige meget positiv og negativ Elektricitet, ses strax, at de forskellige Syrerestioner maa indeholde netop saa mange negative Ladninger, som der er fraspaltet Brintatomer fra Syren; thi for hvert Brintatom, som er spaltet fra Syren i Form af Brintion, maa der optræde en negativ Ladning. Formlerne for de forskellige Syrerestioner bliver derfor:



De forskellige Syrerestioner indeholder lige saa mange negative Ladninger, som deres *Valens* beløber sig til.

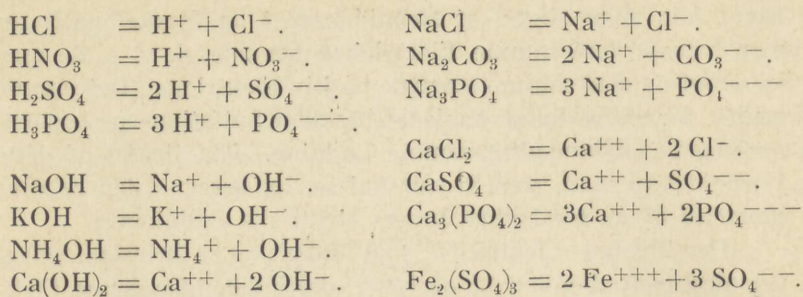
Paa lignende Maade kan man ved at betragte f. Ex. Metalchloriderne indse, at Metalionerne maa besidde lige saa mange positive Ladninger, som deres *Valens* beløber sig til. Formlerne for de forskellige Metalioner bliver:



Hydroxylionen maa være OH^- , da det f. Ex. af Natriumhydroxydets Formel, NaOH , fremgaar, at den maa indeholde lige saa meget negativ Elektricitet, som Natriumionen, Na^+ , indeholder positiv Elektricitet.

Antallet af en Ions elektriske Ladninger er altid lig Ionens Valens.

I den følgende Sammenstilling er angivet de Ioner, som dannes af nogle af de vigtigste Elektrollyter.



Ionernes Tilstand og Mængde i Elektrollytopløsningerne.

I de elektrollytisk ledende Opløsninger maa Ionerne være *frie og optræde som selvstændige Molekyler*; thi under Paavirkning af selv de svageste elektriske Kræfter sætter de sig i Bevægelse og transporterer Elektriciteten gennem Elektrollyten. Men *hvormange* af det opløste Stofs Molekyler er dissocierede til frie Ioner? Dette vigtige Spørgsmaal kan besvares ved Hjælp af *Frysepunktsbestemmelser*. Naar man opløser et Grammolekyle Natriumklorid i en Liter Vand, sænkes Vandets Frysepunkt 3,4°, medens det normale er, at et Grammolekyle ved at opløses i en Liter Vand nedsætter Frysepunktet 1,85°. Sænkningen 3,4°, der næsten er det dobbelte af 1,85°, viser, at Opløsningen af et Grammolekyle Salt i Virkeligheden indeholder næsten to Grammolekyler; vi maa heraf slutte, at *de fleste* Saltmolekyler ved Opløsningsprocessen maa være bleven dissocierede til Ioner; thi naar et Grammolekyle Natriumklorid spaltes fuldstændig til Ioner, dannes netop to Grammolekyler Ioner. Ved Frysepunktsbestemmelser har det vist sig, at *alle stærke Syrer og Baser og de fleste Salte med god Tilnærmelse kan betragtes som fuldstændig dissocierede i Ioner*; kun de svage Syrer og Baser samt enkelte Salte (komplekse Salte) har vist sig at besidde en omtrent normal Frysepunktssænkning og besidder altsaa kun en ringe Dissociationsgrad. At Antallet af Ioner i Opløsninger af svage Syrer og Baser maa være lille, fremgaar ogsaa af, at disse Elektrollyter leder den elektriske

Strøm daarligt; de benævnes af den Grund ofte *svage Elektrolyter* i Modsætning til de andre, der kaldes *stærke Elektrolyter*.

Vor Opfattelse af Elektrolyternes Tilstand kan udtrykkes paa følgende Maade: Naar man opløser et Salt i Vand, spaltes dets Molekyler ved *elektrolytisk Dissociation* til frie Ioner; Ionerne vedbliver imidlertid at være sammenblandede, og der foregaar ingen synlig Adskillelse af Saltets Bestanddele. Først naar man sender en elektrisk Strøm gennem Opløsningen, sorteres Ionerne, idet Kationerne og Anionerne vandrer i modsatte Retninger og udskilles ved hver sin Elektrode: der finder *Elektrolyse* Sted.

I en Opløsning findes altid praktisk talt lige mange positive og negative Ionladninger; de enkelte Ioners Ladninger er nemlig saa umaadelig store, at selv et ganske lille Overskud af den ene Slags Ladninger vilde give Opløsningen en umaadelig stor elektrisk Ladning. Paa et Milligram Brintion findes saa meget Elektricitet, at det vil frastøde en lige saa stor Mængde, der er anbragt i en Afstand som fra København til Korsør, med en Kraft paa tusind Kilogram.

Man maa ikke forvexle Brintionen, H^+ , med fri Brint, H_2 , eller Hydroxylionen, OH^- , med Brintoverilte $(OH)_2$. Der er lige saa lidt Grund til, at Brintionen skulde ligne Brint eller Hydroxylionen Brintoverilte, som til at Ilt, O_2 , skulde ligne Ozon, O_3 .

Det er heller ikke mærkeligt, at Natriumionen kan existere i vandig Opløsning, uagtet Natriummetal sønderdeler Vand; Natriumionens store elektriske Ladning giver Natriumatomet deri ganske andre Egenskaber, end det besidder i Natriummetallet.

Forestillingen om de frie Ioner (den elektrolytiske Dissociationsteori) er udviklet af *Svante Arrhenius* (1887).

Anvendelser.

Saltblandinger. I en Opløsning af Natriumklorid er Saltet spaltet i Ionerne Na^+ og Cl^- , og i en Opløsning af Kaliumnitrat er Saltet spaltet i Ionerne K^+ og NO_3^- . Naar man blander disse Opløsninger sammen, vinder man, uden at der fore-

gaar nogen kemisk Proces, en Opløsning af Ionerne Na^+ , K^+ , Cl^- , NO_3^- . En med denne identisk Opløsning vinder man, naar man blander Opløsninger af Kaliumklorid og Natriumnitrat, og heller ikke ved denne Sammenblanding foregaar nogen kemisk Proces. Det er umuligt at afgøre, hvilke Salte der findes i den sammenblandede Opløsning. Ionerne er ikke forbundne til Salte, og der findes hverken det ene eller det andet Saltpar i Opløsningen, men kun de frie Ioner.

I Havvand findes af Metaller: Natrium, samt lidt Kalium, Magnium, Kalcium, og af Syrerester: Klor samt lidt Sulfatrest og Brom; disse Bestanddele findes ikke i Vandet i Form af færdige Salte, men kun i Form af frie Ioner. Man skal altsaa ikke spekulere over, om Bromet i Havvandet findes som Natriumbromid eller knyttet til Kalium, Magnium eller Kalcium. Det findes nemlig overhovedet ikke knyttet til noget Metal, men som Bromion. Naar man skal opgive Resultatet af en kvantitativ Analyse af Havvandets (eller en anden Opløsnings) Saltindhold, er det derfor rigtigt at nøjes med at angive Mængderne af de forskellige Ioner. Kun hvis man skal fremstille en Opløsning med samme Sammensætning, er man nødt til paa Papiret at kombinere Ionerne sammen til passende Salte og beregne, hvormeget der skal bruges af disse Salte, fordi man nu engang ved Fremstillingen ikke kan tage Ionerne enkeltvis, men maa afveje dem i Form af Salte.

Af det skildrede følger, at man ved Analyse af *en Opløsning* af et fast Stof umulig kan fastslaa, hvorledes de fundne Ioner har været kombinerede sammen til Salte i det faste Stof. De analytiske Metoder, som benyttes i Laboratoriet, fortæller intet om, hvorledes Ionerne i den udleverede Analyse har været sammenknyttede, men siger kun, hvilke der har været tilstede.

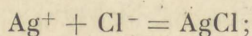
Opløselighedsproduktet. Naar man bestemmer Opløseligheden af *Kaliumklorat* i Vand og i Kaliumkloridopløsninger af forskellig Styrke, viser det sig, at der ikke opløses lige meget i de forskellige Opløsninger, men der opløses desto mindre Klorat, jo mere Kaliumklorid der er tilstede. Andre Kaliumsalte og Kaliumhydroxyd formindsker ligeledes Opløseligheden af Kaliumklorat, og Opløselighedsformindskelsen, som Kaliumforbindelserne frembringer, er netop saa stor, at Produktet af Klorationmængden og Kaliumionmængden i alle de mættede

Opløsninger af Kaliumklorat meget nær har samme Værdi. En tilsvarende Lov gælder for Opløseligheden af andre Elektrolyter: *Opløseligheden af en Elektrolyt formindskes ved Tilsætning af Elektrolyter, som har en Ion fælles med den*, og i alle de ved samme Temperatur mættede Opløsninger af Elektrolyten har Produktet af Koncentrationerne af dens Ioner, det saakaldte *Ionprodukt*, samme Værdi. Værdien af Ionproduktet i de mættede Opløsninger kaldes for Elektrolytens *Opløselighedsprodukt*. Saalænge Produktet af Koncentrationerne af de to Ioner i en Opløsning holder sig under Opløselighedsproduktet, er Opløsningen umættet og kan opløse mere af vedkommende Elektrolyt, men saasomt Opløselighedsproduktet overskrides, er Opløsningen overmættet, og Elektrolyten vil udfældes.

Ved Angivelsen af et Stofs Opløselighedsprodukt plejer man at benytte de saakaldte *molære Koncentrationer*. Ved et Stofs molære (Forkortning af molekylære) Koncentration forstaar man Antallet af Grammolekyler af vedkommende Stof i en Liter Opløsning. En Opløsning, som indeholder 12,26 g Kaliumklorat i en Liter, er 0,1 molær, da Kaliumkloratets Molekylvægt er 122,6; den molære Koncentration af Kaliumionen og af Klorationen i Opløsningen er ligeledes 0,1, da hvert Grammolekyle Kaliumklorat ved Dissociation giver et Grammolekyle Kaliumion og et Grammolekyle Kloration. I den følgende Tabel er angivet Opløseligheden af en Række forskellige Salte i Vand og de dertil svarende *Opløselighedsprodukter*. Da den molære Koncentration af hver især af Ionerne er lig Saltets molære Koncentration, kan Opløselighedsprodukterne beregnes simpelthen, ved at man opløfter Opløselighedstallene til anden Potens.

Elektrolyt	mol. Koncentration af mættet Opløsning ved 18°		Opløselighedsprodukt
NaCl	5,42	molær	29,4
KClO ₃	0,54	»	0,292
CaSO ₄	0,015	»	0,225 · 10 ⁻³
BaSO ₄	9,8 · 10 ⁻⁶	»	0,96 · 10 ⁻¹⁰
AgCl	10,5 · 10 ⁻⁶	»	1,1 · 10 ⁻¹⁰
AgBr	0,3 · 10 ⁻⁶	»	0,9 · 10 ⁻¹³
AgJ	0,015 · 10 ⁻⁶	»	2,25 · 10 ⁻¹⁶
CaCO ₃	—	»	2,74 · 10 ⁻⁹

Analytiske Reaktionen. For en tungt- eller uopløselig Elektrolyt har Opløselighedsproduktet en meget lille Værdi. Saaledes er Opløselighedsproduktet for Sølvklorid ca. 10^{-10} . Derfor vil Tilstedeværelsen af selv en ganske ringe Mængde Klorion i en Opløsning bevirke, at man ved Tilsætning af Sølvion til Opløsningen overskrider Sølvkloridets Opløselighedsprodukt og faar Sølvklorid udfældet, og dette er Grunden til, at man i enhver Opløsning, som indeholder Saltsyre eller et Klorid, kan paavise Kloret ved Tilsætning af et Sølvsalt. Ifølge Ionteorien er den kemiske Proces ved denne analytiske Reaktion simpelthen den, at Klorionen fra Opløsningen forbinder sig med Sølvionen fra den tilsatte Opløsning:



alle de øvrige Ioner i Opløsningen deltager slet ikke i Processen.

Sølvkloridets lille Opløselighedsprodukt bevirker, at Sølvioner og Klorioner ikke samtidig kan være tilstede i Mængder af Betydning, og man kan derfor paavise Tilstedeværelsen af Klorioner ved Tilsætning af Sølvioner og omvendt Tilstedeværelsen af Sølvioner ved Tilsætning af Klorioner. Reaktionen paa Klorid med Sølvnitrat er i Virkeligheden en *Reaktion paa Klorioner*, og Reaktionen paa Sølvsalt med Saltsyre er en *Reaktion paa Sølvioner*. Det samme Synspunkt maa anlægges paa andre analytiske Bundfældningsreaktioner. Ved alle disse Reaktionen paavises Nærværelsen af bestemte Ioner ved Tilsætning af andre Ioner, med hvilke de danner Forbindelser med meget lille Opløselighedsprodukt. *De fleste analytiske Reaktionen er ikke Prøver for bestemte Salte, Syrer eller Metaller, men det er Prøver for bestemte Ioner, og det benyttede Prøvemiddel (Reagens) er ligeledes en Ion.*

Førend man vidste, at Elektrolyterne var spaltede i frie Ioner, maatte man for at kunne opskrive den kemiske Ligning for Kloridprøven vide, med hvilket Klorid og med hvilket Sølvsalt der arbejdedes. Var dette Natriumklorid og Sølvnitrat, skrev man Ligningen som

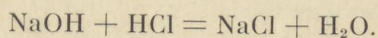


For andre Klorider og Sølvsalte fik man andre Ligninger. Det var som Resultat af Forsøg fastslaaet, at naar man ved

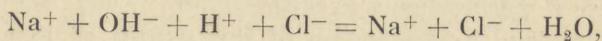
Dobbeltsønderdeling mellem Syrer, Salte eller Baser kunde faa dannet et uopløseligt Stof, saa blev dette Stof udfældet, og man udledede deraf, at alle Klorider og Sølvsalte ved Sammenblanding maatte give Bundfald af Sølvklorid. Men hvorfor det var saadan, kunde man ikke forklare. Efter Hypotesen om de frie Ioner og Teorien om Opløselighedsproduktet fjærnes alle disse Vanskeligheder: Reaktionen ved Kloridprøven gengives i alle Tilfælde ved en og samme Ionligning, og Sølvkloridets Udfældning ved Sammenblanding af ligegyldig hvilke Klorider og Sølvsalte forklares som en Følge af Sølvkloridets lille Opløselighedsprodukt.

Syrer og Baser. Neutralisation. I alle Syreopløsninger findes *Brintioner*, og Syrernes fælles Egenskaber skyldes disse fælles Brintioner, medens deres forskellige Egenskaber skyldes de forskellige Anioner. Alle surt reagerende Opløsninger indeholder Brintioner. Man kan prøve, om en Opløsning indeholder Brintioner, med Lakmuspapir. Denne Prøve er meget fin, idet der kun behøver at være yderst faa Brintioner tilstede, for at Papirets blaa Farve skal slaa om til rødt. I alle Baseopløsninger findes *Hydroxylioner*, de spiller for Baser den samme Rolle som Brintionerne for Syrer, og deres Nærværelse kan konstateres ved Hjælp af Kurkumapapir (eller rødt Lakmuspapir).

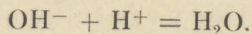
Naar Natriumhydroxyd neutraliseres af Saltsyre, har vi tidligere skrevet Processen:



Hvis vi tager Hensyn til, at Syrer, Salte og Baser er ioniserede i Opløsning, bliver Ligningen for Processen:



eller simplere, naar vi udelader de Ioner, som findes paa begge Sider af Lighedstegnet:



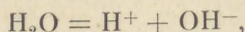
Ved Neutralisationen foregaar der ifølge denne Ligning ikke andet end, at Hydroxylionerne fra Baseopløsningen forbinder sig med Brintionerne fra Syreopløsningen til Vand. Denne simple Ligning fortæller os alt, hvad der virkelig er sket. Saltsyrens

Brintioner er forsvundne, dette fremgaar af den dannede Opløsnings neutrale Reaktion, derimod findes Saltsyrens Klorioner stadig uforandrede og kan ligesom i Saltsyren paavises med Sølvnitrat. Natriumhydroxydets Hydroxylioner er forsvundne, dette fremgaar af den dannede Opløsnings neutrale Reaktion, derimod er Baseopløsningens Natriumioner uforandrede tilstede og kan paavises med Kaliumantimonat ganske ligesom i Baseopløsningen.

Saltsyrens Neutralisation med Natriumhydroxyd skyldes, at Brintioner og Hydroxylioner forbinder sig med hinanden til Vand, naar de bringes sammen. Det er denne Egenskab ved Brintionerne og Hydroxylionerne, der bevirker, at en hvilken-somhelst Syreopløsning neutraliseres ved Tilsætning af en Base. Syrens Brintioner og Basens Hydroxylioner forbinder sig med hinanden til Vand, og tilbage i Opløsningen bliver Syreres-tionerne og Metalionerne. Naar man afdamper Vandet, vil ogsaa disse Ioner forbinde sig, og man vinder det faste, udissocierede Salt.

Vandets Dissociationskonstant. Processen, ved hvilken Brintionerne og Hydroxylionerne forbinder sig til Vand, gaar ikke fuldstændig til Ende.

Hvis man blander sure og basiske Opløsninger sammen, vil Brintionerne og Hydroxylionerne forbinde sig med hinanden, indtil Produktet af deres Koncentrationer er aftaget til 10^{-14} . Omvendt vil der i rent Vand ved elektrolytisk Dissociation af Vandmolekyler efter Ligningen,



dannes Brintioner og Hydroxylioner, indtil Produktet af Ionerens molære Koncentrationer er steget til 10^{-14} ; dette indtræffer, naar den molære Koncentration af hver enkelt af Ionerne er steget til 10^{-7} , thi

$$10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}.$$

I Virkeligheden findes i enhver vandig Opløsning baade Brintioner og Hydroxylioner. Men da Produktet af disse Ioners molære Koncentrationer (Antallet af Grammolekyler pr. Liter) i alle Opløsninger har den yderst lille Værdi af ca. 10^{-14} , kan man i Almindelighed se bort fra Brintionernes Nærværelse i

basisk reagerende Opløsninger og fra Hydroxylionernes Nærværelse i surt reagerende Opløsninger.

Den Værdi, som Produktet af de molære Koncentrationer af Brintionerne og Hydroxylionerne besidder i en vandig Opløsning, kaldes for *Vandets Dissociationskonstant*. Vandets Dissociationskonstant er kun ved alm. Temp. lig 10^{-14} ; ved højere Temperatur er den større, Vandet er mere dissocieret, og ved lavere Temperatur er den mindre, Vandet er mindre dissocieret.

Vandets *elektrolytiske Dissociation* i Brintioner og Hydroxylioner maa ikke forvexles med Vanddampens *termiske Dissociation* i Brint og Ilt ved Ophedning til Temperaturer over 1000° .

Sur og basisk Reaktion. Da der i alle vandige Opløsninger findes baade Brintioner og Hydroxylioner, er Overgangen mellem sure, neutrale og basiske Opløsninger ganske jævn. Jo finere Prøve paa Brintioner man benytter, desto flere Opløsninger vil man kalde sure, og jo finere Prøve paa Hydroxylioner man benytter, desto flere Opløsninger vil man kalde basiske.

Naar man kender en Opløsnings Brintionkoncentration, kan man beregne dens Hydroxylionkoncentration, da Produktet af de to Koncentrationer skal være lig 10^{-14} . Hvad enten en Opløsning er sur, neutral eller basisk, er det tilstrækkeligt at kende dens Brintionkoncentration for at have et udtømmende Kendskab til dens Reaktion. Hvis Brintionkoncentrationen i en Opløsning er lig 10^{-7} , er Hydroxylionkoncentrationen ogsaa lig 10^{-7} ; en saadan Opløsning kan passende kaldes fuldkommen neutral. Hvis Brintionkoncentrationen er større end 10^{-7} , er Opløsningen sur, og jo større Brintionkoncentrationen er, desto mere sur er Opløsningen. Hvis Brintionkoncentrationen er mindre end 10^{-7} , er Hydroxylionkoncentrationen større end 10^{-7} , Opløsningen er basisk, og jo mindre Brintionkoncentrationen er, desto mere basisk er Opløsningen.

Brintionexponenten. Brintionkoncentrationen i svagt sure, neutrale og basiske Opløsninger er meget smaa Tal, der maa skrives som høje, negative Potenser af 10 (op til 10^{-14}). Man er i nyere Tid begyndt med at angive en Opløsnings Reak-

tion ved Hjælp af den numeriske Værdi af den Exponent, hvortil 10 skal opløftes for at give Brintionkoncentrationen, og man kalder denne Værdi for *Brintionexponenten*. Hvis Brintionkoncentrationen betegnes med c_H og Brintionexponenten med p_H , er der følgende Sammenhæng mellem disse Størrelser:

$$c_H = 10^{-p_H}.$$

I de neutrale Opløsninger ligger Brintionexponenten i Nærheden af 7; i de sure Opløsninger er den mindre end 7 og kan i de stærkt sure Opløsninger gaa ned til under 0; i de basiske Opløsninger er den større end 7 og kan i de stærkt basiske Opløsninger gaa op til 14. Jo længere Brintionexponenten ligger borte fra 7, desto mere udpræget sur eller basisk er Opløsningens Reaktion. For hver Gang Brintionkoncentrationen bliver 10 Gange større, aftager Brintionexponenten med 1, og for hver Gang Brintionkoncentrationen bliver dobbelt saa stor, aftager Brintionexponenten med 0,3 (nøjagtig med $\log 2 = 0,30103$). I den nedenfor angivne *Reaktionsskala* er Grænserne mellem sure, neutrale og basiske Opløsninger vilkaarligt sat ved ca. 4 og 10.

Reaktionsskalaen.

Reaktion	— sur —>	<— neutral —>	<— basisk —		
Brintionexponent	0	4	7	10	14
Brintionkoncentration.	1	10^{-4}	10^{-7}	10^{-10}	10^{-14}
Hydroxylionkoncentr.	10^{-14}	10^{-10}	10^{-7}	10^{-4}	1

Indikatorer. Reaktionen af en Opløsning kan bestemmes, ved at man iagttager Farven af forskellige Indikatorfarvestoffer i Opløsningen. I en Opløsning, som farver Lakmus tydelig rød, er Brintionexponenten mindre end 6, og i en Opløsning, som farver Lakmus tydelig blaa, er Brintionexponenten større end 7; i Intervallet fra 6 til 7 viser Lakmus en Blandingsfarve. *Fenolftalein* er farveløst ved Brintionexponenter under 8, det viser stærkere og stærkere rød Farve, jo mere Brintionexponenten nærmer sig til 9, og i de endnu mere basiske Opløsninger er det stærkt rødt; dets Omslag finder altsaa Sted mellem 8 og 9. De forskellige Farvestofindikatorer slaar om ved ret forskellige Brintionexponenter, som det fremgaar af følgende Sammenstilling:

	Farve i sur Vædske	Farve i basisk Vædske	Brintionexponent ved Omslagspunkt
Tropæolin 00	rød	gul	2—3
Metylorange	orange	gul	3—4
Kongo	blaa	rød	4—5
Metylrødt	rød	gul	5—6
Lakmus	rød	blaa	6—7
Neutralrødt	rødviolet	gul	7—8
Fenolftalein	farveløs	rød	8—9

En Opløsning, som reagerer basisk overfor een Indikator, kan udmærket godt reagere surt overfor en anden. En Opløsning, hvis Brintionexponent ligger mellem 4 og 8, vil saaledes reagere basisk overfor Metylorange og surt overfor Fenolftalein.

Svage Syrer. Medens Salte sædvanlig er stærkt dissocierede i Ioner (er stærke Elektrolyter), kender man mange Syrer, der er lidet spaltede i Ioner, hvilket viser sig ved, at de leder den elektriske Strøm daarlig. Disse svagt dissocierede Syrer danner i Opløsning kun faa Brintioner og besidder derfor kun i mindre eller ringe Grad Syrernes karakteristiske Egenskaber. Som Maal for en Syres Styrke kan man bruge dens *Dissociationsgrad* ved en bestemt Fortynding. Ved Dissociationsgraden forstaaes den Brøkdel af Syren, som er spaltet i Ioner. Naar Dissociationsgraden er 0,5, er 50 pCt. af Syren spaltet i Ioner. Dissociationsgraden af en Elektrolyt voxer ved Fortynding. Den følgende Tabel indeholder en Fortegnelse over Dissociationsgraderne af en Række svage Syrer i 0,1 molær Opløsning (0,1 Grammolekyle i en Liter).

	Dissociationsgrad i 0,1 molær Opl.	Dissocieret i Ionerne:
Svovlsyring, H_2SO_3	34 pCt.	$H^+ + HSO_3^-$
Fosforsyre, H_3PO_4	27 pCt.	$H^+ + H_2PO_4^-$
Eddikesyre, CH_3COOH	1,4 pCt.	$H^+ + CH_3COO^-$
Kulsyre, H_2CO_3	0,17 pCt.	$H^+ + HCO_3^-$
Svovlbrinte, H_2S	0,1 pCt.	$H^+ + HS^-$
Klorundersyring, $HClO$	0,06 pCt.	$H^+ + ClO^-$
Borsyre, H_3BO_3	0,01 pCt.	$H^+ + H_2BO_3^-$

Man plejer at kalde Svovlsyring og Fosforsyre middel-

stærke Syrer, og Eddikesyre, Kulsyre, Svovlbrinte o. s. v. svage Syrer.

Saltene af en svag Syre er karakteriserede ved følgende tre vigtige Forhold:

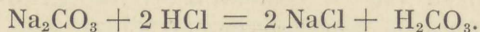
1) *Den svage Syre frigøres af sine Salte ved Tilsætning af en stærk Syre.* Saaledes frigøres Kulsyre af Natriumkarbonat og Eddikesyre af Natriumacetat ved Tilsætning af Saltsyre.

2) *De i Vand uopløselige Salte af en svag Syre opløses i stærke Syrer.* Saaledes er Kalciumkarbonat, der ikke kan opløses i Vand, let opløseligt i Salpetersyre og Saltsyre.

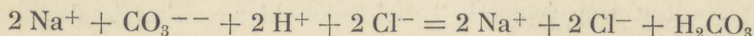
3) *De i Vand opløselige Salte af svage Syrer reagerer i vandig Opløsning basisk (Hydrolyse).* En Natriumkarbonatopløsnings basiske Reaktion kan man paavise baade ved Hjælp af Kurkumapapir og ved Opløsningens ludagtige Smag.

Disse tre Forhold kan alle udledes som en Følge af, at en svag Syres Ioner (Brintionen og Anionen) forbinder sig med hinanden til udissocieret Syre, naar de bringes sammen i Opløsning.

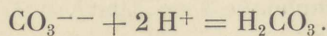
Svage Syrers Uddrivning af stærke Syrer. Kulsyrens Uddrivning af Natriumkarbonat ved Tilsætning af Saltsyre kan skrives:



Naar man i ovenstaaende Ligning for de tre Stoffer, som er stærkt dissocierede, indfører deres Ioner, bliver Ligningen til:



eller simplere:

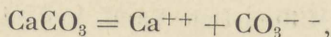


Denne Ligning udtrykker, hvad der sker, naar man sætter Saltsyre til Natriumkarbonat, og den viser, at Processen bestaar i, at Karbonationen fra Karbonatet forbinder sig med Brintionen fra den stærke Syre til udissocieret Kulsyre, en Proces, der er en umiddelbar Følge af, at Kulsyre er en svag Syre. Den samme Betragtning kan overføres paa andre svage Syrers Uddrivning af deres Salte. (Der er i det foregaaende set bort fra den Komplikation, at Kulsyren let afgiver Vand og bort-

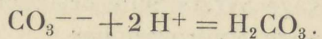
gaar som Kuldioxyd, idet dette Forhold ikke forandrer Gyldigheden af Betragtningerne.)

Stærke Syrers Evne til at opløse Salte af svage Syrer. Naar man ryster rent Vand med Kalciumkarbonat, gaar kun en yderst ringe Mængde i Opløsning, da Saltets Opløselighedsprodukt er meget lille; men der gaar dog saa meget i Opløsning, at Opløselighedsproduktet naas. Hvis man til Opløsningen sætter Saltsyre eller en anden stærk Syre, forbinder de tilsatte Brintioner sig med Karbonationerne i Opløsningen til udissocieret Kulsyre (eller Kuldioxyd og Vand), og Produktet af Koncentrationerne af Karbonationerne og Kalciumionerne i Opløsningen bliver mindre end Opløselighedsproduktet; følgelig maa der gaa mere i Opløsning, men lige saa hurtig som der ved Opløsning dannes nye Karbonationer, fjernes de af Brintionerne, og derfor kan store Mængder Kalciumkarbonat gaa i Opløsning i Syren, uden at Opløselighedsproduktet overskrides.

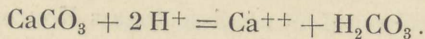
Kalciumkarbonatets Opløsning i Saltsyre foregaar altsaa i flere Sæt: først opløses det under Dannelse af Kalciumioner og Karbonationer:



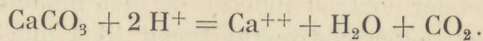
og derpaa forbinder Karbonationerne sig med Brintioner til udissocieret Kulsyre:



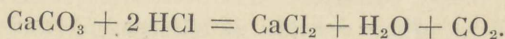
Bruttoprocessen faas ved Addition af disse Ligninger:



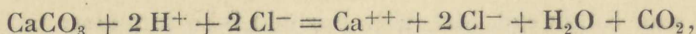
Naar man endvidere tager Hensyn til, at Kulsyre er ubestandig og spaltes i Vand og Kuldioxyd, som bortgaar i Luftform, antager Ligningen følgende Form:



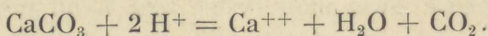
Denne Ionligning kan ogsaa udledes ved Omdannelse af den sædvanlige Ligning for Processen:



Naar man her istedetfor Saltsyre og Kalciumklorid, som er stærkt ioniserede, indfører disse Stoffers Ioner, faas:



og naar man derpaa sletter de Ioner, som findes paa begge Sider af Lighedstegnet, faas:



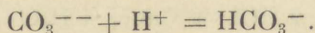
Jo svagere Syren i et Salt er, desto fuldstændigere kan Brintionerne fjærne Saltets Anioner af Opløsningen, og desto mere af Saltet maa der gaa i Opløsning, inden dets Opløselighedsprodukt naas, med andre Ord: Saltets Opløselighed forøges desto mere ved Tilsætning af en stærk Syre, jo svagere Syren i Saltet er.

Hvis et Salt er yderst tungtopløseligt, kan det hælde, at den stærke Syres Brintioner ikke er i Stand til at forøge Saltets Opløselighed saa meget, at Opløseligheden faar praktisk Betydning. Saa uopløseligt er dog intet Karbonat; men der er flere Sulfider, f. Ex. Sølvulfid, Kviksølvulfid, Kobbersulfid, der er saa tungtopløselige, at de ikke opløses i Saltsyre, uagtet deres Syre, Svovlbrinte, er en yderst svag Syre. Hvis Opløseligheden af et Salt er en Del Salt til en Billion Dele Vand, vil det, at Opløseligheden bliver en Million Gange større, kun forøge den til en Del Salt i en Million Dele Vand, hvilket endnu i de fleste Tilfælde vil være en umærkelig Størrelse.

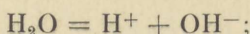
H y d r o l y s e. Der staar endnu tilbage at forklare, hvorfor Opløsninger af svage Syrers Salte besiddér basisk Reaktion, altsaa indeholder mange Hydroxylioner.

I rent Vand findes en ganske ringe Mængde Brintioner og Hydroxylioner. Produktet af disse Ioners Koncentrationer er i enhver vandig Opløsning lig 10^{-14} (Vandets Dissociationskonstant); hvis Produktet nemlig er mindre, dannes ved Dissociation af Vandmolekyler mere af disse Ioner, og hvis Produktet er større, forbinder nogle af Ionerne sig med hinanden til Vand.

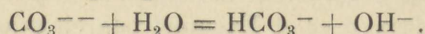
Naar man sætter Natriumkarbonat til Vandet, forbinder Karbonationerne sig med Brintionerne i Vandet til Bikarbonationer (der er ikke Brintioner nok til at danne Kulsyre H_2CO_3):



Derved bliver Produktet af Koncentrationerne af Brintioner og Hydroxylioner mindre end 10^{-14} , og der maa altsaa dissocieres flere Vandmolekyler efter Ligningen:

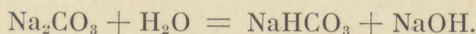


men efterhaanden som Vandmolekylerne dissocieres, fjærnes stadig de derved dannede Brintioner i Form af Bikarbonationer, og Resultatet bliver derfor en Proces, svarende til Summen af de to ovennævnte Ligninger:



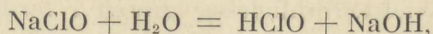
Jo svagere Syren i et Salt er, desto fuldstændigere vil Anionerne i Saltet fjærne Opløsningens Brintioner, desto flere Vandmolekyler maa dissocieres, og desto større bliver Hydroxyli-ionkoncentrationen, inden det Punkt naas, da Produktet af Koncentrationerne af Brintionerne og Hydroxyli-ionerne igen er voxet til 10^{-14} . I en 0,1 molær Natriumkarbonatopløsning er ca. 6 pCt. af Saltets Anioner omdannede til Hydroxyli-ioner og Bikarbonationer, inden dette Punkt (Ligevægtstilstanden) naas, og Hydroxyli-ionkoncentrationen i Opløsningen er ca. $0,6 \cdot 10^{-2}$, medens Brintionkoncentrationen kun er $1,7 \cdot 10^{-12}$.

Naar man ser bort fra Elektrolyternes Ionisation og antager, at de negative Ioner i Opløsningen er forbundne med de positive Ioner, her Natriumioner, faar Ligningen for den Proces, ved hvilken den basiske Reaktion opstaar, det følgende Udseende:

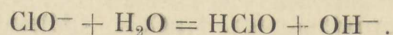


Skreven paa denne Maade viser Ligningen, at Processen bestaar i, at Vandet spalter Saltet under Dannelse af fri Base og surt Salt. Da der ved denne Spaltning optages Vand, er Processen en *Hydrolyse*.

For et Salt af en enbasisk Syre, f. Ex. Natriumhypoklorit, NaClO, har Hydrolyseligningen følgende Udseende:



eller skreven med Ioner:



Her, hvor Syren kun er enbasisk, er Hydrolyseproduktet ikke et surt Salt, men selve den frie svage Syre.

Hydrolyseprocessen ses let at være reciprok til Neutralisationsprocessen. Naar et Salt i vandig Opløsning reagerer basisk og altsaa er hydrolyseret, viser dette, at dets Dannelse

af Syren og Basen er en *reversibel* Proces, som ikke gaar helt til Ende.

Svage Baser. Ligesom man har svage Syrer, har man ogsaa svage Baser, der kun er lidet dissocierede i Ioner, og som kun i ringe Grad besidder Basernes karakteristiske Egenskaber. Ammoniumhydroxyd er et Exempel paa en svag Base. I Lighed med Forholdene ved svage Syrer vil svage Baser *uddrives* af deres Salte af stærke Baser, og deres Salte vil paa Grund af *Hydrolyse* ikke reagere neutralt, men medens de svage Syrs Salte reagerede basisk, vil naturligvis de svage Basers Salte reagere surt.

Kvælstofgruppen.

Den tredje Gruppe af Metalloiderne omfatter nogle Stoffer, som besidder Valensen tre overfor Brint (Brintforbindelser af Typen RH_3), og hvis Valens overfor Ilt og Halogener er vexlende, men højst fem (svarende til Typerne R_2O_5 og RCI_5). Til denne Gruppe hører **Kvælstof**, **Fosfor** og **Arsen**, og efter det vigtigste af disse Stoffer har Gruppen faaet Navnet Kvælstofgruppen.

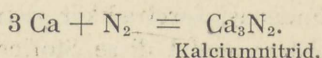
Kvælstof.

N = 14,01.

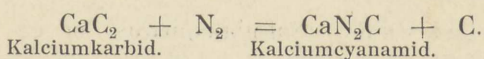
Kvælstof udgør i fri Tilstand Hovedbestanddelen af *Atmosfæren*, men findes iøvrigt kun i ringe Mængde paa Jordens Overflade. Det eneste kvælstofholdige Mineral, som forekommer i større Mængde, er *Chilesalpeter*, $NaNO_3$. I ringe Mængde forekommer Kvælstofforbindelser overalt i Jordbunden, og de kvælstofholdige *Proteinstoffer* (Æggehvide-stoffer) er en væsentlig Bestanddel af alle Dyr og Planter. Derfra stammer *Stenkullenes Kvælstofindhold* (ca. 1 pCt.). Chilesalpeter samt Luftens og Stenkullenes Kvælstof danner Udgangsmaterialerne for Fremstillingen af Kvælstoffets Forbindelser.

Kvælstof, N_2 , er i fri Tilstand en farveløs Luftart med et toatomigt Molekyle. Det er meget lidt opløseligt i Vand og kan kun ved stærk Afkøling fortættes til en Vædske (Kgp. $\div 194^0$).

Kemiske Egenskaber. I Sammenligning med Halogenerne og Ilt og Svovl besidder Kvælstof kun ringe Tilbøjelighed til at danne kemiske Forbindelser, men ved Ophedning til højere Temperatur kan man dog faa det til at reagere med adskillige Stoffer. Saaledes forbinder det sig ved Glødhede med de lette Metaller til Nitrider, f. Ex. med Kalcium:

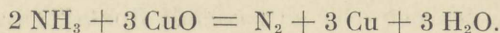


Kalciumkarbid optager ved Glødhede Kvælstof under Dannelse af Kalciumcyanamid, et Stof, der finder Anvendelse som Kvælstofgødning:



Ogsaa Brint og Ilt kan ved Ophedning bringes til at forbinde sig med Kvælstof; men selv under de gunstigste Omstændigheder er det kun en ringe Del af disse Stoffer, som forbinder sig med Kvælstoffet. Endelig bør som Bevis paa, at Kvælstof kan reagere allerede ved alm. Temp., nævnes, at visse Bakterier, som lever i Knolde paa Rødderne af Kløver og Lupiner, er i Stand til at optage Kvælstof fra Luften og danne Kvælstofforbindelser.

Kvælstof fremstilles nu til Dags af atmosfærisk Luft, idet man ved Destillation af flydende Luft skiller Ilten og Kvælstoffet. Det atmosfæriske Kvælstof indeholder ca. 1 pCt. Argon, men paa Grund af Argonets fuldkomne Passivitet opfører det sig i kemisk Henseende meget nær som rent Kvælstof. Fuldkommen rent Kvælstof kan fremstilles af Kvælstofforbindelser, f. Ex. ved at lede Ammoniak hen over glødende Kobberilte,

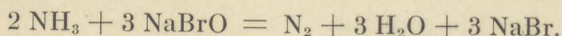


Kvælstoffets Brintforbindelser.

Kvælstof danner flere Brintforbindelser, af hvilke her skal omtales Ammoniak, NH_3 , og Hydrazin, N_2H_4 .

Ammoniak, NH_3 , er en farveløs Luftart med en karakteristisk, stikkende Lugt. Ved Tryk (ca. 7 Atm.) kan den ret let fortættes til en Vædske, som koger langt under 0° (Kgp. $\div 34^\circ$),

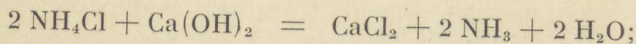
og som ved sin Fordampning binder en meget betydelig Varmemængde. Ammoniak egner sig paa Grund af disse fysiske Egenskaber fortræffelig til *Kuldemaskiner*, i hvilke som bekendt den lave Temperatur frembringes ved Fordampning af Vædsker, som er yndne ved Sammentrykning af Luftarter ved alm. Temp. Paa Grund af Ammoniakens stikkende Lugt, som vanskelig helt kan undgaas, foretrækker man dog ofte at bruge Kuldioxyd eller Æter, uagtet disse Stoffer i fysisk Henseende er knap saa egnede til Formaalet som Ammoniak. Ammoniak kan iltes til Kvælstof og Vand, f. Ex. af Bromnatron:



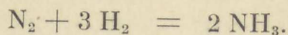
A m m o n i a k v a n d (Salmiakspiritus) er en Opløsning af Ammoniak i Vand. Ammoniak opsuges med Begærighed af Vand; en Opløsning deraf, som er mættet ved 18° og 1 Atm., indeholder 36 pCt. Ammoniak, men Handelsvaren plejer kun at indeholde 25 pCt. eller endnu mindre. Ved Kogning uddrives al Ammoniakken af Ammoniakvand.

Ammoniakvandets *A n v e n d e l s e* til Vask og til Aftagning af Pletter beror paa, at det ligesom Soda og Sæbe besidder basisk Reaktion og derfor har lignende opløsende og rensende Virkninger som disse Stoffer.

Ammoniak fremstilles, ved at man blander Ammoniumklorid med Kalciumhydroxyd og opvarmer Blandingen forsigtig,



den udviklede Ammoniakluft kan tørres med brændt Kalk. Ammoniak vindes i nyeste Tid syntetisk af sine Bestanddele. Ved at sammentrykke en Blanding af Kvælstof og Brint til 200 Atm. og lede den hen over en passende Kontaksubstans (Katalysator), som er ophedet til 500°—600°, kan man faa indtil en halv Snes Procent af Blandingen til at forbinde sig til Ammoniak,



Ammoniaksyntesens Teori.

Ammoniakdannelsen af Kvælstof og Brint er en reversibel Proces. Ved Ophedning til Glødhede spaltes Ammo-

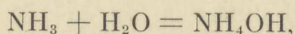
njak næsten helt til Kvælstof og Brint, og hvad enten man gaar ud fra en Blanding af Kvælstof og Brint eller fra Ammoniak, vinder man ved Ophedning den samme Blanding af Ammoniak og dens Bestanddele, forudsat at man venter, til Sønderdelingen eller Dannelsen er hørt op. Den Mængde Ammoniak, som findes i en Blanding i kemisk Ligevægt med Kvælstof og Brint, afhænger af Temperaturen og Trykket. I den følgende lille Tabel er angivet, hvormange Procent Ammoniak der dannes i en Blanding af tre Rumfang Brint og et Rumfang Kvælstof (svarende til $3\text{H}_2 + \text{N}_2$) ved forskellige Temperaturer og Tryk.

Ammoniakdannelsen i den Blanding: $3\text{H}_2 + \text{N}_2$.

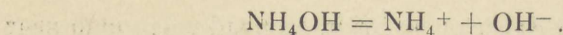
	600° C	800° C	1000° C
1 Atm.	0,1 pCt.	0,02 pCt.	0,01 pCt.
10 -	0,95 -	0,23 -	0,09 -
100 -	8,4 -	2,2 -	0,87 -

Jo højere Trykket er, desto mere Ammoniak dannes der. Det gælder altsaa om ved Ammoniakfremstilling at arbejde ved højt Tryk, og derfor arbejder man ved den syntetiske Fremstilling af Ammoniak med et Tryk paa 200 Atm. Derimod formindskes Ammoniakmængden i Ligevægtsblandingen med stigende Temperatur. Det gælder derfor om ved Ammoniakfremstillingen at arbejde ved saa lav Temperatur som mulig; man kan imidlertid ikke arbejde ved lavere Temperatur end 500° à 600° ; thi under 500° er Processens Hastighed, selv med de bedste Katalysatorer, for lille, og det varer altfor længe, inden man faar Ammoniakken dannet. Hvis man kunde finde en Katalysator, der var virksommere end de hidtil kendte, vilde man kunne arbejde ved en Temperatur, lavere end 500° , og derved opnaa at forøge den procentiske Dannelse af Ammoniak.

Ammoniumhydroxyd, NH_4OH . Ammoniakvand besidder basisk Reaktion. Dette forklares ved, at en Del af Ammoniakken deri har forbundet sig med Vand til en Base, A m m o n i u m h y d r o x y d:

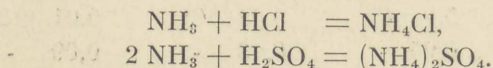


og denne Base er som andre Baser spaltet i Ioner:

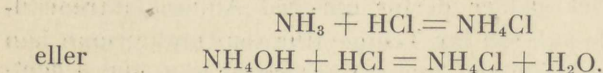


Da Ammoniakvand kun reagerer *svagt* basisk, kan kun en ringe Del af dets Ammoniakindhold være tilstede i Form af Ammoniumion og Hydroxylion (i 10 pCt.'s Ammoniakvand kun ca. 0,3 pCt. af Ammoniakmængden), det meste er tilstede i Form af fri Ammoniak.

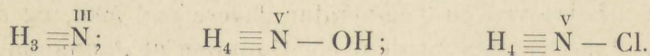
Ammoniumsalte (Ammoniaksalte). Ammoniak forbin-
der sig med Syrer *uden Udskillelse af Vand* til Salte, som
istedenfor Metal indeholder det sammensatte Radikal NH_4 ,
Ammonium. Hvert Syremolekyle kan forbinde sig med saa
mange Ammoniakmolekyler, som det indeholder af Brintato-
mer, der kan ombyttes med Metal:



Naar man neutraliserer Ammoniakvand med Syrer, dannes
ligeledes Ammoniumsalte. Efter som man regner, at Ammo-
niakvandet indeholder Ammoniak eller Ammoniumhydroxyd
(der findes jo begge Dele), kan man skrive Neutralisations-
processen paa to forskellige Maader. For Saltsyre kan man
saaledes skrive enten



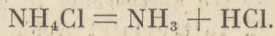
Ammoniumradikalet opfører sig ganske som et mono-
valent Metalatom, og det minder navnlig meget om Kalium-
atomet. Medens Kvælstofatomet i Ammoniakken selv er triva-
lent, er det i Ammoniumforbindelserne pentavalent:



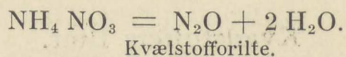
Ammoniakens Evne til at forbinde sig med Vand og Syrer
skyldes altsaa Kvælstofatomets Evne til at gaa over fra at være
trivalent til at være pentavalent.

Egenskaber. Ammoniumsaltene er hvide, krystal-
linske Stoffer, som i vandig Opløsning er spaltede i Ioner. I
Opløselighedsforhold slutter de sig nær til Kaliumsaltene (Am-
moniumkoboltinitrit er tungtopløseligt); men de adskiller sig
skarpt fra disse og andre Metalsalte ved at kunne *forflygtiges*
ved Ophedning i en Digel over en almindelig Gaslampe.

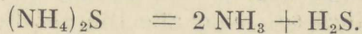
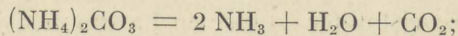
Ammoniumsaltenes Fordampning ved Ophedning er altid forbunden med en Sønderdeling; men denne er meget forskellig for de forskellige Ammoniumsalte. Kloridet spaltes ved Ophedning til et Par Hundrede Grader efter Ligningen:



Af den udviklede Damp, der bestaar af Ammoniak og Klorbrinte, gendannes ved Afkøling det oprindelige faste Ammoniumklorid, og derfor kan dette Stof renses ved *Sublimation*. Ammoniumnitrat spaltes ved Ophedning efter Ligningen:



Kvælstofforiltet, der dannes ved Ophedningen, er en Luftart, som ikke ved Afkøling forbinder sig med Vandet til Ammoniumnitrat. Nitratets Sønderdeling er altsaa i Modsætning til Kloridets ikke reversibel. Karbonatet og Sulfidet forflygtiges allerede af deres vandige Opløsninger ved alm. Temp. og kan helt uddrives ved Kogning. De spaltes efter følgende Ligninger:



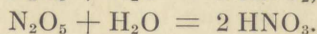
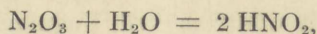
Fremstilling og Anvendelse. Ammoniumsalte kan fremstilles ved Neutralisation af *syntetisk* Ammoniak med Syrer; men de faas dog hovedsagelig fra *Gasværkerne*. Ved Belysningsgassens Rensning vindes som Biprodukt *Gasvandet*, der i Hovedsagen er en Opløsning af Ammoniumkarbonat. Til Fremstilling af Ammoniumsalte koges Gasvandet, og de udviklede Dampene, der indeholder Ammoniak og Kuldioxyd, ledes ned i en passende Syre, hvor Ammoniaken optages, medens Kuldioxydet bortgaar. Med Anvendelse af Svovlsyre faas saaledes **Ammoniumsulfat** (svovlsur Ammoniak), $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, der i stor Maalestok anvendes som *Kvælstofgødning*. Naar man leder Dampene fra Gasvandet ned i Saltsyre, faas **Ammoniumklorid** (Klorammonium, Salmiak), NH_4Cl , der blandt andet anvendes til Hostemixturer og Hostepastiller og ved Lodning til at holde Loddekolben ren. Handelsvaren *kulsur Ammoniak* (Hjortetaksalt) er fremstillet ved Sublimation af en Blanding af Ammoniumsulfat og Kalciumkarbonat;

det er en Blanding af det *sure Ammoniumkarbonat*, NH_4HCO_3 , og *Ammoniumkarbaminat*, $\text{NH}_4 \cdot \text{CO}_2\text{NH}_2$. Blandingen indeholder altsaa ikke det normale Ammoniumkarbonat, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, som er meget ubestandigt og let afgiver Ammoniak; men ved Opløsning i Vand vil efterhaanden Ammoniumkarbaminatet under Optagelse af Vand omdannes til Ammoniumkarbonat. Kulsur Ammoniak anvendes ved Kagebagning til at hæve Deigen, idet det ved Ophedning spaltes til luftformigt Kuldioxyd og Ammoniak, som bindes af Deigen.

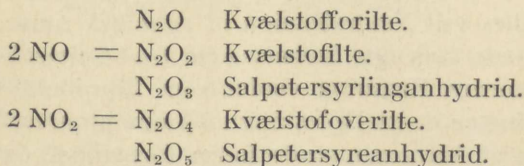
Hydrazin, N_2H_4 , er en Vædske, der ligesom Ammoniak forbinder sig med Vand til en Base og med Syrer uden Udskillelse af Vand til Salte. Det virker reducerende, idet det let optager Ilt under Dannelse af Kvælstof og Vand.

Kvælstoffets Iltter.

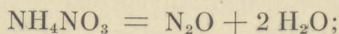
Kvælstof danner med Ilt tre vigtige luftformige Iltter: Kvælstofforilte, N_2O , Kvælstofilte, NO , og Kvælstofoverilte, NO_2 . Desuden kendes to Iltter, N_2O_3 og N_2O_5 , som nærmest har Interesse, fordi de som Anhydrider svarer til henholdsvis Salpetersyring, HNO_2 , og Salpetersyre, HNO_3 :



De fem Kvælstofilter danner en Række med jævnt stigende Iltindhold, hvilket lettest ses, naar alle Iltternes Formler skrives med to Kvælstofatomer:

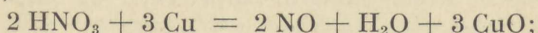


Kvælstofforilte, N_2O , er en farveløs Luftart, som fremstilles ved Ophedning af Ammoniumnitrat:

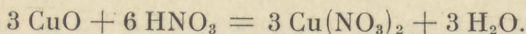


Luftarten kan opsamles over Vand, selv om den er ret opløselig deri. Kvælstofforilte virker bedøvende og anvendes f. Ex. ofte ved Tandudtrækninger. Da man har ment at have iagttaget, at det er forbundet med Lystfølelse at indaande denne Luftart, har man givet den Navnet *L y s t g a s*.

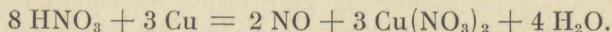
Kvælstofilte, NO, er ligeledes en farveløs Luftart. Det fremstilles ved Indvirkning af middelstærk Salpetersyre paa Kobber i et Luftudviklingsapparat; derved vil først Kobberet afiltere Salpetersyren under Dannelse af Kvælstofilte, Vand og Kobberilte,



Kobberiltet forbinder sig derpaa med mere Salpetersyre til Kuprinitrat og Vand,



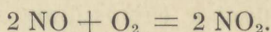
Ved Addition af de to Ligninger for Partialprocesserne faas Ligningen for Bruttoprocessen,



I denne Ligning indgaar Mellemproduktet, Kobberilte, ikke mere; det er *elimineret* ved Ligningernes Addition.

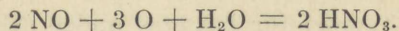
Egenskaber. Kvælstofilte er en Luftart, som kun er *lidt opløselig* i Vand, det kan derfor opsamles og opbevares over Vand. Med *Ferrosulfat* danner det en sortfarvet Forbindelse, som er saa ubestendig, at den spaltes ved Opvarmning af Opløsningen. Det er denne Forbindelse, der dannes ved Reaktionen for Nitrat med konc. Svovlsyre og Ferrosulfat.

Naar Kvælstofilte strømmer ud i Atmosfæren, dannes strax rødbrune Dampe af Kvælstofoverilte, NO₂, idet Kvælstofilte ved alm. Temp. kan forbinde sig med *Ilt*:

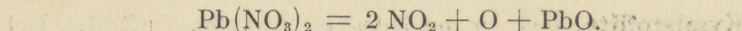


Jo højere Temperaturen er, desto mindre Kvælstofoverilte dannes dog, og ved Glødhede er omvendt Kvælstofoverilte praktisk fuldstændig spaltet til Kvælstofilte og *Ilt*.

Ved samtidig Indvirkning af *Ilt og Vand* paa Kvælstofilte bliver Enderesultatet, at man faar dannet Salpetersyre:



Kvælstofoverilte, NO₂, er en rødbrun, ildelugtende, giftig Luftart, som let opsuges af Vand (under Dannelse af Salpetersyre og Salpetersyring eller Kvælstofilte). Det fremstilles af Blynitrat, som ved Opvarmning spaltes i Kvælstofoverilte, *Ilt* og Blyilte:



Naar man sender elektriske Gnister gennem atmosfærisk Luft, antager Luften en brun Farve, idet der dannes en lille Smule Kvælstofoverilte. Denne Iagttagelse danner Grundlaget for den moderne Fremstilling af Salpetersyre og Salpeter ud fra Luft.

Kvælstofiltesyntesens Teori.

Det har vist sig at være meget vanskeligt at faa Luftens Bestanddele, Kvælstof og Ilt, til at forbinde sig paa Grund af den ringe Affinitet, som disse Luftarter besidder til hinanden.

For at kunne udlede de gunstigste Omstændigheder for Syntesen af et Kvæstofilte maa man vide, hvorledes Affiniteten mellem Kvæstof og Ilt forandrer sig med Temperaturen og Trykket, d. v. s. man maa bestemme, hvormeget Kvæstofilte der dannes af Kvæstof og Ilt ved forskellige Temperaturer og Tryk, naar man venter, til Dannelsen er ophørt, og der er indtraadt kemisk Ligevægt. Forsøg herover har vist, at der i en Blanding af lige Rumfang Kvæstof og Ilt (svarende til $\text{N}_2 + \text{O}_2$) ved 2000° dannes ca. 1 pCt. *Kvæstofilte* og ved 3000° dannes ca. 5 pCt. *Kvæstofilte*, samt at Mængden, der dannes, er uafhængig af Trykket.

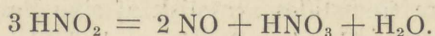
Da Affiniteten mellem Kvæstof og Ilt saaledes er uafhængig af Trykket, men voxer stærkt med Temperaturen, kan vi slutte, at det ved syntetisk Fremstilling af Kvæstofilte ikke kan hjælpe at arbejde ved høje Tryk, men at det gælder om at arbejde ved høje Temperaturer. Det kan imidlertid ikke nytte at drive Temperaturen altfor højt op; over ca. 2500° er Reaktionshastigheden, med hvilken Ligevægtstilstanden indstiller sig, saa stor, at man selv ved den hurtigste Afkøling ikke kan hindre, at Ligevægtstilstanden svarende til 2500° indstiller sig, naar denne Temperatur passeres under Afkølingen. Derfor nytter det ikke at ophede højere end 2500° ; man faar nok ved den højere Temperatur dannet mere Kvæstofilte, men det mere, man faar dannet, sønderdeles uvægerlig under Afkølingen; først under 1000° er Reaktionshastigheden saa lille, at det dannede Kvæstofilte slet ikke mere sønderdeles.

Det gælder derfor ved den syntetiske Fremstilling af Kvælstofilte om at ophede Luften til ca. 2500° og derpaa saa hurtig som mulig afkøle den ned under 1000°. I Praxis gøres dette, ved at man blæser en kraftig Luftstrøm forbi to Elektroder, mellem hvilke der uafbrudt springer stærke elektriske Gnister over; i selve Gnistens Bane ophedes Luften til en meget høj Temperatur, og saasnart Gnisten er passeret, synker Temperaturen ned til 1000°, ved at Varmen fordeler sig til den omgivende Luft. Paa denne Maade er det lykkedes ved at bruge Gnister af en passende Størrelse og Hyppighed at faa dannet ca. 2 pCt. Kvælstofilte i Luften. Under Luftens Afkøling fra 1000° ned til alm. Temp. vil det farveløse Kvælstofilte forbinde sig med mere Ilt til det rødbrune Kvæstofoverilte, og det er dette, man faar at se, naar man i nogen Tid har sendt Gnister gennem et indespærret Luftrumfang.

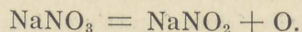
Kvælstoffets iltholdige Syrer.

Af Kvælstoffets Syrer har kun to større Interesse, Salpetersyrling, HNO_2 , og Salpetersyre, HNO_3 .

Salpetersyrling, HNO_2 , er en ubestandig Syre, der let spaltes til Kvælstofilte og Salpetersyre:



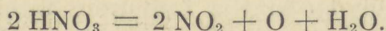
Dens Salte hedder Nitriter. Kalium- og Natriumnitrit kan vindes ved Ophedning af de tilsvarende Nitratere:



Iltafgivelsen ved denne Proces lettes ved Tilsætning af Bly, som optager Ilten, idet der dannes Blymellemilte, Pb_3O_4 . Naar man sætter Syre til en fortyndet, kold Opløsning af Natriumnitrit, dannes en blaa Opløsning af Salpetersyrling, men ved Henstand og hurtigere ved Opvarmning forsvinder den blaa Farve, idet Salpetersyrlingen sønderdeles.

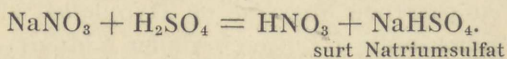
Salpetersyre, HNO_3 , (Skedevand) er en tung, vandklar Vædske. En Blanding af Vand og Salpetersyre med 68 pCt. Salpetersyre besidder et højere Kogepunkt (120°) end alle øvrige Blandinger og destillerer uforandret over ligesom 20 pCt.'s Saltsyre. Handelsvaren ren, konc. Salpetersyre har i Alminde-

lighed denne Sammensætning; den er ofte noget gulfarvet, idet Salpetersyre i konc. Opløsning let spaltes en Smule i Kvælstofoverilte, Ilt og Vand,



Rygende Salpetersyre er stærkere (lige til 100 pCt.) og sædvanlig ret gulfarvet af Kvælstofoverilte.

Fremstilling. Salpetersyre fremstilles ved Destillation af Natriumnitrat med konc. Svovlsyre efter Ligningen,



Ved Sammenblandingen frigør Svovlsyren strax en Del af Salpetersyren, og efterhaanden som den frigjorte Salpetersyre fjærnes ved Afdestillation, frigøres ny Salpetersyre, saa at al Salpetersyren efterhaanden uddrives af Salpetret. Man sætter saa meget Svovlsyre til, at der kan dannes *surt Natriumsulfat*; derved opnaas, at Destillationen ikke kræver høj Temperatur, saa at Salpetersyren kun sønderdeles i ringe Grad. Næsten fuldstændig kan man undgaa Sønderdelingen ved at foretage Afdestillationen i Vakuum; thi i saa Fald foregaar Destillationen allerede ved ganske svag Opvarmning.

Salpetersyre fremstilles syntetisk af sine Bestanddele, som de findes i *Luft og Vand*, ved at man i elektriske Ovne faar Luftens Ilt og Kvælstof til at forbinde sig til Kvælstofilte, som derpaa med Vand og mere Ilt danner Salpetersyre.

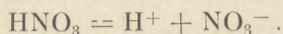
Efter *Birkeland* og *Eydes* Metode frembringes inde i Ovne ved Hjælp af en højt spændt Vexelstrøm paa 5000 Volt en uafbrudt Række af mægtige elektriske Gnister eller Lysbuer, som ved Hjælp af en Magnet breddes ud til at danne en Skive paa flere Meter i Diameter; ind gennem denne »Flamme« blæses en kraftig Luftstrøm. Under Passagen gennem Ovnen ophedes Luften momentant til ca. 2500° og træder ud med en Temperatur paa ca. 700°. Derved kommer den som tidligere omtalt til at indeholde 2 pCt. Kvælstofilte. Denne »nitrose« Luft afkøles derpaa og ledes op gennem høje Taarne, fyldte med Sten, som overrisles med Vand; her forbinder Kvælstofilten sig med Ilt og Vand til Salpetersyre, som aftappes ved Taarnets Fod.

Det, som koster ved denne Fremstilling af Salpetersyre, er Drivkraften til de store Dynamoer, som leverer den højt spændte Vexelstrøm til Ovnene; thi hver Ovn kræver ca. 5000 Kilowatt, d. v. s. ca. 7000 Hestekræfter. Derfor maa denne Industri henlægges til Vandfald i menneskefattige Egne i

Norge eller Alperne, hvor en Hestekraft kan faas for en Snes Kroner eller mindre om Aaret.

I nyeste Tid er man begyndt at fremstille Salpetersyre ved at *ilte Ammoniak med Luft*, idet det har vist sig, at denne Iltning kan udføres, ved at man leder en Blanding af Ammoniak og Luft hen over opvarmet Platin som Katalysator. Da Ammoniak kan fremstilles syntetisk af Luftens Kvælstof og Brint, faar man ogsaa ad denne Vej Luftens Kvælstof omdannet til Salpetersyre.

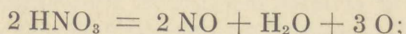
Egenskaber. Salpetersyre er *en stærk, enbasisk Syre*, som i vandig Opløsning kan betragtes som fuldstændig dissocieret i Brintioner og Nitrationer:



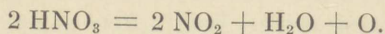
Salpetersyre er endvidere *et meget kraftigt Iltningsmiddel*, og det er sædvanlig denne Egenskab, som betinger dens Anvendelser. Den opløser mange Metalloider, f. Ex. Jod, Svovl, Fosfor, idet den ilter dem til Syrer (Jodsyre, Svovlsyre, Fosforsyre). Den opløser de fleste af de Metaller, som ikke kan opløses i Saltsyre, idet den ilter dem til Metalilter, som derpaa med mere Salpetersyre danner Nitrate; den kan saaledes opløse Bly, Kobber, Kviksølv og Sølv, men ikke Guld og Platin. Den sønderdeler mange Brintforbindelser, f. Ex. Svovlbrinte og Klorbrinte, idet den ilter Brinten til Vand; derfor virker en Blanding af Saltsyre og Salpetersyre (Kongevand) som frit Klor, og derfor fælder man nødig med Svovlbrinte i salpetersyreholdig Vædske; hvis Vædsken er kold og kun indeholder lidt Salpetersyre, foregaar Svovlbrintens Iltning dog saa langsomt, at den ikke forstyrrer Fældningen med Svovlbrinte. Endelig maa nævnes, at Salpetersyren paa Grund af sine iltende Egenskaber kan opløse Metalsulfider, som ellers er uopløselige i Syrer, f. Ex. Blyulfid, Sølvulfid, Vismulfid og Kobbersulfid.

Naar Salpetersyre virker iltende, dannes i Almindelighed baade Kvælstofilte, NO, og Kvælstofoverilte, NO₂; med fortyndet Salpetersyre faas fortrinsvis Kvælstofilte, og med konc. Salpetersyre faas hovedsagelig Kvælstofoverilte.

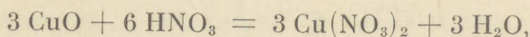
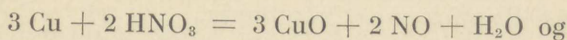
Naar fortyndet Salpetersyre virker iltende under Dannelse af Kvælstofilte, afgiver to Molekyler Salpetersyre tre Atomer Ilt:



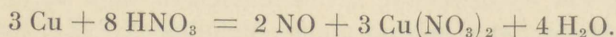
men naar konc. Salpetersyre virker iltende under Dannelse af Kvælstofoverilte, afgiver to Molekyler Salpetersyre kun et Atom Ilt:



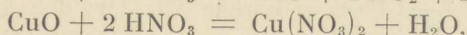
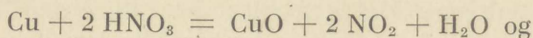
Hvis man saaledes opløser Kobber i Salpetersyre, som er fortyndet med noget Vand, bliver Processerne (som tidligere angivet):



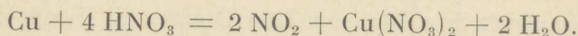
hvilket sammenlagt giver:



Hvis man derimod behandler Kobber med konc. Salpetersyre, bliver Processerne:



hvilket sammenlagt giver:



Nitrater. Saltene af Salpetersyre er alle opløselige i Vand. De virker ligesom den frie Salpetersyre iltende i Overensstemmelse med, at de indeholder Nitratresten, som er den iltende Bestanddel af Salpetersyren.

Kaliumnitrat, KNO_3 , (Kalisalpeter) anvendes til Sortkrudt, som er en Blanding af ca. sex Dele Salpeter med en Del Kul og en Del Svovl. Ved Krudtets Antændelse ilter Salpeteret Kullet og Svovlet, og de derved udviklede Luftarter, i Forbindelse med den ved Iltningen udviklede Varme, frembringer Sprængvirkningen.

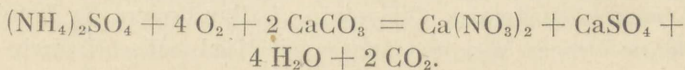
Natriumnitrat (Chilesalpeter), NaNO_3 , er det vigtigste Nitrat; det anvendes i stor Maalestok som *Kvælstofgødning*. I det nordlige, regnfattige Chile findes et mægtigt Lag af dette Salt, gennemsnitlig 1 à 2 m tykt, 3 km bredt og 350 km

langt. Laget indeholder 20—55 pCt. Natriumnitrat, blandet med Natriumklorid, lidt Natriumperklorat og Natriumjodat samt jordagtige Urenheder; det kaldes Caliche. Ved Udtrækning af den salpeterholdige Jord med varmt Vand opløses Salpetret og en Del af Natriumkloridet, og ved Afkøling udkrystalliserer Salpetret næsten rent, idet Natriumkloridet er omtrent lige saa opløseligt i koldt Vand som i varmt og derfor bliver i Opløsningen; Moderluden benyttes derpaa igen til Udtrækning af en ny Portion Caliche o. s. fr.

Kalciumnitrat, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ (Kalksalpeter), fremstilles nu til Dags i stigende Mængde af syntetisk Salpetersyre og anvendes under Navn af Norgesalpeter eller Luftsalpeter som Kvælstofgødning. Det fremstilles, ved at man neutraliserer den af Luft og Vand vundne Salpetersyre med Kalksten og inddamper Opløsningen, til den indeholder ca. 80 pCt. Kalciumnitrat; ved Afkøling størkner den og knuses derpaa groft i passende Kværne. Norgesalpeter indeholder ca. 20 pCt. Krystalvand (Kalciumnitrat kan udkrystallisere med ialt 4 H_2O). Det er hygroskopisk og maa opbevares vel beskyttet mod Fugtighed.

Kvælstofgødninger.

Planteroden kræver, at det Kvælstof, som den skal optage, er tilstede i Form af Nitrat. Derfor virker Kvælstofgødninger som Chilesalpeter og Norgesalpeter strax efter at være tilførte Jordbunden. Ammoniumsulfat virker langsommere; thi Ammoniaken deri maa først iltes til Salpetersyre, inden Planten kan optage Kvælstoffet. I Jordbunden foregaar denne Iltning, ved at de saakaldte *Salpeterbakterier* ilter Ammoniaken under Benyttelse af Luftens Ilt, og Kalciumkarbonatet i Jordbunden neutraliserer derpaa Syren, saa at Jorden trods Syredannelsen ikke bliver sur. Naar man tager denne Neutralisation med i Betragtning, bliver Ligningen for Ammoniumsulfatets Omdannelse i Jordbunden:

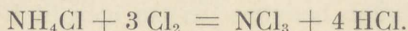


En særlig Form for Kvælstofgødning er Kalcium-

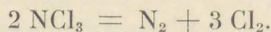
c y a n a m i d (Kalkkvælstof), CaN_2C , hvis Fremstilling er nævnt Side 103, og som vil blive omtalt nærmere under Cyanforbindelserne.

Kvælstoffets Halogenforbindelser.

Klorkvælstof, NCl_3 . Naar man leder Klor til Ammoniumkloridopløsning, udskilles Klorkvælstof i Form af en gullig Olie:



Dette Stof er meget farligt at fremstille, da det er en Forbindelse, som exploderer paa de mindste Foranledninger med yderste Voldsomhed, idet



Ligeledes eksplosivt, men dog mindre farligt at fremstille, er det faste J o d k v æ l s t o f, som vindes ved at overhælde pulveriseret Jod med Ammoniak.

Den kemiske Proces. III.

Le Chateliers Princip.

Naar Reaktionshastigheden ved en kemisk Proces under de forhaandenværende ydre Omstændigheder er kendelig, og Blandinger, som ikke er i kemisk Ligevægt med Hensyn til Processen, derfor omsætter sig, indtil Ligevægtstilstanden er naaet, siger man om den kemiske Ligevægtstilstand ved denne Proces, at den er *bevægelig*. Mellem Ammoniak og dens Bestanddele er Ligevægten ikke bevægelig ved alm. Temp., men den bliver det ved Ophedning over 500° i Nærværelse af Katalysatorer. Mellem Vanddamp og dens Bestanddele bliver Ligevægten bevægelig ved 500 — 600° . Mellem Klorret og dets Hydrolyseprodukter i Klorvand er Ligevægtstilstanden bevægelig allerede ved alm. Temp.

Naar man forandrer de ydre Omstændigheder for en Blanding, som er i bevægelig kemisk Ligevægt, vil der i Almindelighed foregaa en kemisk Omsætning i Blandingen, og Retningen af denne Proces kan forudsiges ved Hjælp af et Princip, som man efter dets Ophavsmand har givet Navnet *Le Chateliers Princip*. Dette Princip udsiger følgende:

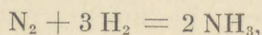
Naar man ved et Indgreb udefra forstyrer en bevægelig kemisk Ligevægtstilstand, vil den kemiske Proces forløbe i den Retning, ved hvilken Indgrebet modvirkes.

Vi skal nærmere se paa, hvad dette Princip fører til, efter som Indgrebet bestaar i en Temperaturforandring, en Trykforandring eller en Stoffilsætning (en Konzentrationsforandring).

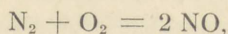
Temperaturens Indflydelse. Kvælstof og Ilt forbinder sig desto mere med hinanden, jo højere Temperaturen er, medens omvendt Kvælstof og Brint forbinder sig desto mindre med hinanden, jo højere Temperaturen er. En Temperaturforhøjelse virker altsaa lige stik modsat paa de kemiske Ligevægtstilstande ved Kvælstofiltedannelsen og ved Ammoniakdannelsen. Dette staar i Sammenhæng med, at Kvælstofilte er en *endoterm* Forbindelse, d. v. s. en Forbindelse, som dannes af sine Bestanddele under Forbrug af Varme, medens Ammoniak er en *exoterm* Forbindelse, d. v. s. en Forbindelse, som dannes under Udvikling af Varme. Ifølge Le Chateliers Princip maa nemlig *den Proces, som forløber, naar man opheder en Blanding i bevægelig kemisk Ligevægt, forbruge Varme*; derfor maa det endoterme Kvælstofilte dannes og det exoterme Ammoniak spaltes ved Opvarmning, ganske som det virkelig finder Sted.

Ved Opvarmning vil exoterme Forbindelser spaltes, og endoterme Forbindelser vil dannes. Ved lav Temperatur, og hertil kan vi i denne Sammenhæng regne alm. Temp., vil exoterme Forbindelser sædvanlig være stabile og endoterme Forbindelser være instabile, men med stigende Temperatur vendes efterhaanden Forholdene om, og ved den elektriske Lysbues Temperatur er alle exoterme Forbindelser mere eller mindre fuldstændig spaltede, medens omvendt alle endoterme Forbindelser dannes i betydelig Grad af deres Bestanddele. Naar man til Trods for de endoterme Forbindelsers Instabilitet ved alm. Temp., dog kan fremstille og opbevare mange af dem, f. Ex. Ozon, Brintoverilte, Kvælstofilte, skyldes dette, at Reaktionshastigheden for deres Spaltning ved alm. Temp. er meget lille og Ligevægtstilstanden ikke bevægelig. Ved en passende svag Opvarmning vil Reaktionshastigheden i Almindelighed blive kendelig, og den endoterme Forbindelse vil sønderdeles, ofte under Explosion; først ved en endnu langt stærkere Opvarmning vil den endoterme Forbindelse igen begynde at dannes, idet Stabilitetsforholdene vendes om ifølge Le Chateliers Princip.

Trykkets Indflydelse paa en kemisk Ligevægtstilstand kan ogsaa udledes af Le Chateliers Princip. Hvis man forøger Trykket, der hviler paa en Blanding, som er i bevægelig kemisk Ligevægt, vil den kemiske Proces forløbe i den Retning, hvorved Trykket formindskes. Hvis der deltager Lufterter i Processen, betyder dette, at Processen ved højere Tryk *vil forløbe i den Retning, ved hvilken Antallet af luftformige Molekyler formindskes*; thi jo færre der er af disse, desto mindre bliver Trykket. Naar Kvælstof og Brint forbinder sig med hinanden til Ammoniak,



formindskes Molekylantallet fra fire til to, derfor fremmer højt Tryk Ammoniakdannelsen. Ved Dannelsen af Kvælstofite er Molekylantallet uforandret,



derfor er Trykket uden Indflydelse paa denne Proces.

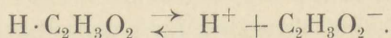
Koncentrationens Indflydelse. Naar man til et System af Stoffer, som er i bevægelig kemisk Ligevægt, tilfører et Stof, der allerede iforvejen er tilstede *som fast eller flydende Fase for sig selv*, medfører dette aldrig nogen kemisk Proces i Systemet; thi hvis der er Ligevægt mellem en lille Portion af Fasen og det øvrige System, vil der ogsaa være Ligevægt med en større Portion.

Ex. Hvis der er Ligevægt mellem en Krystal af Kaliumklorat og Kaliumionerne og Klorationerne i en vandig Opløsning, d. v. s. hvis Opløsningen er mættet med Kaliumklorat, vil der ikke dannes flere Ioner, d. v. s. gaa mere i Opløsning, fordi man tilsætter flere Krystaller af Kaliumklorat.

Hvis man derimod til et System af Stoffer, som er i bevægelig kemisk Ligevægt, tilsætter et Stof, der kun er tilstede *i Opløsning*, og hvis Koncentration i Opløsningen derfor forøges ved Tilsætningen, vil Ligevægten forstyrres, og i Overensstemmelse med Le Chateliers Princip vil den fremkaldte Proces modvirke Koncentrationsforandringen, d. v. s. *det tilførte Stof vil bruges ved Processen*; hvis man omvendt fjærner et af de

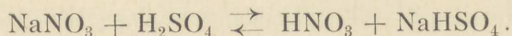
reagerende Stoffer, vil *det fjærnede Stof dannes ved den fremkaldte Proces.*

Et Exempel paa Anvendelsen af denne Regel er følgende. I en Opløsning af en svag Syre som Eddikesyre er der bevægelig kemisk Ligevægt mellem den udissoциerede Syre og dens Ioner:



Naar man nu tilsætter Natriumacetat, tilfører man en Mængde Acetationer; ifølge Le Chateliers Princip maa derfor i Opløsningen en Del Acetationer forbinde sig med Brintioner til udissoциeret Eddikesyre, d. v. s. Opløsningen maa blive svagere sur. Dette Forhold, at Eddikesyre i Nær værelse af Natriumacetat virker som en svagere Syre end i rent Vand, benyttes i den kemiske Analyse ved Udfældningen af Jern og Aluminium som Fosfater.

Naar man blander Svovlsyre og Natriumnitrat, vil Svovlsyren frigøre noget af Salpetersyren, og der indstiller sig en bevægelig Ligevægt mellem Svovlsyre og Salpeter paa den ene Side og Salpetersyre og surt Natriumsulfat paa den anden Side:



Det er kun en Brøkdel af Salpetersyren, som frigøres, men naar man fjærner den frigjorte Salpetersyre ved Opvarmning, hvorved den afdestillerer, vil ifølge Le Chateliers Princip mere Salpetersyre frigøres i Opløsningen, og naar man ved Afdestillation vedbliver at fjærne den frigjorte Salpetersyre, kan man efterhaanden faa al Salpetersyren uddreven.

Se
Rettelsen
ne.

Fosfor.

P = 31,04.

Fosfor forekommer aldrig frit i Naturen, men i Form af Kalciumfosfat træffes det hyppig enten krystallinsk som *Apatit* eller tæt som *Fosforit*; i begge disse Mineraler findes Kalciumfosfatet sammen med lidt Kalciumfluorid. *Fosforholdige organiske Forbindelser* træffes i alle Planter og Dyr, og Kalksubstansen i Hvirveldyrenes Knogler, der kan vindes ved deres Foraskning (*hvidbrændte Ben*), bestaar hovedsagelig af Kalciumfosfat, blandet med lidt Kalciumkarbonat.

Frit Fosfor.

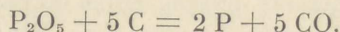
Fosfor optræder i fri Tilstand i to forskellige Former, gult Fosfor og rødt Fosfor.

Gult Fosfor er et voxlignende Stof, som let smelter (Smp. 44°), og som kan destilleres (Kgp. 290°). Det er uopløseligt i Vand, men letopløseligt i Svovlkulstof. Det iltes langsomt i Luft allerede ved alm. Temp. og lyser derved svagt, hvilket kan ses i Mørke (Fosfor = Lysbringer); som Følge heraf maa det opbevares under Vand. Det er saa letantændeligt, at det kan bryde i Brand ved Haandens Varme eller ved, at man skærer i det med en Kniv; det maa derfor aldrig tages med Fingrene, og naar man skærer det itu, maa det ske under Vand. Det gule Fosfor er meget giftigt, og de Brandsaar, som faas af brændende Fosfor, er meget længe om at læges.

Rødt Fosfor Naar man opheder gult Fosfor i længere Tid til henimod Kogepunktet, omdannes den klare Vædske efterhaanden til et rødt, fast Stof. Denne røde Modifikation af Fosfor er langt mindre aktiv end det gule Fosfor; den iltes ikke ved alm. Temp. i Luften og lyser derfor ikke i Mørke, og den tændes først ved Ophedning til flere Hundrede Grader; den er uopløselig i Svovlkulstof og ikke giftig.

Det røde Fosfor er sædvanlig ikke krystallinsk og kaldes derfor undertiden amorft Fosfor; iøvrigt synes der at existere flere Sorter af rødt Fosfor, idet dette Stofs Egenskaber forandres i betydelig Grad med Fremstillingsmaaden.

Frit Fosfor fremstilles ved Ophedning af en Blanding af Kalciumfosfat, Kiselsyreanhydrid og Kul til Hvidglødhede. Ved denne Temperatur omsætter Kalciumfosfatet sig med Kiselsyreanhydrid til Kalciumsilikat og Fosforsyreanhydrid, og dette sidste Stof reduceres af Kullet under Dannelse af Kulilte og Fosfor:



Fosforet bortgaar dampformig, og ved Afkøling af Dampene fortættes Fosforet til gult Fosfor.

Fosfor anvendes hovedsagelig til Tændstikker. De ældre Tændstikker havde en Sats, der bestod af en Blanding af gult Fosfor og et iltende Stof, f. Ex. Blyoverilte, sammenholdt

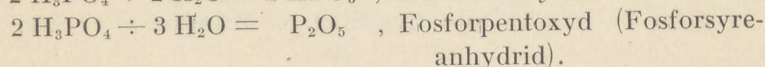
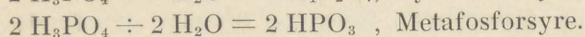
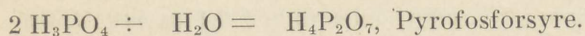
med et Klæbemiddel, f. Ex. Dextrin; disse Tændstikker kunde rives af overalt, idet den Varme, som udvikledes ved Gnidningen, var tilstrækkelig til at tænde Satsen; de var brandfarlige og paa Grund af deres Indhold af gult Fosfor giftige. De moderne *Sikkerhedstændstikker* har en Sats, der indeholder et iltende Stof, sædvanlig Kaliumklorat, blandet med iltelige Stoffer, f. Ex. Svovl eller Svovlantimon, samt et Klæbemiddel; denne Sats er ikke giftig og kan kun tændes ved Afrivning paa en særlig Strygeflade, paa hvilken der findes rødt Fosfor.

Fosforets Forbindelser med Brint og Ilt.

Fosfor danner med Brint og Ilt følgende Række af Forbindelser, i hvilke tre Brintatomer og et Fosforatom er forbundne med et stigende Antal Iltatomer:

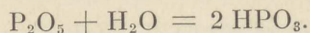
		Saltenes Navne
H_3P	Fosforbrinte	
H_3PO_2	Fosforundersyrning	Hypofosfit
H_3PO_3	Fosforsyrning	Fosfit
H_3PO_4	Ortofosforsyre (Fosforsyre)	Ortofosfat (Fosfat).

Endvidere skal omtales to ufuldstændige (partielle) og et fuldstændigt Anhydrid af Ortofosforsyre:

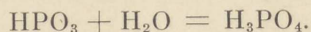


De vigtigste af disse Forbindelser er Ortofosforsyre og dens Anhydrider, som derfor skal omtales først.

Fosforpentoxyd (Fosforsyreanhydrid), P_2O_5 , fremstilles ved Forbrænding af Fosfor i tør Luft; det er et hvidt, pulverformigt Stof, der anvendes, naar man vil tørre et Stof særlig godt, idet det er vort stærkest vandsugende Stof. Naar det optager Vand eller opløses i Vand, dannes Metafosforsyre,



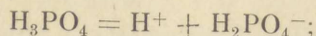
Metafosforsyre, HPO_3 , er et fast, i Vand opløseligt Stof. I vandig Opløsning gaar det — ved alm. Temp. meget langsomt, ved Kogning hurtigere — over til Ortofosforsyre:



Denne Omdannelse kan følges, ved at man udtager Prøver af Opløsningen og efter Neutralisation med Natriumhydroxyd til-sætter Sølvnitrat; thi derved udfældes Sølvsaltene af de tilstede-værende Fosforsyrer, og Metafosforsyrens Sølvsalt er hvidt, medens Ortofosforsyrens Sølvsalt er gult. Den faste Fosfor-syre, som gaar i Handelen, støbt i Stænger, indeholder hoved-sagelig Metafosforsyre; den er vunden ved Ophedning af Orto-fosforsyre til høj Temperatur; derved afvandes Fosforsyren til Metafosforsyre. Metafosforsyre afgiver ikke Vand selv ved Glødning paa Grund af Fosforsyreanhydridets stærkt vand-sugende Egenskaber.

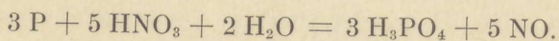
Pyrofosforsyre, $H_4P_2O_7$, dannes ved Ophedning af Orto-fosforsyre, indtil den beregnede Procentmængde Vand er bort-gaaet. I vandig Opløsning gendanner den langsomt Ortofosfor-syre. Dens Salte kaldes Pyrofosfater.

Ortofosforsyre, H_3PO_4 , er den vigtigste af Fosforets Sy-rer, og naar der uden nærmere Betegnelse tales om Fosforsyre, tænkes altid paa den. Ortofosforsyre er meget letopløselig i Vand og vanskelig at faa til at krystallisere; den sælges derfor sædvanlig i Form af en stærkere eller svagere vandig Opløs-ning. Fosforsyren indeholder til Trods for sine tre Brintatomer ikke mange Brintioner i vandig Opløsning; i 0,1 molær Opløs-ning er kun 27 pCt. dissocieret i Ioner, og fra den allerstørste Del af disse 27 pCt. er kun fraspaltet en Brintion efter Lig-ningen,

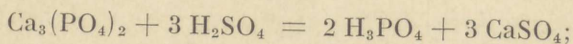


Fosforsyre er saaledes kun en middelstærk Syre.

Fosforsyre fremstilles, ved at man varmer Fosfor med Salpetersyre, saalænge der udvikles Kvælstofilter, og der-paa fjærner Overskuddet af Salpetersyre ved Afdampning:



I Teknikken vindes Fosforsyre af Kalciumfosfat ved Behand-ling med fortyndet Svovlsyre:



den dannede Opløsning af Fosforsyre filtreres fra det udskilte Kalciumsulfat og bringes ved Inddampning op paa den ønskede Styrke.

Fosfater. Ortofosforsyre er *trebasisk* og danner tre Rækker Salte, i hvilke henholdsvis et, to eller alle tre Brintatomer i Syren er ombyttede med Metal. Den danner saaledes med Natrium og Kalcium følgende Salte:

NaH_2PO_4 , primært Natriumfosfat.

Na_2HPO_4 , sekundært Natriumfosfat (alm. Natriumfosfat).

Na_3PO_4 , normalt Natriumfosfat.

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, primært Kalciumfosfat.

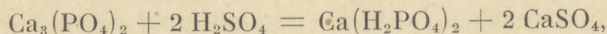
CaHPO_4 , sekundært Kalciumfosfat.

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, normalt Kalciumfosfat.

De normale og de sekundære Fosfater er sædvanlig uopløselige i Vand, kun Natrium-, Kalium- og Ammoniumsaltene er opløselige; derimod kendes adskillige primære Fosfater, som er opløselige i Vand, f. Ex. primært Kalciumfosfat.

Medens Fosforsyre for sit første Brintatoms Vedkommende endnu er en nogenlunde stærk Syre, er den for det andet og navnlig for det tredje Brintatoms Vedkommende meget svag. Derfor er dens normale Salte i vandig Opløsning *stærkt hydrolyserede og reagerer basisk*; ogsaa de sekundære Salte, f. Ex. det almindelige Natriumfosfat, Na_2HPO_4 , reagerer paa Grund af Hydrolyse noget basisk til Trods for, at de formelt er sure Salte; først de primære Fosfater reagerer svagt surt. Fosforsyrens Svaghed bevirker, at alle Fosfater, selv de i Vand uopløselige, kan *opløses i stærke Syrer*.

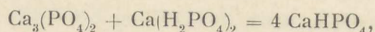
Superfosfat. Fosfater hører til Planternes nødvendige Næringsstoffer, og fosfatholdige Stoffer anvendes i udstrakt Maalestok som Gødningsstoffer. I Naturen findes mange Steder store Lag af Fosforit, d. v. s. mere eller mindre rent normalt Kalciumfosfat, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; men da Fosforit er yderst tungtopløseligt i Vand og derfor kun yderst langsomt optages af Planteroden, kan det ikke uden videre benyttes som Fosfatgødning. Naar man derimod maler det fint og blander det med to Molekyler Svovlsyre, dannes en Blanding af *opløseligt* primært Kalciumfosfat og Kalciumsulfat,



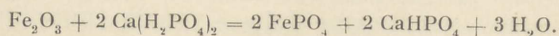
som under Navn af Superfosfat anvendes i meget stor Maalestok til Gødningsbrug. Fosfatet heri er opløseligt i Vand og optages hurtigt af Planterne.

Til Fremstillingen anvendes raa Kammersyre, idet det Vand som findes heri, bindes af Kalciumsulfatet i Form af Krystalvand, saa at Produktet trods Vandets Nærværelse ikke bliver fugtigt, men efter Findeling danner et Pulver, som er let at strø paa Marken.

Et Superfosfats Godhed afhænger af, hvormeget opløselig Fosforsyre det indeholder. Man bedømmer derfor Godheden af et Superfosfat ved at bestemme den Mængde Fosforsyre, som kan udtrækkes deraf med Vand (*vandopløselig* Fosforsyre). Den sædvanlige Handelsvare plejer at indeholde 18 pCt. Fosforsyreanhydrid, P_2O_5 , i Form af vandopløselig Fosforsyre. Hvis der findes uomdanned Raafosfat i Superfosfatet, vil der ved Lagring kunne foregaa følgende Omsætning:



hvorved der dannes uopløseligt sekundært Kalciumfosfat, og Mængden af vandopløselig Fosforsyre *gaar tilbage*. Dette Forhold spiller dog nu til Dags ingen videre Rolle, da Mængden af uomdanned Raafosfat sædvanlig er yderst ringe. Større Betydning har den *Tilbagegang* af vandopløselig Fosforsyre, som finder Sted ved Lagring af Superfosfater, som er fremstillede af jernholdige Raafosfater. I disse vil ved Henliggen Jerniltet kunne omdannes til uopløseligt Ferrifosfat:

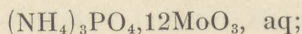


Den *tilbagegaaede* Fosforsyre kan endnu udnyttes af Planteroden og er altsaa ikke værdiløs som den Fosforsyre, der er tilstede i Form af upaavirket Raafosfat. Med en Opløsning af Ammoniumcitrat kan man udtrække baade den i Vand opløselige og den tilbagegaaede Fosforsyre (*citratopløselig* Fosforsyre); det spiller herved sikkert en Rolle, at Citrater med Ferrisalte danner letopløselige Komplexer; Superfosfat sælges derfor i flere Lande efter Indholdet af citratopløselig Fosforsyre.

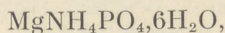
Thomasfosfat eller Thomasmel er et meget *kalkrigt* Kalciumfosfat, der vindes som Biprodukt ved Staal-fremstilling efter Thomasprocessen. Det er i *sinmalet* Tilstand tilstrækkelig opløseligt til, at Planteroden kan udnytte det. Fosforsyren i Thomasfosfat er ikke opløselig i Vand, men kan i betydelig Udstrækning opløses i Citronsyre, og man kan regne, at al dets *citronsyreopløselige* Fosforsyre kan optages af Planterne, idet disses surt reagerende Rodhaar synes at have en lignende opløsende Virkning som Citronsyreopløsningen. Det sædvanlige Thomasfosfat indeholder ca. 12 pCt. Fosforsyreanhydrid, P_2O_5 , i Form af citronsyreopløselig Fosforsyre.

Paavisning og kvantitativ Bestemmelse af Fosfatrest (Fosforsyre). I en varm, salpetersur Opløsning giver Fosforsyre

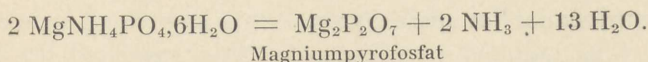
og Fosfater med Ammoniummolybdat et livlig farvet, gult Bundfald af Ammoniumfosformolybdat,



(med aq betegner man, at Stoffet indeholder Vand uden nærmere at angive hvormeget). Men medens dette gule Bundfald egner sig godt til Paavisning og til Udfældning af Fosfatrest, egner det sig ikke til Vejning ved kvantitative Bestemmelser; thi dets Sammensætning er ikke ganske uforanderlig. Ved nøjagtige kvantitative Bestemmelser af Fosfatrest opløser man derfor det gule Bundfald i Ammoniakvand og udfælder ved Tilsætning af en ammoniakalsk Opløsning af Magniumklorid Fosforsyren i Form af et hvidt, krystallinsk Bundfald af Magniumammoniumfosfat,

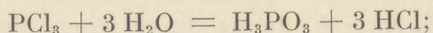


som frafiltreres og ved Glødning omdannes til Magniumpyrofosfat, hvis Mængde bestemmes ved Vejning.



Den Mængde Fosfatrest (Fosforsyre), som findes i et Gødningsstof, beregnes og angives sædvanlig som Fosforsyreanhydrid, P_2O_5 (ofte kaldet vandfri Fosforsyre).

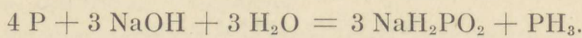
Fosforsyrning, H_3PO_3 , vinder ved Indvirkning af Vand paa Fosfortriklorid:



ved Afdampning fjernes den dannede Saltsyre og Overskuddet af Vand, og Fosforsyrningen faas som et hvidt, krystallinsk Stof. Fosforsyrning virker stærkt *reducerende*, idet den gerne optager et Iltatom og danner Fosforsyre. Som Syre virker den kun *tobasisk*, idet et af dens tre Brintatomer ikke kan ombyttes med Metal, men hører til Syreresten. Dens Salte kaldes Fosfiter; det normale Natriumfosfit har Formlen Na_2HPO_3 .

Fosforundersyrning, H_3PO_2 , virker ligeledes stærkt *reducerende*; kun et af dens tre Brintatomer kan ombyttes med Metal, den er altsaa en *enbasisk Syre*. Dens Salte kaldes

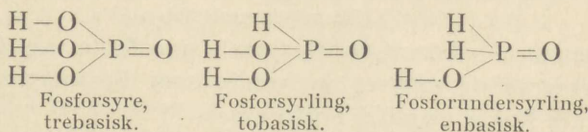
Hypofosfiter; Natriumsaltet fremstilles ved Kogning af gult Fosfor med Natriumhydroxyopløsning:



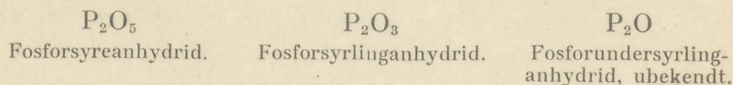
Ved Processen dannes samtidig Fosforbrinte, der bortgaar luftformig.

Fosforbrinte, PH_3 , er en farveløs, ildelugtende, giftig Luftart, som i Modsætning til Ammoniak er uopløselig i Vand, og kun har svagt udviklede basiske Egenskaber. Den urene Fosforbrinte, som faas ved Kogning af gult Fosfor med Natronlud, tændes af sig selv og brænder, naar den kommer i Berøring med atmosfærisk Luft.

Strukturformler. Brintatomerne i Fosforbrinte, som er bundne direkte til Fosfor, besidder ikke sur Natur. Det ligger derfor nær at antage, at de Brintatomer i Fosforets Syrer, som ikke besidder sur Natur, men hører til Syreresten, ligeledes er direkte knyttede til Fosfor. Man kommer da til følgende Strukturformler for disse Syrer:



Ved disse Strukturformler faar man en Forklaring paa de to sidste Syrers abnorme Basicitet. — Ifølge de ovenstaaende Formler er Fosforet i alle tre Syrer femgyldigt; derimod er dets Iltningsgrad i disse tre Forbindelser aftagende, som det fremgaar af Formlerne for de tilsvarende Anhydrider:

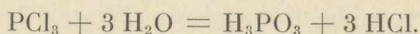


I Orto-, Pyro- og Metafosforsyre har Fosforet naturligvis samme Iltningsgrad, da disse Syrer alle svarer til samme Anhydrid, Fosforpentoxyd.

Fosforets Halogenforbindelser.

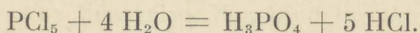
Fosfortriklorid, PCl_3 , er en vandklar, flygtig Vædske, som man vinder ved at lede Klor hen over svagt opvarmet Fosfor

i en Retort og fortætte de udviklede Dampe i et Forlag. Med Vand hydrolyseres det livlig til Fosforsyrning og Saltsyre:



Med Klor forbinder det sig strax til

Fosforpentaklorid, PCl_5 , et *gulligt, fast Stof*, som reagerer voldsomt med Vand under Dannelse af Fosforsyre:



Med Brom og Jod forbinder Fosfor sig ogsaa let; de derved dannede **Fosforbromider** og **Fosforjodider** anvendes til Fremstilling af organiske Halogenforbindelser.

Arsen.

As = 74,96.

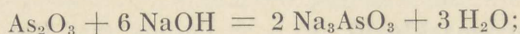
Arsen forekommer ret udbredt i Naturen; det findes i større eller mindre Mængde i næsten alle naturlig forekommende Forbindelser af Svovl med Metaller, f. Ex. i Svovlkis. Derfor indeholder raa Svovlsyre, som er fremstillet af Svovlkis, altid Arsen; fra Svovlsyren gaar Arsenet over i andre Stoffer, som fremstilles ved Hjælp af Svovlsyre, og træffes derfor som Urenhed i mange kemiske Præparater.

Arsenets Forbindelser med Ilt.

Af Arsen kendes to Iltter: As_2O_3 , Arsentrioxyd, og As_2O_5 , Arsenpentoxyd; disse Iltter er Anhydrider af henholdsvis Arsen-syrning, H_3AsO_3 , og Arsensyre, H_3AsO_4 .

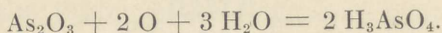
Arsentrioxyd (Arsensyrninganhydrid), As_2O_3 , er den vigtigste af Arsenets Forbindelser. Det er et fast, hvidt Stof, som kan *sublimere*. Det faas som Biprodukt ved Ristning af arsenholdige Malme, f. Ex. Svovlkis; ved Ristningen forflygtiges det tilstedeværende Arsen i Form af Trioxyd og fortætter sig ved Afkøling til et hvidt Pulver (hvid Arsenik). Det er meget *giftigt*; de Arsenikpiller, som ordineres af Læger, f. Ex. ved Fedekure, indeholder hver kun en ganske ringe Mængde Arsentrioxyd. I Vand er Arsentrioxyd tungtopløseligt;

Opløsningen reagerer svagt surt og indeholder *Arsensyr-ling*, H_3AsO_3 , en svag Syre, som kun kendes i Opløsning. I Natriumhydroxydopløsning opløses Trioxydet let under Dan- nelse af et Salt af Arsensyring, *Natriumarsenit*:



denne Opløsning anvendes til Kreaturvask imod Utøj. Et Dobbelt salt, som indeholder Kupriarsenit sammen med Kupri- acetat, anvendes under Navn af *Schweinfurtergrønt* eller *Parisergrønt* til Besprøjtning af Frugttræer (Larve- gift).

Arsensyre, H_3AsO_4 . I Salpetersyre opløses Arsenrioxyd let, idet det iltes af Salpetersyren til Arsensyre, som er let- opløselig i Vand:



Arsensyre svarer til Anhydridet, As_2O_5 , og indeholder fem- gyldigt Arsen. Baade Arsensyren selv og dens Salte, *Ar- senaterne*, viser stor Lighed med de tilsvarende Fosfor- forbindelser (Fosforsyre og Fosfater).

Arsen besidder i sine forskellige Forbindelser en meget for- skellig Giftighed; det er mest giftigt i sine trivalente Forbin- delser. I nyere Tid har man fremstillet organiske Arsenforbin- delser (*Salvarsan* o. a.), der forbinder en usædvanlig stor Giftighed overfor visse Sygdomsbakterier med en relativ ringe Giftighed overfor Mennesker. Disse Stoffer synes at kunne anvendes som Universallægemedler mod alle de Sygdomme, som skyldes de Bakterier, paa hvilke de virker dræbende (f. Ex. Syfilis), idet de ved Indførelse i Organismen dræber Sygdoms- bakterierne uden samtidig at ødelægge Organismen selv. (*Ehr- lichs therapia magna sterilisans.*)

Oversigt over Kvælstofgruppen.

Kvælstofgruppen omfatter de følgende tre Metalloider, som er nævnte i Orden efter deres Atomvægte:

Kvælstof	Fosfor	Arsen
N = 14,01.	P = 31,04.	As = 74,96.

Disse Stoffer er tregyldige overfor Brint og kan overfor Ilt optræde med indtil fem Valenser.

Kvælstoffet staar meget isoleret, men Formlerne for dets Brintforbindelse, NH_3 , og for Salpetersyrilinganhydrid, N_2O_3 , og Salpetersyreanhydrid, N_2O_5 , viser tydelig, at det hører sammen med Fosfor og Arsen.

Som vigtige Punkter, hvor Kvælstof adskiller sig fra Fosfor og Arsen, maa nævnes, at Kvælstof i Modsætning til de to andre Stoffer besidder ringe Affinitet til Ilt og Klor, at dets Brintforbindelse er af udpræget basisk Natur, og at Salpetersyrens Formel, HNO_3 , ikke er analog med Fosforsyrens, H_3PO_4 , og Arsensyrens, H_3AsO_4 , uagtet disse Syrer alle svarer til Pentoxyder.

Endvidere skal nævnes, at Styrken af de Syrer, som afledes af Kvælstofgruppens Stoffer, aftager med stigende Atomvægt i Rækkefølgen: Salpetersyre, Fosforsyre, Arsensyre.

Kulstofgruppen.

Den fjerde Gruppe af Metalloiderne omfatter de Metalloider, som besidder Valensen fire overfor Brint (danner Brintforbindelser af Typen RH_4), og som overfor Ilt og Halogener højst optræder med Valensen fire (svarende til Typerne RO_2 og RCl_4). Gruppen omfatter af almindelige Grundstoffer kun **Kulstof** og **Silicium**, og efter det første af disse Stoffer kaldes den sædvanlig Kulstofgruppen.

Kulstof.

$\text{C} = 12,005.$

Kulstof forekommer i Naturen fortrinsvis som Karbonater af forskellige Metaller (Kalcium, Magnium, Jern, Kobber osv.); navnlig Kalciumkarbonat findes i Form af Kalksten, Kridt og Marmor i betydelige Mængder; Mergel er en naturlig forekommende Blanding af Kalciumkarbonat med Ler eller Sand. Sammen med Brint, Ilt og hyppig flere andre Grundstoffer findes Kulstof i de organiske

Forbindelser, hvoraf Planter og Dyr er opbyggede. Stenkul og Brunkul, som findes mangfoldige Steder i Jorden, og som er dannede ved Henliggen af Planterester, indeholder kulstofrige organiske Forbindelser. I Jordolie findes Kulstof i Forbindelse med Brint. Endnu kan nævnes, at Atmosfæren indeholder et Spor af Kuldioxyd (0,03 pCt.), og at Kulstof enkelte Steder i Jordskorpen træffes frit som Grafit eller Diamant.

Frit Kulstof.

Kulstof kendes i fri Tilstand i tre forskellige Former, nemlig som Diamant, som Grafit og som amorft Kulstof.

Diamant. Som Diamant er Kulstof et krystallinsk, stærkt lysbrydende Stof, haardere end alle andre kendte Legemer; naar Diamanten er ren, er den ganske vandklar, men ofte er den paa Grund af Urenheder mørkfarvet.

Diamanter anvendes paa Grund af deres Haardhed til Skæring af Glas (*Glarmesterdiamant*) og til Boring i Sten og andre haarde Materialer. De klare Sorter af Diamanter er værdifulde *Smykkesten*; thi naar de slibes paa passende Maade, faar de paa Grund af deres store Evne til at bryde Lyset et pragtfuldt Farvespil, og paa Grund af deres Haardhed bliver de engang slebne Flader ikke matte i Tidens Løb. Diamanten er et krystallinsk Stof; dette fremgaar af, at den ved Slag fortrinsvis spaltes i visse bestemte Retninger og altsaa besidder en regelmæssig indre Struktur; Facetterne paa de sædvanlige Smykkesten er dog ikke Krystallflader, men er frembragte ved Slibning med Diamantpulver. *Brillanter* er Diamanter, som er slebne paa en særlig Maade.

En Diamants Størrelse angives i Karat; en Karat er ca. 0,2 Gram. Værdien af en Diamant stiger omtrent med anden Potens af dens Vægt, men afhænger meget af dens Farve og Klarhed og af dens Slibning.

Grafit er et graat, uigennemsigtigt Stof, som er saa blødt, at det kan rideses med en Negl. Det er krystallinsk, men den krystallinske Struktur er ofte utydelig.

Grafit anvendes paa Grund af sin afsmittende Evne til *Blyanter*; Stiften i disse bestaar af en Blanding af Grafit og Ler, og alt efter som denne Blanding er mere eller mindre

haardt brændt, bliver Blyanten mere eller mindre haard. Grafit er det mest ildfaste Stof, vi kender; først ved ca. 4000° fordampes det i større Mængde, og da uden at smelte. Derfor laver man hyppig *Digler* af Grafit. En Anvendelse af Grafit, som i senere Tid har faaet større og større Betydning, er til *Smøring*. En Opslemning af fintmalet Grafitpulver i Olie bruges saaledes som Tilsætning til Smøreolier, idet Olieforbruget herved sættes betydelig ned.

Amorft Kulstof. I amorft Tilstand er Kulstof et sort, let Stof, hvis Egenskaber (f. Ex. Haardhed og Vægtfylde) varierer en Del efter Fremstillingsmaaden. Som Exempler paa amorfe Kulstofsarter kan nævnes *Sukkerkul* og *Kønrog*; *Trækul* og *Koks* bestaar hovedsagelig af amorft Kulstof, men indeholder desuden en Del Aske. Sukkerkul fremstilles ved Ophedning uden Luftens Adgang (ved *Forkulning*) af Sukker; herved bortgaar Sukkerets Ilt og Brint samt en Del af Kullet i Form af Vand og organiske Forbindelser, og der bliver amorft Kul tilbage. *Kønrog* er Sod, der er vundet, ved at man har ladet kulstofrige Kulbrinter som Terpentolinolie brænde med sodende Flamme under utilstrækkelig Tilførsel af Luft. *Trækul* og *Koks* vindes ved Ophedning uden Luftens Adgang af henholdsvis Træ og Stenkul.

Adsorption. Amorft Kulstof besidder en betydelig Evne til at optage andre Stoffer. *Trækul* kan saaledes bruges til at fjærne ildelugtende Stoffer af Vand. De optagne Stoffer gennemtrænger ikke Kulstoffets hele Masse, men findes paa dets Overflade; man udtrykker dette ved at sige, at de er adsorberede, idet man skelner mellem *Adsorption*, hvor det optagne Stof findes paa Overfladen, og *Absorption*, hvor det optagne Stof findes opløst og jævnt fordelt i hele Stoffet. Det amorfe Kulstofs Adsorptionsevne staar i Forbindelse med dets Porøsitet og dermed følgende store Overflade. En Kulstofsart med særlig stor Overflade og Adsorptionsevne er *Benkul*, som vindes ved Forkulning af Knogler; i *Benkul* er Kulstoffet udskilt i meget fine Partikler i Knoglernes Kalksubstans. *Benkul* bruges til Affarvning af Opløsninger, idet farvende Stoffer som oftest adsorberes stærkt.

Kulstofformernes indbyrdes Omdannelser. At Diamant, Grafit og amorft Kulstof trods meget forskellige Egenskaber dog kun er forskellige Former af samme Stof, blev oprindeligt opdaget ved, at de alle gav samme Forbrændingsprodukt, nemlig Kuldioxyd. Først senere er det lykkedes at omdanne disse Former indbyrdes, idet det er blevet paavist, at Diamant og amorft Kulstof begge ved Ophedning til høj Temperatur ($2000-3000^{\circ}$) omdannes til Grafit, der altsaa ved høj Temperatur er den bestandigste af Kulstoffets Former. Medens Omdannelsen af Diamant til Grafit naturligvis kun har teoretisk Interesse, fremstiller man i stor Maalestok Grafit ved Ophedning af urene amorfe Kulstoffsorster. Den til Grafiteringen nødvendige høje Temperatur opnaar man ved at lede en mægtig elektrisk Strøm gennem selve Materialet, som skal omdannes til Grafit. Ved 3000° fordamper alle Materialets Askebestanddele, og den dannede Grafit er derfor askefri, selv om man benytter urene Udgangsmaterialer.

Der er udført mange Forsøg paa at fremstille Diamanter af de andre Kulstofformer. Da Diamanten har den største Vægtfylde af alle Kulstoffets Former, maa man vente, at den fortrinsvis vil dannes ved høje Tryk; thi ifølge *Le Chateliers* Princip fremmer et højt Tryk de kemiske Omdannelser, ved hvilke Rumfanget formindskes, d. v. s. et højt Tryk fremmer Dannelsen af de vægtfyldige Former. Man har ved at opløse Kulstof i hvidglødende, smeltet Jern og helde Massen ud i Vand faaet noget af det opløste Kulstof udskilt i Form af smaa, kun mikroskopisk synlige Diamanter, som blev tilbage, naar man opløste Jernet i Saltsyre. Diamantdannelsen ved denne Fremgangsmaade kan maaske forklares ved, at der under den pludselige Afkøling af det smeltede Jern opstaar et højt Tryk i det Indre af den udvendig stivnede Jernklump.

Kulstoffets Molekylvægt. De frie Kulstofformers høje Smeltepunkt og Kogepunkt tyder paa, at de maa besidde meget store Molekyler. For Diamantens Vedkommende er der Grund til at mene, at hver enkelt Diamantkrystal maa opfattes som et eneste Molekyle. Ved at undersøge Røntgenstraalernes Tilbagekastning fra en Diamantkrystal har man nemlig kunnet bestemme, hvorledes de enkelte Kulstofatomer ligger i Forhold til hverandre, og det har vist sig, at de danner et ganske regelmæssigt Gitter, hvor hvert enkelt Kulstofatom er omgivet af fire andre, der sidder omkring det, ligesom

Hjørnerne af et regulært Tetraeder sidder omkring Midtpunktet af Tetraedret. Man maa derfor enten antage, at hvert enkelt af Diamantens Atomer udgør et Molekyle for sig, eller at hele Diamantkrystallen er et eneste Molekyle. Den sidste Hypotese passer bedst med, at Molekylet skal være stort, og den kan forklare Diamantens Haardhed som en Følge af Styrken af de Kræfter, der holder Atomerne sammen i et Molekyle; da Kulstofatomet besidder fire Valenser, og der i Diamanten ligger netop fire Kulstofatomer som Naboer til hvert Kulstofatom, passer det ogsaa godt med Valenshypotesen at antage, at Kulstofatomerne i Diamant er sammenknyttede med kemiske Valenskræfter.

Kemiske Egenskaber. Kulstof er ved alm. Temp. i kemisk Henseende et meget uvirksomt Stof; Syrer og Baser paavirker det saaledes ikke. Kun visse Iltningmidler er i Stand til at paavirke det; saaledes kan man ilte Grafit og navnlig amorft Kulstof »ad vaad Vej« med Klorsyre (Kaliumklorat + Salpetersyre) og Kromsyre (Kaliumdikromat + Svovlsyre). Ved højere Temperatur bliver Kulstof mere aktivt. Saaledes antændes amorft Kulstof i Luft ved 400—500° og Grafit og Diamant ved ca. 800—1000°. Kulstoffets Affinitet til Ilt er meget stor, og Kulstof er det sædvanlig anvendte Reduktionsmiddel ved Fremstilling af Metaller. Dets Passivitet overfor Ilt ved alm. Temp. skyldes ikke manglende Affinitet, men kun for lille Reaktionshastighed.

Af Metallerne har Magnium større Affinitet til Ilt end Kulstof; det kan derfor brænde i Kuldioxyd, idet det tager dets Ilt og udskiller Kulstof.

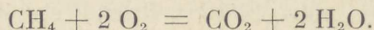
Overfor andre Grundstoffer end Ilt besidder Kulstof gennemgaaende kun ringe Affinitet; dog danner det med mange Metaller ved Ophedning Karbider (f. Ex. Kalciumkarbid, CaC_2 , og Jernkarbid, Fe_3C); med Brint og Kvælstof forbinder det sig ved Ophedning til høje Temperaturer, men kun i ganske ringe Grad; derimod er Affiniteten til Svovl større, men Dannelsen af Svovlkulstof ved Ophedning af Kul med Svovl er dog langt fra fuldstændig.

Kulbrinter.

Kulstof danner med Brint et overmaade stort Antal Forbindelser, og endnu større er det Antal kemiske Forbindelser, der kan afledes af Kulbrinter ved delvis Ombytning af Brinten med Ilt, Kvælstof eller andre Grundstoffer. Da mange af disse Forbindelser vindes af Planter og Dyr, har man givet dem alle Navnet *organiske Forbindelser*, og de beskrives

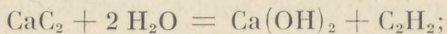
i den Gren af Kemi, som man kalder *den organiske Kemi*. Existensen af de mangfoldige organiske Forbindelser beror paa Kulstofatomernes store Evne til at forbinde sig med andre Kulstofatomer og derved danne Molekyler, i hvilke der indgaar et stort Antal Kulstofatomer. Skellet mellem organiske og uorganiske Kulstofforbindelser er i Virkeligheden ret flydende, og man plejer i den uorganiske Kemi at omtale enkelte Kulbrinter og andre organiske Forbindelser, som er nær beslægtede med Kulstoffets typiske uorganiske Forbindelser, f. Ex. Kulilte og Kuldioxyd.

Metan, CH_4 , (let Kulbrinte) er den eneste Kulbrinte, i hvilken der kun indgaar et Kulstofatom i Molekylet; dets Formel viser, at Kulstofatomet er firegyldigt. Metan er en farveløs Luftart, som brænder med en ikke lysende Flamme, og som blandet med Luft eller Ilt exploderer med betydelig Voldsomhed:



Metan findes i *Belysningsgas*; det udgør Hovedbestanddelen af den brændbare Luftart, som foraarsager Explosioner i *Kulminerne* (*Grubegas*), og af den brændbare Luftart, som forskellige Steder strømmer op af Jorden og anvendes som *Belysningsgas* (*Naturgas*); det udvikles, naar Plante- og Dyrerester forraadner uden Luftens Adgang (*Sumpgas*).

Acetylen, C_2H_2 , er ligeledes en Luftart. Det fremstilles ved Indvirkning af Vand paa Kalciumkarbid:



Reaktionen forløber livlig og under betydelig Varmeudvikling, og det udviklede Acetylen besidder paa Grund af Urenheder, der stammer fra Karbidet, en karakteristisk, ubehagelig Lugt.

Acetylen er en *endoterm* Forbindelse, d. v. s. der forbruges Varme, naar det dannes af Kul og Brint, og der udvikles Varme, naar det spaltes i sine Bestanddele. Det kan explodere uden at være blandet med Ilt, idet det spaltes til Kulstof og Brint; men det er dog kun sammenpresset Acetylen, der kan explodere paa denne Vis. Naar Acetylen er blandet med Ilt, exploderer det ved Antændelse med yderste Voldsomhed, idet Varmeudviklingen ved dets Forbrænding paa Grund af dets

endoterme Natur er meget stor. Ifølge *Le Chatelier's Princip* dannes endoterme Forbindelser fortrinsvis ved høje Temperaturer, og man har da ogsaa paavist, at der dannes Acetylen, naar Kulstof ophedes til meget høj Temperatur i Brint, f. Ex. naar en elektrisk Buelampe brænder i en Brintatmosfære (Elektroderne i de almindelige Buelamper bestaar af Kulstof).

Foruden luftformige Kulbrinter kendes ogsaa flydende og faste: Benzin, Petroleum, Maskinolie og andre Smøreolier, Terpentinolie er Blandinger af forskellige flydende Kulbrinter, og Paraffin, Vaselin, Naftalin, Kautschuk er Exempler paa faste Kulbrinter.

Kulbrinternes Egenskaber. Kulbrinterne er farveløse, i Vand uopløselige Stoffer, som hverken besidder sure eller basiske Egenskaber, og som altsaa hverken danner Salte med Baser eller, som Ammoniak, med Syrer.

Kulstoffets Ilter.

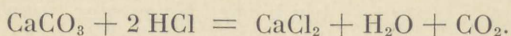
I det følgende Skema er der givet en Oversigt over Kulletts Ilter og de dertil svarende Syrer og Salte:

Ilte	tilsvarende Syre	Saltenes Navn
Kuldioxyd, CO_2 .	Kulsyre, H_2CO_3 .	Karbonat.
Kulilte, CO .	Myresyre, H_2CO_2 .	Formiat.

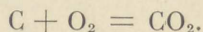
Kuldioxyd eller Kulsyreanhydrid, CO_2 , (i daglig Tale fejlagtig kaldet Kulsyre) er en farveløs Luftart, som ved Sammentrykning (til ca. 50 Atm.) kan fortættes til en Vædske, og som i denne Tilstand gaar i Handelen under Navn af flydende Kulsyre. Frysepunktet for det flydende Kuldioxyd ligger ved $\div 57^\circ$. Ved denne Temperatur er Damptrykket endnu 5 Atm.; naar man derfor prøver at aftappe flydende Kuldioxyd fra en Staalflaske, vinder man i Virkeligheden fast Kuldioxyd; thi ved Fordampning af det udstrømmende Kuldioxyd afkøles dette ned under $\div 57^\circ$ og fryser altsaa; dets Temperatur synker helt ned til $\div 80^\circ$; thi først ved denne Temperatur er det faste Kuldioxyds Damptryk gaaet ned til 1 Atm. («Kogepunktet» for Kuldioxyd ligger ved $\div 80^\circ$). Det faste Kuldioxyd dannes i Form af en snelgnende Masse,

som kan opsamles i en Lærredspose, der er bundet paa Aftapningsrøret. Ved Hjælp af *Kulsyresne* kan man afkøle ned til $\div 80^{\circ}$; man plejer at anvende Kulsyresneen blandet med Æter; da Blandingen af Kulsyresne og Æter leder Varmen bedre end Kulsyresneen alene, opnaar man herved en hurtigere Afkøling; men man opnaar ikke Afkøling til lavere Temperaturer end den, man kan naa med Kulsyresneen alene.

Kuldioxyd fremstilles i kemiske Laboratorier, ved at man overhælder Kalksten eller Marmor med fortyndet Salthsyre (f. Ex. med 20 pCt. HCl) i et Luftudviklingsapparat:



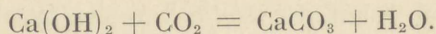
Fabrikmæssig vindes det af Røgen fra Koksfyresteder, hvor det dannes efter Ligningen:



Kuldioxyd forekommer i ringe Mængde i Luften. Ren, frisk Luft indeholder ca. 0,03 pCt. deraf; fra Luftens Kuldioxyd stammer alt Kulstofindholdet i Planterverdenen og Dyreverdenen: Planterne *assimilerer* ved Lysets Hjælp Kuldioxydet i Luften, d. v. s. de omdanner det under Fraspaltning af Ilt og Optagelse af Vand til organiske Forbindelser, og Dyrene skaffer sig Materialet til deres organiske Forbindelser ved at fortære Planterne; ved Aandedrætsprocessen føres det organisk bundne Kulstof igen som Kuldioxyd tilbage til Atmosfæren (Kulstoffets *Kredsløb* i Naturen). Den Luft, som findes i Jordskorpens Porer og Sprækker, er ofte rig paa Kuldioxyd; Luften i dybe Brønde indeholder undertiden saa meget Kuldioxyd, at den virker kvælende paa Mennesker; i denne Sammenhæng maa det erindres, at Kuldioxyd er en tung Luftart; da Molekylvægten er 44, maa Vægtfylden i Forhold til atmosfærisk Luft være $44 : 29 = \text{ca. } 1,5$. Man kan prøve, om Luften i en Brønd indeholder Kuldioxyd, ved at sænke et brændende Stearinlys ned i Brønden; allerede ved et Indhold af faa Procent Kuldioxyd vil Lyset gaa ud.

Kuldioxyd *absorberes* af Baser under Dannelse af Karbonater. Naar man vil befri en Luftmasse for Kuldioxyd, lader man den boble gennem et Vaskeapparat, der indeholder en Opløsning af en stærk Base (Kalilud eller Natronlud), eller

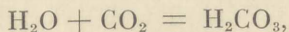
man leder den gennem et U-Rør, der indeholder Smaastykker af Natronkalk. Til P a a v i s n i n g af Kuldioxyd benyttes klart Kalkvand (eller Barytvand); naar kuldioxydholdig Luft ledes derigennem, mælkes Vædsken, idet der udskilles uopløseligt Kalciumkarbonat (Baryumkarbonat):



Et Rumfang Vand kan ved alm. Temp. opløse meget nær et Rumfang Kuldioxyd. Naar man mætter Vand med Kuldioxyd ved højt Tryk, optager Vandet en større Vægtmængde deraf end ved en Atmosfæres Tryk; ifølge *Henry's Lov* er den optagne Vægtmængde omtrent proportional med Kuldioxydets Tryk. Naar Overtrykket fjærnes, vil efterhaanden det opløste Overskud af Kuldioxyd perle bort; man kan fremskynde Bortgangen ved Rystning eller Omrøring. Kildevand, der nede i Jorden har optaget saa meget Kuldioxyd, at dette perler bort af det friske Kildevand, regnes for særlig godt og benyttes som Mineralvand. *Sodavand* fremstilles ved at mætte Vand med Kuldioxyd ved et Par Atmosfærers Overtryk; ofte tilsættes endvidere lidt Salte, for at Vandet skal komme til at ligne bestemte naturlige Mineralvande, eller man tilsætter Sukker og Frugtsaft (Citronsodavand, Limonade).

Kulsyre, H_2CO_3 . Vandige Opløsninger af Kuldioxyd reagerer svagt surt paa Lakmus og smager syrlig; dette viser, at en Del af Kuldioxydet maa have forbundet sig med Vand til en Syre. Denne Syre, som kaldes Kulsyre, maa imidlertid være meget ubestandig; thi naar man koger Opløsningen af Kuldioxyd, uddrives baade det frie og det som Kulsyre bundne Kuldioxyd hurtig. Kulsyrens kemiske Formel er H_2CO_3 , hvilket er bestemt ved Analyse af dens Salte (sml. Svovlsyrling S. 77).

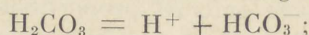
Ifølge det ovenstaaende er Processen,



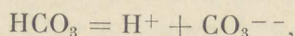
reversibel og bevægelig allerede ved alm. Temp.; men efter nyere Undersøgelser varer det dog ved alm. Temp. nogle Minutter, inden Ligevægtstilstanden naas: Naar man opløser Kuldioxyd i Vand, er det kun en Del af Kuldioxydet, der omdannes til Kulsyre, og det tager nogen Tid, inden Kulsyredannelsen er

færdig; naar man omvendt frigør Kulsyre af et Karbonat ved Tilsætning af en stærk Syre, omdannes en Del af Kulsyren til Kuldioxyd, og ogsaa denne Omdannelse kræver lidt Tid, inden den er forløben færdig.

Kulsyren er en meget svag Syre. Opløsningen af Kuldioxyd i Vand, hvori der findes Kulsyre, indeholder kun faa Ioner; dette fremgaar af Opløsningens svagt sure Reaktion og af dens normale Frysepunktssænkning ($1,85^{\circ}$ pr. Mol.) og ringe elektriske Ledningsevne. I Vand, som er mættet med Kuldioxyd, er der opløst omtrent $\frac{1}{20}$ Grammolekyle i en Liter, og deraf er kun ca. $\frac{1}{500}$ dissocieret efter Ligningen:

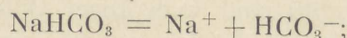


Brintionkoncentrationen er altsaa kun $\frac{1}{20} \cdot \frac{1}{500} = 0,0001$ (Brintionexponenten er 4). Kulsyrens andet Brintatom er endnu meget fastere bundet end det første, og Processen,

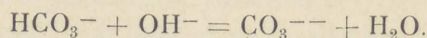


foregaar i Kuldioxydopløsninger i saa ringe Udstrækning, at dette Brintatom ingen Rolle spiller for Brintionkoncentrationen i disse Opløsninger.

Sure Karbonater (Bikarbonater), $\text{R}(\text{HCO}_3)_n$. Som to-basisk Syre danner Kulsyre baade sure og normale Salte. Af de sure Salte er surt Natriumkarbonat (tvekulsurt Natron), NaHCO_3 , det vigtigste. De sure Karbonater er, for saa vidt de kendes, opløselige i Vand; de er hovedsagelig kun ioniserede til Metalion og Bikarbonation, f. Ex.



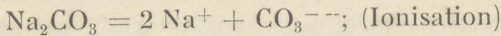
Brintatomet i de sure Karbonater (det andet Brintatom i Kulsyre) er meget fast bundet og fraspaltes ikke saa meget som Ion, at Opløsningen bliver sur; Bikarbonationen viser kun sine sure Egenskaber ved at kunne binde Hydroxylioner og altsaa neutralisere Baser efter den følgende Ligning:



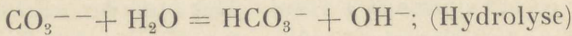
Normale Karbonater. De fleste normale Karbonater er uopløselige i Vand; Undtagelser er Alkalimetallernes Karbonater og Ammoniumkarbonat. Af de uopløselige Karbonater forekommer Calciumkarbonat,

CaCO_3 , og Magniumkarbonat, MgCO_3 , i stor Mængde i Naturen. Alle Karbonater *dekomponeres af stærke Syrer*, idet Kulsyren uddrives, og de gaar derved i Opløsning, for saa vidt det dannede Salt da ikke er uopløseligt (Sølvkarbonat kan f. Ex. nok dekomponeres, men ikke opløses af Saltsyre, da Sølvklorid er uopløseligt).

I vandig Opløsning er normale Karbonater, f. Ex. Natriumkarbonat (Soda), for det første dissocierede i Metalioner og Karbonationer:



denne Spaltning er meget fuldstændig; men dernæst har en lille Del af Karbonationerne omsat sig med Vand til Bikarbonation og Hydroxyllion:

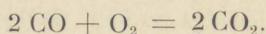


denne *Hydrolyse* bevirker, at Karbonatopløsninger besidder alkalisk Reaktion. I en 0,1 molær Opløsning af Soda (28,6 g krystalliseret Soda i en Liter) er 3 pCt. af Saltet hydrolyseret, og Hydroxyllionkoncentrationen er altsaa $\frac{1}{10} \cdot \frac{3}{100} = 0,003$; i stærkere Opløsninger er Hydrolysen mindre, i svagere Opløsninger er den større. Anvendelsen af Soda til *Rengøring og Vask* beror paa Sodaopløsningernes Indhold af Hydroxyllioner, paa deres basiske Reaktion; thi allerede ved småa Koncentrationer virker Hydroxyllioner opløsende eller blødgørende paa mange organiske Stoffer (f. Ex. Proteinstoffer, Maling m. m.) og opslemmende eller emulgerende paa andre (f. Ex. Fedtstoffer). En Sodaopløsning staar med Hensyn til Hydroxyllionindhold og derigennem med Hensyn til Opløsningsevne imellem en Sæbeopløsning og det frie Natriumhydroxyd (Natronlud, Sæbelud).

Karbonater benyttes meget *til Neutralisation, af sure Vædsker eller sure Stoffer*, idet selv svagt sure Stoffer er i Stand til at uddrive Kulsyren af Karbonater og selv neutraliseres af Karbonatets Base. Natriumkarbonat anvendes saaledes meget i Laboratoriet til Afstumpning af fri Syre. Surt Natriumkarbonat bruges under Navn af tvekulsurt Natron som Medicin til at neutralisere Mavesyre og anvendes i Køkkenet til at gøre Maden mindre sur; Sodapastiller er en

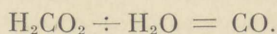
Blanding af surt Natriumkarbonat med Sukker og lidt Pebermynteolie. Det sure Salt foretrækkes ved disse Lejligheder for Soda, fordi det ikke reagerer basisk og derfor ikke smager ubehagelig ludagtig. **Kalciumkarbonat** anvendes i Form af Gødningskalk eller Mergel i Landbruget til Neutralisation af Jord, som er sur; til denne Anvendelse egner Kalciumkarbonat sig særlig godt, da det kan tilsættes i rigelig Mængde uden at have skadelige Virkninger, idet det er uopløseligt i Vand og ikke som Kalciumhydroxyd eller i endnu højere Grad de frie Alkalier reagerer stærkt basisk og udøver ætsende Virkninger; hvis man tilsætter et Overskud af Kalciumkarbonat, vil det uden at gøre Skade forblive i Jorden og gøre Nytte ad Aare.

Kulilte eller **Kulmonoxyd**, CO , er en farveløs Luftart, der kun er lidt opløselig i Vand. Det brænder med en blaalig, svagt lysende Flamme under stor Varmeudvikling til Kuldioxyd:

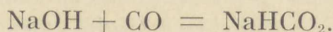


Kulilte er meget giftigt, idet det forbinder sig med Blodets røde Farvestof, Hæmoglobin, til Kuliltehæmoglobin; hvis der findes blot 1 pCt. Kulilte i Indaandingsluften, omdannes i Løbet af kort Tid alt Hæmoglobinet i Blodet til Kuliltehæmoglobin, og da Hæmoglobinet har den vigtige fysiologiske Funktion at forbinde sig med Ilt i Lungen og transportere Ilten ud i Vævene for at afgive den der, hvor Organismen har Brug for den, saa dør Organismen ved Kulilteforgiftning af Mangel paa Ilt, selv om Lungeluften indeholder rigelig Ilt.

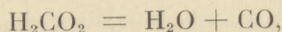
Kulilte fremstilles af Myresyre, H_2CO_2 , som ved svag Opvarmning med konc. Svovlsyre fraspalter Vand og udvikler Kulilte:



Kulilte er Myresyrens Anhydrid, ligesom Kuldioxyd er Kulsyrens; men i Modsætning til Kuldioxyd kan Kulilte ved alm. Temp. hverken forbinde sig med Vand til en Syre eller med Alkalier til Salte. Først ved 150° — 200° forbinder Kulilte sig med Natriumhydroxyd under Dannelse af Myresyrens Natriumsalt, **Natriumformiat**:



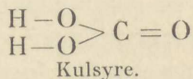
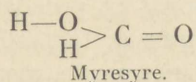
Myresyrens Spaltning til Vand og Kulilte,



er nok *reversibel*, men ved alm. Temp. er den *ikke bevægelig*, og derfor opfører Kulilte sig ved alm. Temp. ikke som et Syreanhydrid. Først henimod 200° begynder det at virke som et Syreanhydrid, hvad Reaktionen med Natriumhydroxyd viser.

Myresyre, H_2CO_2 , er en farveløs, i Vand opløselig Vædske med omtrent samme Kogepunkt som Vand (Kgp. 101°). Naar den trænger gennem Overhuden, frembringer den en smertefuld Betændelse. Det giftige Stof, hvormed Myg, Brændenælder og mange Myrer frembringer deres ubehagelige Virkninger, er rimeligvis Myresyre. Man kan frembringe kunstige Myggestik ved at indsprøjte et Spor af Myresyre under Huden

Trods sine to Brintatomer er Myresyre kun en *enbasisk* Syre, idet det ene Brintatom hører til Syreresten og ikke kan ombyttes med Metal. Det sure Brintatom er antagelig knyttet til Ilt, medens det andet er direkte knyttet til Kulstof. De følgende Strukturformler viser, hvorledes man antager, at Atomerne er kædede sammen i Myresyre og i Kulsyre:



I Myresyre er Kulstofatomet altsaa firegyldigt, medens det i Kulilte kun er togyldigt; Kulstoffet har i disse to Forbindelser vel samme Iltningsgrad, men ikke samme Valens.

Myresyren fremstilles teknisk, ved at man leder Generatorgas, der hovedsagelig bestaar af Kulilte og Kvælstof, hen over opvarmet Natriumhydroxyd; herved dannes Natriumformiat; af dette frigøres Myresyren ved Behandling med en stærkere Syre, f. Ex. Svovlsyre, og vindes ved Afdestillation.

Den kemiske Proces. IV.

Termokemi.

Anvendelse af Loven om Energiens Bestaaen. En kemisk Proces plejer at være ledsaget af Afgivelse eller Optagelse af en vis Varmemængde (en *Varmetoning*). Hvis Processen afgiver Varme, siges Varmetoningen at være positiv og Processen at

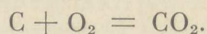
være *exoterm*; hvis Processen forbruger Varme, siges Varmetoningen at være negativ og Processen at være *endoterm*. Ved en exoterm Proces maa de reagerende Stoffer være energirigere end de dannede, medens Forholdet maa være omvendt ved en endoterm Proces. Hvis der ved en Proces ikke afgives eller optages andre Energiarter end Varme, maa Varmetoningen ifølge Loven om Energiens Bestaaen være lig Forskellen i Energiindhold mellem de reagerende og de dannede Stoffer; Varmetoningen maa derfor være uafhængig af, hvorledes man udfører Processen, og udelukkende bestemt ved de reagerende Stoffers Tilstand ved Processens Begyndelse og de dannede Stoffers Tilstand ved Processens Ende (*Hess's Lov*).

Ex. Naar man laver en Ammoniumsulfatopløsning af Ammoniak, konc. Svovlsyre og Vand, kan man begynde med at blande Vandet med Svovlsyre, hvorved faas en betydelig Varmeudvikling, og derpaa tillede Ammoniakken, hvorved igen faas en Varmeudvikling; men man kan ogsaa begynde med at lede Ammoniakken til Vandet og derpaa neutralisere Ammoniakvandet med den konc. Svovlsyre. Ved den sidste Fremgangsmaade faas ved Ammoniakens Opløsning og ved dens Neutralisation Varmeudviklinger, der hver især er forskellige fra de to, som vandtes ved den første Fremgangsmaade, men Summen af Varmeudviklingerne er i begge Tilfælde ifølge *Hess's Lov* den samme.

Varmetoningerne ved en Proces og ved den tilsvarende reciproke Proces maa være numerisk lige store, men have modsat Fortegn. Dette følger af Loven om Energiens Bestaaen.

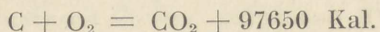
Termokemiske Ligninger. Til Angivelse af Varmetoningen ved kemiske Processer og til termokemiske Beregninger benyttes termokemiske Ligninger. En almindelig kemisk Ligning bliver til en termokemisk Ligning, naar man tilføjer et Led, der angiver Varmetoningen ved Processen. I de termokemiske Ligninger betyder de kemiske Tegn Grammolekyler og Grammatomer, og Varmetoningen angives i Gramkalorier.

Kulstoffets Forbrændingsligning er:



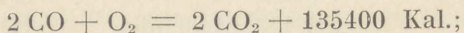
Et Gram Kulstof udvikler ved sin Forbrænding 8137,5 Kal.,

altsaa udvikler et Gramatom Kulstof (12 g) $12 \cdot 8137,5 = 97650$ Kal. Kulstoffets termokemiske Forbrændingsligning besidder derfor følgende Form:

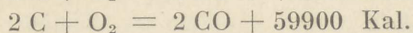
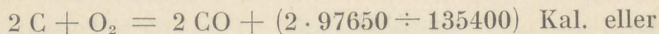


Ved paa passende Maade at addere eller subtrahere termokemiske Ligninger kan man beregne Varmetoningen ved andre Processer, som ikke er tilgængelige for en umiddelbar Under-søgelse.

Som Exempel paa, hvorledes man regner med termokemiske Ligninger, skal det gennemgaas, hvorledes man kan beregne Dannelsesvarmen for Kulilte. Denne kan ikke bestemmes direkte ved Forsøg, da Kulstof brænder til Kuldioxyd og ikke til Kulilte, men den kan beregnes indirekte af Kulstoffets og af Kuliltens Forbrændingsvarmer. Kulstoffets termokemiske Forbrændingsligning er allerede angivet, og Kuliltens termokemiske Forbrændingsligning er:



thi et Gram Kulilte udvikler ved Forbrænding 2418 Kal., og to Grammolekyler (56 g) udvikler altsaa $56 \times 2418 = 135400$ Kal. Naar man mellem disse to Ligninger eliminerer CO_2 ved at multiplicere den første Ligning med 2 og trække den sidste fra, faas:



Naar et Atom Kulstof optager et Iltatom og omdannes til Kulilte, er Varmetoningen kun Halvdelen af 59900, altsaa ca. 30000 Kal., og naar det dannede Kuliitemolekyle optager endnu et Iltatom og bliver til Kuldioxyd, udvikles det Halve af 135400, altsaa 67700 Kal. Ved Bindingen af det første Iltatom udvikles altsaa ikke engang halvt saa meget Varme som ved Bindingen af det andet Iltatom.

Varmetoningen ved en kemisk Proces afhænger af de reagerende og de dannede Stoffers Tilstandsform. Som Exempel skal nævnes, at Dannelsesvarmen for et Molekyle Vanddamp er 58 600 Kal. og for et Molekyle flydende Vand 67 520 Kal.; Differensen hidrører fra Vandets Fordampningsvarme. Hvis et Stof benyttes eller dannes i en særlig Form, som ikke svarer til dets normale Tilstand, maa det angives i den termokemiske Ligning,

og for Stoffer, som kendes i flere Modifikationer, maa det angives, hvilken Modifikation der er Tale om; ved de foregaaende Beregninger er der for Kulstoffets Vedkommende stadig regnet med amorft Kulstof; hvis der var regnet med Diamant, vilde Varmetoningerne have været andre. Hvis et Stof optræder i vandig Opløsning, maa det bemærkes i Ligningen, hvilket sædvanlig sker, ved at man tilføjer aq efter Stoffets Formel. Endelig afhænger Varmetoningens noget af ydre Omstændigheder, f. Ex. af Temperaturen og af Opløsningernes Koncentration, og det er af Betydning, om Processen foregaar ved konstant Tryk (i det fri ved Atmosfærens Tryk) eller ved konstant Rumfang (i et lukket Apparat, en Bombe). Hvis der ved Processen afgives Energi i andre Former end Varme, f. Ex. elektrisk Energi fra et galvanisk Element, eller mekanisk Energi ved Krudtets Explosion i en Kanon, vil Varmetoningens naturligvis blive tilsvarende mindre.

I den følgende Sammenstilling er angivet Varmetoningens ved en Række kemiske Processer.

$H_2 + F_2$	$= 2HF$	+ 77 200 Kal.
$H_2 + Cl_2$	$= 2HCl$	+ 44 000 »
$H_2 + Br_2$ (flydende)	$= 2HBr$	+ 16 800 »
$H_2 + J_2$ (fast)	$= 2HJ$	— 12 200 »
$2H_2 + O_2$	$= 2H_2O$ (flydende)	+ 135 040 »
$3H_2 + N_2$	$= 2NH_3$	+ 24 000 »
$H_2 + 2C$ (amorft)	$= C_2H_2$	— 50 000 »
$2O_3$	$= 3O_2$	+ 59 200 »
P (gult)	$= P$ (rødt)	+ 4 000 »
$N_2 + O_2$	$= 2NO$	— 43 200 »
C (amorft) + O_2	$= CO_2$	+ 97 650 »
C (Grafit) + O_2	$= CO_2$	+ 94 810 »
C (Diamant) + O_2	$= CO_2$	+ 94 310 »
$2CO + O_2$	$= 2CO_2$	+ 135 400 »
$H^+, aq + OH^-, aq$	$= H_2O$	+ 13 700 »

Alle Angivelserne gælder for Reaktionen forløbende ved alm. Temp. og ved konstant Rumfang.

Affinitet og Varmetoning. De fleste kemiske Processer, som forløber frivillig ved alm. Temp., er exoterme. Man har en Tid troet, at alle frivillig forløbende kemiske Processer var exoterme (*Julius Thomseh's Regel*), og at man havde et Maal for Affiniteten i Varmetoningens Størrelse. Nyere Undersøgelser har vist, at dette kun passer exakt ved det absolute Nul-

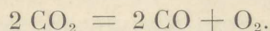
punkt; jo højere Temperaturen er, desto flere Processer forløber frivillig i endoterm Retning; dette følger af *Le Chatelier's* Princip; ved alm. Temp. er man endnu saa nær ved det absolute Nulpunkt, at de fleste Processer er. exoterme, men ved meget høje Temperaturer (2000°—3000°) er Forholdene vendte om, og de endoterme Processer er fremherskende.

Selv om man imidlertid ikke i Varmetoningens har et umiddelbart Maal for Affiniteten, og selv om man altsaa ikke ved Beregning af Varmetoningens Fortegn for en kemisk Omsætning umiddelbart kan forudsige, i hvilken Retning Omsætningen vil forløbe frivillig, kan man dog faa værdifulde Oplysninger om Affiniteten og om Omsætningens Forløb ved Hjælp af Varmetoningens; thi ved lave Temperaturer vil enhver kemisk Omsætning foregaa i exoterm Retning, og jo større Varmetoningens ved Omsætningen er, desto højere plejer den Temperatur (eller det Temperaturumraade) at ligge, hvor Processen vendes om og frivillig forløber i endoterm Retning. Man kan altsaa af Varmetoningens Størrelse faa et Skøn over, hvor højt man maa ophede for at faa Processen til at forløbe endotermt. Simplest sker dette ved Sammenligning med andre og helst analoge Processer, for hvilke man kender Forløbet.

Ex. Ved Betragtning af Halogenbrinternes Dannelsesvarme (se forrige Side) kan man udlede, at Jodbrinte rimeligvis maa være en ubestandig Forbindelse, der frivillig kan sønderdeles til Brint og Jod; de andre Halogenbrinter maa ved alm. Temp. rimeligvis kunne dannes frivillig, og den Temperatur, ved hvilken de begynder at vise Dissociation i deres Bestanddele, maa være stigende i Rækkefølgen Brombrinte, Klorbrinte, Fluorbrinte.

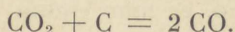
Kuldioxydets og Kuliltens Bestandighedsforhold.

Kuldioxyd er en meget bestandig Forbindelse, som først ved Hvidglødhede begynder at spaltes kendelig i Kulilte og Ilt efter Ligningen:



Dette stemmer med, at Kuldioxydets Dannelse af Kulilte og Ilt er ledsaget af en betydelig Varmeudvikling (135400 Kal.). Derimod omdannes Kuldioxyd lettere til Kulilte i Nærværelse af

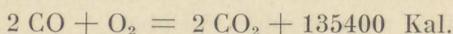
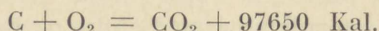
Kulstof; naar man leder det hen over glødende Kulstof, dannes der Kulilte efter følgende Ligning:



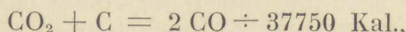
Denne Proces gaar ikke til Ende, men fører til Dannelse af en Blanding af Kulilte og Kuldioxyd i kemisk Ligevægt med Kulstof. Nedenfor er angivet, hvormange Procent Kulilte der maa være dannet i Blandingen, inden Processen standser (ved 1 Atm.):

Temp.	500°	600°	700°	800°	900°	1000°
pCt. Kulilte	5	23	58	93	96,5	99,3.

Ifølge disse Tal voxer Kuliltemængden i Ligevægtsblandingen stærkt med Temperaturen, under 700° indeholder Blandingen fortrinsvis Kuldioxyd og over 700° fortrinsvis Kulilte; Kulilte-dannelsen maa derfor ifølge *Le Chatelier's* Princip være en *endoterm* Proces. Dette kan ogsaa beregnes af de termokemiske Ligninger for Kulstoffets og Kuliltens Forbrændinger. Man har:



Ved at subtrahere disse Ligninger fra hinanden faar man:



hvoraf fremgaar, at Kulilte-dannelsen er *endoterm*.

Naar man bruger *Kulstof som Reduktionsmiddel*, bliver Kulstoffet omdannet til Kulilte eller til Kuldioxyd; i Almindelighed dannes en Blanding af begge Dele. Hvis man bruger et rigeligt Overskud af Kulstof, maa Blandingen indeholde Kulilte og Kuldioxyd omtrent i det Forhold, som svarer til kemisk Ligevægt med Kulstof, og der vil altsaa ved Temperaturer under 700° fortrinsvis dannes Kuldioxyd og ved Temperaturer over 700° fortrinsvis Kulilte.

Kulstoffets Svovlforbindelse.

Svovlkulstof, CS_2 , er en vandklar, let flygtig Vædske (Kgp. 46°), som i ren Tilstand besidder en æterisk Lugt, men som i den urene Tilstand, hvori det gaar i Handelen, lugter modbyde-

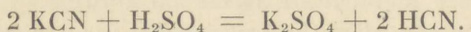
lig. Det er meget *brandfarligt* paa Grund af sin Flygtighed og lave Antændelsestemperatur (ca. 150°): Det opløses ikke i Vand, men danner et Lag for sig selv under Vandet (dets Vægtfylde er 1,3). Svovlkulstof er et udmærket *Opløsningsmiddel* for mange Metalloider (Brom, Jod, Svovl, Fosfor) og for mange organiske Stoffer, f. Ex. Fedt; det anvendes i Tekniken til Extraktion af Fedtstoffer, f. Ex. af Knogler. Svovlkulstof fremstilles, ved at man leder Svovldamp hen over glødende Kul og fortætter de dannede Dampe af Svovlkulstof i et Forlag.

Kulstoffets Kvælstofforbindelser.

Kulstoffets Forbindelser med Kvælstof behandles hovedsagelig i den organiske Kemi. Her skal kun omtales de saakaldte *Cyanforbindelser*, som indeholder et monovalent Radikal Cyan, CN, der minder om Halogenerne i sine kemiske Egenskaber.

Frit Cyan, $(CN)_2$, er en farveløs, giftig Luftart, hvis Vægtfylde viser, at dens Molekyle indeholder to Cyanradikaler.

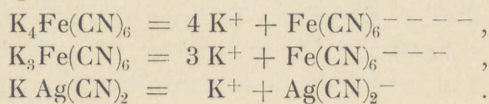
Cyanbrinte (Blaasyre), HCN, er en vandklar, meget letflygtig Vædske, som kan opløses i Vand. Det er en Syre, men kun en meget svag Syre. Dens Salte kaldes Cyanider. Cyanbrinte fremstilles af sine Salte, f. Ex. af Kaliumcyanid, ved Destillation med Svovlsyre:



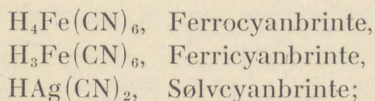
Cyanider. Kaliumcyanid, KCN, og Natriumcyanid, NaCN, er typiske saltagtige Stoffer, farveløse og letopløselige i Vand. De er ligesom Cyanbrinten selv yderst *giftige*. I vandig Opløsning er de spaltede i Metalioner og Cyanioner, CN^- , og da Cyanbrinte er en meget svag Syre, er de desuden en Del hydrolyserede, saa at deres Opløsninger besidder basisk Reaktion. Sølvcyanid er ligesom Sølvklorid et hvidt, i Vand og Salpetersyre uopløseligt Salt.

De tunge Metaller Cyanider optræder fortrinsvis som *Dobbeltcyanider*, d. v. s. Stoffer, der kan opfattes som sammensatte af to Cyanider. Jern danner saaledes to smukt krystalliserende Dobbeltcyanider, det gule Kaliumferrocyanid, $K_4Fe(CN)_6 = 4KCN,Fe(CN)_2$, og det røde Kaliumferri-

cyanid, $K_3Fe(CN)_6 = 3KCN, Fe(CN)_3$, og Sølv danner det farveløse, letopløselige Kaliumsølvcyanid, $KAg(CN)_2 = KCN, AgCN$. Disse Dobbeltcyanider danner ved Opløsning i Vand ikke Cyanioner, men deres Ionisation foregaar efter følgende Ligninger:



Syreresterne i disse Salte er altsaa ikke Cyan, men bestaar af et Komplex af flere Cyanradikaler i Forbindelse med et Metalatom, og disse Stoffer er at opfatte som Kaliumsalte af følgende Syrer:



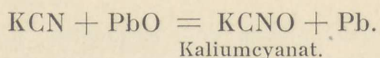
de to første af disse Syrer kendes som faste, krystallinske, letopløselige Stoffer, hvorimod den sidste er ubestandig og ikke kendes i fri Tilstand. Alle de Cyanider, der ved Opløsning ikke giver Cyanioner, kaldes for *komplexe* Cyanider. Da de Egenskaber, som karakteriserer de egentlige Cyanider, skyldes den for alle disse Stoffer fælles *Cyanion*, kan man ikke vente, at de komplexe Cyanider, som ikke indeholder Cyanioner, skal besidde de samme Egenskaber som de egentlige Cyanider. Jernets Dobbeltcyanider mangler da ogsaa de andre Cyaniders Giftighed og er ikke som disse hydrolyserede, men reagerer neutralt.

Med *Ferrisalte* giver Kaliumferrocyanid og med *Ferrosalte* giver Kaliumferricyanid Bundfald af en kraftig dybblaa Farve (*Berlinerblaat*). I disse Bundfald er Dobbeltcyanidernes Kalium ombyttet med Jern; den blaa Farve fremkommer kun, naar der er baade Ferro- og Ferrijern tilstede.

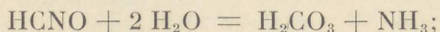
Cyanider dannes ved Ophedning af kulstofholdige og kvælstofholdige Stoffer til høj Temperatur i Nærværelse af basiske Stoffer; saaledes kan Kaliumcyanid dannes ved Glødning af kvælstofholdige organiske Stoffer, f. Ex. inddampet Blod, med Kaliumkarbonat. Ved Tilsætning af Ferrokarbonat omdannes det letopløselige og daarlig krystalliserende Kaliumcyanid, der er vanskeligt at rense, til Kaliumferrocyanid, som

ved Omkrystallisation kan vindes i ren Tilstand; dette Salt kaldes fra gammel Tid gult Blødludsalt.

Kaliumcyanat, KCN . Kaliumcyanid virker reducerende og optager let Ilt. Naar man smelter det med Blyilte, dannes saaledes Kaliumcyanat og Bly:



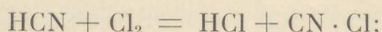
Kaliumcyanat er Kaliumsaltet af Cyansyre, $HCNO$; naar man frigør Cyansyren ved at sætte Saltsyre til en Opløsning af Kaliumcyanat, hydrolyseres den øjeblikkelig til Kulsyre og Ammoniak:



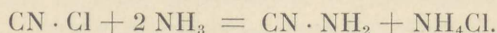
Kulsyren bortgaar i Form af Kuldioxyd, og Ammoniakken bindes af Saltsyren.

Kaliumtiocyanat (Kaliumrodanid), $KCNS$, fremstilles ved Sammensmeltning af Kaliumcyanid med Svovl. Det er et hvidt, letopløseligt Salt, som med Ferrisalte giver en intensiv rød Farve, hvorfor det kan benyttes til Paavisning af smaa Mængder af Ferrisalte. Det er afledet af Tiocyansyre (Rodanbrinte), $HCNS$.

Cyanamid, $CN \cdot NH_2$. Naar man leder Klor til Cyanbrinte, dannes Klorcyan, $CN \cdot Cl$:

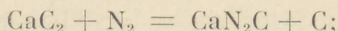


Klorcyan reagerer med Ammoniak under Dannelse af Cyanamid, $CN \cdot NH_2$:



Cyanamid er et krystallinsk, letopløseligt Stof, der virker som en svag, tobasisk Syre. Det vigtigste af dets Salte er Kaliumcyanamid, $CN \cdot NCa = CaN_2C$, som er opløseligt i Vand med alkalisk Reaktion. Dette Salt er den virksomme Bestanddel i det saakaldte Kalkkvælstof, der anvendes som Kvælstofgødning.

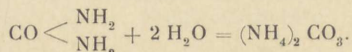
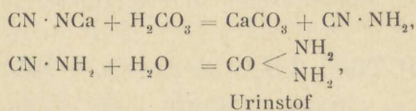
Kalkkvælstof eller, som det rettere bør kaldes, Karbidkvælstof fremstilles ved Glødning af Kalciumkarbid i en Strøm af iltfrit Kvælstof:



det nødvendige iltfri Kvælstof vindes sædvanlig ved Fraktionering af flydende Luft.

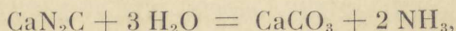
Karbidkvælstof gaar i Handelen som et graat Pulver, der kun er delvist opløseligt i Vand; Produktet indeholder foruden Kalciumcyanamid altid Kulstof og fri Kalk; dets Kvælstofindhold plejer at ligge i Nærheden af 20 pCt.

Naar Karbidkvælstof bringes ud i Jordbunden, frigøres ved Kulsyre's Indvirkning Cyanamid, og denne Forbindelse plejer derpaa hurtig ved Indvirkning af Katalysatorer og Bakterier, som er tilstede i Jorden, at omdannes til Urinstof og videre til Ammoniumkarbonat, hvorved Kvælstoffet bliver tilgængeligt for Planterne:

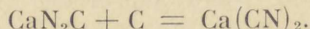


Cyanamidet kan undertiden omsætte sig paa anden Vis. Ved Opvarmning med Vand kan man omdanne det til Dicyandiamid, $\text{C}_2\text{N}_4\text{H}_4$, og hvis de endnu ikke helt kendte Faktorer, ved hvilke Cyanamidet i Jorden hurtig omdannes til Urinstof og Ammoniumkarbonat, undlader at gøre sig gældende, kan det ogsaa i Jordbunden omdannes til Dicyandiamid; dette er uheldigt, da Dicyandiamid er et meget bestandigt Stof, hvis Kvælstof ikke er tilgængeligt for Planterne, men som tværtimod synes i større Mængde at kunne virke som Plantegift. Ogsaa ved Lagring af Karbidkvælstof i længere Tid har man iagttaget en Dannelse af Dicyandiamid i det; man har derfor ikke altid det rette Maal for Værdien af Karbidkvælstof i dets samlede Kvælstofindhold.

Af Karbidkvælstof kan man fremstille Ammoniak ved Behandling med overhedet Vanddamp:



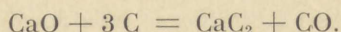
og Cyanforbindelser ved Smeltning med Natriumklorid, idet derved det tilstedeværende Kulstof optages af Kalciumcyanamidet under Dannelse af Kalciumcyanid:



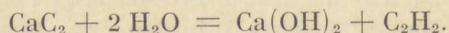
Kulstoffets Metalforbindelser.

Kulstof kan ved høje Temperaturer gaa i Forbindelse med mange Metaller under Dannelse af Karbider, som sønderdeles af Vand eller Syrer under Udvikling af Kulbrinter.

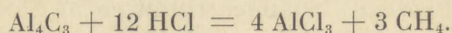
Kalciumkarbid, CaC_2 , fremstilles ved Ophedning af Kul med brændt Kalk i en elektrisk Ovn:



Det tekniske Produkt er et graaligt, fast Stof, som udvikler Acetylen med Vand:



Aluminiumkarbid, Al_4C_3 , dannes ved Ophedning af Aluminiumilte med Kulstof i en elektrisk Ovn; det udvikler med Vand og hurtigere med Saltsyre Metan:



Brændselsstoffer.

Frembringelse af Varmeenergi finder i det menneskelige Samfund næsten udelukkende Sted ved Forbrænding af forskellige kulstoffoldige Materialer, de saakaldte *Brændselsstoffer*. For at et Stof skal egne sig til Brændsel, maa det for det første forbinde sig med Ilt under Udvikling af en stor Varmemængde, og for det andet maa Reaktionshastigheden mellem Brændselet og Ilt ved alm. Temp. være yderst ringe og først ved *Antændelse*, d. v. s. ved Ophedning over en vis Antændelsestemperatur, blive stor. Det er det sidstnævnte Forhold, der betinger, at Mennesket selv er i Stand til at bestemme, naar og hvor Brændselets Varmeevne skal komme til Udvikling. Jo mindre Reaktionshastigheden ved alm. Temp. er, desto bedre kan Brændselet opbevares, desto mindre er Muligheden for Brændselets Selvantændelse, og desto mindre er altsaa Faren for at faa Varmen udviklet paa urette Sted, men til Gengæld vil i Almindelighed Antændelsestemperaturen for Brændselet ligge højere, og det vil være vanskeligere at fyre op, d. v. s. at faa Varmen udviklet, naar man har Brug for den.

I det følgende skal gennemgaas de vigtigste faste, flydende og luftformige Brændselsmaterialer.

Fast Brændsel.

Naturlige Brændselsstoffer. Det sorte Stof, som under Navn af Kul brydes i Kulminerne hele Jorden over, indeholder i Virkeligheden næppe frit Kulstof, men maa opfattes som en Blanding af kulstofrige, organiske Forbindelser, bestaaende af Kulstof, Brint og Ilt. Kullene er opstaaede af Planterester, som har henligget lange Tidsrum i Jorden, og som derved har undergaaet en gennemgribende Omdannelse. Træ, Tørv, Brunkul, Stenkul, Antracit er forskellige Trin ved denne Forkulningsproces i Naturen. Af den følgende Tabel kan man se, hvorledes S sammensætningen af Stoffet forandres, efterhaanden som Forkulningen skrider frem. Ved Angivelsen af Stoffernes S sammensætning er Aske og Fugtighed forud fra-dragne, og Tallene repræsenterer en Gennemsnitsværdi for vedkommende Materiale.

	Kulstof	Brint	Ilt	Kvælstof
Træ	50 pCt.	6 pCt.	43 pCt.	1 pCt.
Tørv	59 -	6 -	34 -	1 -
Brunkul	69 -	6 -	24 -	1 -
Stenkul	82 -	5 -	12 -	1 -
Antracit	95 -	2,4 -	2,4 -	0,2 -

Ved Forkulningsprocessen bortgaar Kuldioxyd og Vand samt lidt Kulbrinte, og det tilbageblivende faar derved et stadig større Kulstofindhold og et stadig mindre Iltindhold. Medens Brunkul endnu har bevaret en Del af Planteresternes oprindelige Struktur, er denne næsten fuldstændig gaaet tabt i Stenkul.

De Stoffer, som dannes ved den naturlige Forkulningsproces, benyttes alle som Brændsel; det vigtigste af dem er **Stenkul**. Det kendes i mange forskellige Sorter, som kaldes *fede* eller *magre*, alt eftersom de ved Ophedning afgiver en større eller mindre Mængde Gas. Man skelner mellem Nøddekul, Dampkul og Gaskul. De magre Nøddekul afgiver ved Ophedning ikke megen Gas og brænder med en kort, lidet sodende Flamme; de anvendes fortrinsvis til Husholdningsbrug. Dampkul afgiver mere Gas og brænder med en lang Flamme, som fra Ildstedet kan slaa hen under en lang Dampkedel; de bruges navnlig i Fabrikker og gaar ofte i Han-

delen i meget store Stykker. De fede Gaskul er meget gasrige; af dem fremstilles i Gasværkerne ved Ophedning Belysningsgas. Stenkul er et letantændeligt Brændsel, hvormed det er let at fyre op, men med hvilket man ogsaa er udsat for Selvantændelse, naar store Mængder er samlet i Bunker eller i Skibes Lastrum.

Forædlede Brændselsstoffer. Alle de naturlige Brændselsstoffer afgiver ved Ophedning uden Luftens Adgang (ved *tør Destillation*) flygtige Bestanddele og omdannes til mere eller mindre askeholdigt amorft Kulstof: Ophedningen frembringer en vidtgaaende Forkulning.

Af Træ har man saaledes fra gammel Tid fremstillet Trækul ved at underkaste det en ufuldstændig Forbrænding i Miler; i disse frembringes den til Forkulningen nødvendige Varme hovedsagelig ved Forbrænding af de flygtige Bestanddele af Træet. Denne Fremgangsmaade er lidet økonomisk, fordi den kun meget ufuldstændig tillader at udvinde de dannede flygtige Stoffer. Nu til Dags fremstiller man Trækul ved at ophede Træet i lukkede Retorter med Afledningsrør for de udviklede Damp; herved bliver man i Stand til at udvinde Gassen og de øvrige flygtige Stoffer, som destillerer af ved Forkulningen (Træsyre og Trætjære).

Af Stenkul vinder man i Gasværkerne og i Koksfabrikkerne ved Ophedning i Retorter Koks. I Gasværkerne er Hovedproduktet den brændbare Gas, som afgives ved Ophedningen, og der arbejdes hen til at faa Gas i saa rigelig Mængde og saa god Kvalitet som mulig. I Koksfabrikkerne er Koksene Hovedproduktet, og der arbejdes hen til at fremstille saa gode og tætte Koks som mulig. Cinders er et ældre Navn før Koks fra Koksfabrikker. Navnlig til Udsmeltning af Jern af dets Malme bruges store Mængder af tætte og stærke Koks.

Koks er et Brændsel, der i Modsætning til Stenkul udmærker sig ved at brænde næsten *uden Flamme*; det har jo afgivet sine flygtige, brændbare Bestanddele. Det er et meget *renligt* Brændsel, der næsten ikke soder; men det er *vanskeligt at antænde*, og dette bevirker ikke blot, at det er vanskeligt at fyre op med Koks, men det bevirker ogsaa, at et Koksfy

er vanskeligt at holde svagt brændende; naar man lukker til for en Kakkelovn, i hvilken der fyres med Koks, synker Koksenes Temperatur let ned under deres Antændelsestemperatur, og Kakkelovnen gaar ud, selv om man igen lukker op for Trækken. Stenkul og i endnu højere Grad Tørv kan derimod taale at afkøles stærkt, uden at Ilden gaar ud, da deres Antændelsestemperatur ligger lavt: de er godt egnede til at holde en svag Ild vedlige. I de almindelige stedsebrændende Magasinovne her i Landet, hvor man kun fyrer en eller to Gange om Dagen, er man som oftest nødt til at fyre med Koks; thi hvis man fyrer med Kul, vil den Gas, der uddrives af Kullene, lige efter at de er fyldt paa Kakkelovnen, for Størstedelen gaa bort i Skorstenen uden at brænde, hvilket betyder et stort Tab, og desuden vil den udviklede Gas kunne frembringe ubehagelige Explosioner i Ovnene og Skorstenen. Der er dog konstrueret *røgforbrændende* Magasinovne til Kulfyring, hvor disse Ulæmper er undgaaede. Koks udvikler pr. Kilogram omtrent samme Varmemængde som Kul (Nøddekul); men en Hektoliter Koks varmer alligevel langt mindre end en Hektoliter Kul; thi Koks er mere porøse end Kul, og en Hektoliter Koks vejer ikke engang to Tredjedele af, hvad en Hektoliter Kul vejer.

Briketter. Naar et Brændselmateriale foreligger som et finere eller grovere Pulver, som *Smuld*, har det en langt ringere Værdi end ellers; thi Smuldet kan ikke brænde ordentlig i en Kakkelovn, da man ikke kan faa Træk igennem det. Men ved at blande Smuldet med et Bindemiddel som Kultjære eller Beg og presse det sammen ved meget højt Tryk, kan man forme det til *Briketter* og derved vinde et fortræffeligt Brændsel.

Det er mest *økonomisk* at købe det Brændsel, som for de samme Penge giver den største Varmemængde, naar det da iøvrigt egner sig til den paatænkte Anvendelse. Til Hjælp ved en saadan Beregning er der i den følgende Tabel angivet dels den gennemsnitlige Vægt af de Enheder, efter hvilke Salget plejer at foregaa, og dels den Varmemængde, som udvikles ved Forbrænding af et Kilogram af vedkommende Brændsel (dets *Brændværdi*). Brændværdien kan variere en Del med Kvaliteten, og de angivne Tal repræsenterer derfor

kun Gennemsnitsværdier for de almindelige gode Handelsvarer her i Landet.

	Enhed	Vægt	Brændværdi pr. kg
Nøddekul	Hektoliter	74 kg	6500 kg. Kal.
Dampkul	—		7000 —
Antracit, Wales	—	82 -	8000 —
Antracit, skotske	—	78 -	7300 —
Koks, danske	—	42 -	6000 —
Koks, engelske	—	44 -	6500 —
Brunkul	—		5000 —
Brunkulsbriketter	1000 Stk.	333 -	4700 —
Tørv	—	400 -	3700 —
Bøgebrænde	Favn	1200 -	3700 —
Bjærgfyrbænde (Knippel)	—	900 -	3650 —

Kvaliteten af et Brændselsmateriale afhænger meget af dets Indhold af *Fugtighed* og *Aske*. Træ og Tørv indeholder i lufttørret Tilstand sædvanlig endnu ca. 20 pCt. Vand; men de kan i fugtig Luft optage meget mere Vand; Koks kan optage meget Vand i sine Porer og egner sig derfor ikke til at sælges efter Vægt; derimod besidder Stenkul kun ringe Evne til at optage Vand. Askemængden er for Brænde altid lille, men kan for de øvrige Materialer, særlig naturligvis for dårlige Kvaliteter, være meget betydelig.

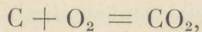
Om Fyring.

Varmetabet. Den Varmemængde, som et Brændselsmateriale udvikler ved sin Forbrænding, dets *Brændværdi*, har en ganske bestemt Størrelse; men denne faar man i sine Ovne kun ufuldstændig udnyttet. Fra et Kōmfur gaar saaledes ved Ledning og Straaling megen Varme unyttet ud i Køkkenet. En særlig Interesse knytter sig til *Skorstenstabet*, d. v. s. det Tab, man lider, ved at der gaar Varme og ufuldstændig brændt Materiale bort gennem Skorstenen. Ved en Kakkellovn vil Skorstenstabet sædvanlig være det eneste Varmetab, som man har at regne med.

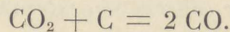
Den Varmemængde, der gaar tabt i Skorstenen, afhænger af Røgens Temperatur, Mængde og Sammensætning. For at

gøre dette Tab saa lille som mulig maa man konstruere sin Ovn saaledes, at Røgen faar Lejlighed til at afgive sin meste Varme, inden den gaar i Skorstenen, men man maa dog ikke afkøle den helt; thi i saa Fald kan man nemlig ikke faa Skorstenen til at trække. Endvidere maa man sørge for, at Røgen ikke indeholder et Overskud af atmosfærisk Luft; thi dette vil forøge Røgens Mængde og slæbe Varme med ud i Skorstenen. Et lille Overskud af atmosfærisk Luft er man dog nødt til at anvende; thi ellers opstaar der Tab, ved at Kulstøv, Kulilte og andre brændbare Stoffer bortgaar uforbrændt. Selve Kulstøvet i en selv meget sort Røg spiller ikke nogen videre økonomisk Rolle, dertil er dets Vægt for lille; men dets Optræden er et daarligt Tegn; thi det tyder paa, at der brændes med for lidt Luft, og Røgen indeholder derfor sandsynligvis Kulilte, og da Kulstof ved at brænde til Kulilte kun udvikler henimod en Tredjedel af hele sin Forbrændingsvarme, er dette meget uøkonomisk. Meget skadelige er Utætheder i Ovnen over Brændselslaget; thi disse formindsker Trækken op gennem Brændselet og fremmer derved ufuldstændig Forbrænding, samtidig med at de giver Røgen et stort Overskud af Luft.

Kulilte-dannelsen. Naar den friske Luft kommer op gennem Risten til det glødende Brændsel, dannes altid først Kuldioxyd efter Ligningen:



og Kuldioxyddannelsen fortsættes paa Luftens Vej op gennem det glødende Brændsel, indtil Luften derved har mistet al sin Ilt. I dette Øjeblik indeholder Luften endnu ikke Kulilte i paaviselig Mængde; men paa sin videre Vej op gennem det glødende Brændsel vil den efterhaanden blive mere og mere kulilteholdig, idet Kuldioxydet i den iltfri Luft vil reagere med Kulstof efter Ligningen:



Ved økonomisk Fyring gælder det om at afpasse Brændselslagets Højde og Trækkens Størrelse saaledes, at Luftens Ilt netop fuldstændig er brugt op, naar Luften har passeret hele det glødende Brændselslag. I Praxis er det naturligvis ikke mulig helt at overholde dette, og af de to Onder, Kulilte-

dannelse og Luftoverskud, foretrækker man det sidste som det mindst skadelige og brænder med et Overskud af Luft (oftest med henimod det dobbelte af den teoretisk nødvendige Luft). Vore Kakkelovne bør være saaledes konstruerede, at de med det højst mulige Brændselslag normalt endnu ikke giver Kulilte-dannelse, men i saa Fald kan det ikke undgaas, at de med lavt Brændselslag brænder med stort Overskud af Luft. Den for Kulilte-dannelsen gunstigste Situation fremkommer, naar man efter Paafyring ved at aabne for Luftventilen faar Brændselsmassen i fuld Glød og derpaa skruer Luftventilen til igen; den ringe Lufttilførsel, det høje Brændselslag og den høje Temperatur vil da begunstige Kulilte-dannelsen, og indtil Brændselets Temperatur igen er sunket, vil det næppe være mulig at undgaa at faa en betydelig Kulilte-dannelse. Særlig uheldigt, ja farligt er det at formindske Trækken i den stærkt brændende Kakkelovn ved at tillukke et Spjæld foroven; thi da vil den dannede Kulilte søge ud af Kakkelovnen gennem dens Utætheder og give Anledning til *Kulosforgiftning*.

Ved en god Fyring udgør Skorstenstabet 20—30 pCt. af Brændværdien, men ved daarlig Fyring kan Tabet stige til 50 pCt. og højere. Fyringen kontrolleres lettest ved Bestemmelser af Kuldioxyd og Kulilte i Røgen; der skal være mindst 8 pCt. Kuldioxyd og ingen Kulilte.

Flydende Brændsel.

Mangfoldige Steder paa Jordens Overflade, f. Ex. i Pennsylvanien og i Kaukasus, findes Olie-distrikter, hvor man ved Boring ned i Jorden kan udvinde en uren, flydende Blanding af Kulbrinter, den saakaldte *Jordolie* eller *Nafta*.

Man ved endnu ikke med Sikkerhed, hvorledes Jordolien er opstaaet, men sandsynligvis stammer den fra mægtige Aflejringer af fedtholdige, forhistoriske Dyr og Planter, hvis Fedtstof i Tidernes Løb er blevet omdannet til Jordolie, medens de øvrige mindre bestandige organiske Stoffer er forsvundne.

Jordolien kan benyttes umiddelbart som flydende Brændsel, f. Ex. under Dampkedler, men sædvanlig skiller man den ved Destillation i Kulbrinteblandinger af forskellig Flygtighed, af hvilke de vigtigste er *Benzin* (Kgp. 70°—120°) og *Petroleum* (Kgp. 150°—300°). Resten fra Destillationen af Jordolie, som koger højere end 300°, bruges enten som flydende

Brændsel (Masut i Rusland) eller som Raastof for Fabrikationen af Smøreljer og Vaseline.

Benzin og Petroleum er Vædsker, som er lettere end Vand. De kan ikke blandes med Vand, men lægger sig som Lag ovenpaa det.

Benzin er meget *brandfarligt*; det fordamper allerede ved alm. Temperatur saa livlig, at Luften i Nærheden af en Benzinoverflade er brændbar eller explosiv. Petroleum er tungere flygtigt og derfor mindre brandfarligt.

Luften over Petroleumet i en Petroleumsbeholder indeholder ved alm. Temp. saa lidt Petroleumsdamp, at den ikke kan antændes. Den Temperatur, ved hvilken Luften over Petroleum i en Beholder bliver brændbar eller explosiv, kaldes Petroleumets *Flammepunkt*; den bør ligge over 21° C.

Sprit (Alkohol, Spiritus, Vinaand) er en flygtig, organisk Forbindelse med Formlen C_2H_6O (Kgp. 78°). Den fremstilles af Korn eller Kartoffler; Forsøg paa at fremstille den af billigere Materialer, f. Ex. Tørv, har endnu ikke ført til lønnende Resultater. Sprit varmer ikke saa stærkt som Benzin, men den har det Fortrin fremfor denne, at den ikke soder. Til Motorbrug egner Sprit sig ikke saa godt som Benzin, fordi den udvikler mindre Varme og er vanskeligere at tænde.

	Vægtfylde	Brændværdi pr. kg
Sprit	0,8	6500 kg. Kal.
Benzin	0,7	10500 —
Petroleum	0,8	10000—11000 —

Luftformigt Brændsel.

Den *nemmeste* og *renligste* Fyring opnaar man med luftformigt Brændsel. I Laboratorier og Køkkener benytter man af den Grund til Opvarmning hovedsagelig den almindelige *Belysningsgas*. For Industrien bestaar Fordelen ved luftformigt Brændsel i, at man dermed kan opnaa en fuldstændig Forbrænding uden at behøve at bruge Overskud af Luft. Dette bevirker, at man ved Fyring med luftformigt Brændsel kan arbejde med lille Skorstenstab og naa høje Temperaturer.

De vigtigste Arter af luftformigt Brændsel er Stenkulsgas, Vandgas og Generatorgas.

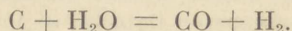
Stenkulsgas fremstilles i Gasværker ved Ophedning af Stenkul i Retorter af ildfast Ler. Den udviklede Gas befries ved Afkøling for Tjære og Gasvand og renses derpaa yderligere ved Vaskning med Vand for Ammoniak (i Skrubberen) og ved at passere hen over Myremalm for Svovlbrinte. Derefter ledes den til store Gasbeholdere, hvorfra den fordeles til Forbrugerne.

Stenkulstjæren bestaar af en Mængde forskellige organiske Stoffer og leverer Raamaterialerne til Fremstilling af en Mængde Farvestoffer og Lægemidler. Gasvandet indeholder en betydelig Mængde Ammoniak i Form af Ammoniumkarbonat og bruges til Fremstilling af Ammoniumsulfat, som er en vigtig Kvælstofgødning (se Side 107). Myremalm er et naturligt forekommende Ferrihydroxyd; det ilter Gassens Svovlbrinte til frit Svovl, og det absorberer endvidere Gassens ubetydelige Indhold af Cyanbrinte under Dannelse af Berlinerblaat. Af den brugte Myremalm kan udvindes Svovl og Kaliumferrocyanid.

Den rensede Gas bestaar hovedsagelig af Brint og Metan, men desuden findes smaa Mængder af andre Kulbrinter, af Kulilte og Kuldioxyd og af mange andre Stoffer. Det er ikke muligt at rense Gassen fuldstændig for Svovlforbindelser; derfor dannes ved Gassens Forbrænding altid lidt Svovldioxyd og Svovlsyre; det er disse Stoffers Dannelse, som bevirker, at Planter ikke kan trives i Værelser, hvor der brændes Gas. Gassens egen Giftighed skyldes dens Indhold af Kulilte.

En Kubikmeter Stenkulsgas udvikler ved sin Forbrænding ca. 5000 kg. Kal., altsaa noget mindre Varme end et Kilogram Kul eller Koks; naar man kender Priserne, kan man ud fra denne Angivelse sammenligne Bekostningen ved Opvarmning med Gas og med fast Brændsel, men herved bør man altid erindre, at Gassens Brændværdi udnyttes fuldstændigere end det faste Brændsels, og at det er bekvemmere at arbejde med Gas end med fast Brændsel.

Vandgas er Navnet paa en brændbar Gas, som man fremstiller ved at lede Vanddamp hen over stærkt glødende Koks (eller Antracitkul). Den bestaar hovedsagelig af Brint og Kulilte, som er dannede efter følgende Ligning:



Vandgasdannelsen er en *endoterm* Proces, og følgelig afkøles de glødende Kul ved Tilledningen af Vanddamp; naar

deres Temperatur er sunken saa langt ned, at de kun gløder svagt, lukker man for Tilførslen af Vanddamp og blæser Luft paa dem; derved bliver de igen stærkt glødende og kan give Vandgas med Vanddamp; ved en saadan Vexeldrift kan man omtrent hvert Kvarter vinde en ny Portion Vandgas. Vandgas bruges ofte som Tilsætning til Stenkulsgas.

Vandgas brænder med en ikke lysende Flamme og er paa Grund af sit store Kulilteindhold væsentlig giftigere end Stenkulsgas. Ved Tilsætning af forskellige kulrige Kulbrinter, f. Ex. Benzol, kan man *karburere* den og faa den til at brænde med lysende Flamme. En Kubikmeter Vandgas udvikler ved sin Forbrænding ca. 2800 kg Kal.

Generatorgas (Luftgas). Naar et Fyrsted indeholder et *højt* Lag af *stærkt glødende* Brændsel, vil den Luft, som forlader det, være en brændbar Blanding af *Kulilte og Kvælstof*, idet det forneden i Fyrstedet dannede Kuldioxyd vil være blevet reduceret til Kulilte i de højere Regioner af Brændselslaget. Et Fyrsted, der er indrettet til at drives paa denne Maade, kaldes en *Generator*, og den brændbare Luft, som det afgiver, kaldes *Generatorgas*.

Generatorgas bruges til Opvarmning i Glasværker, i Porcellænsfabrikker, ved Staaludsmeltning, i Gasværker og mange andre Steder.

I Generatoren udvikles ved Kuliltens Dannelse henimod en Tredjedel af Kulstoffets Forbrændingsvarme. For ikke at miste denne Varmemængde bør man omgive Generatoren med varmeisolerende Murværk og opstille den i Nærheden af den Ovn, hvor Gassen skal bruges, saa at Gassen ikke afkøles paa Vejen derhen. Den Luft, som man maa tilføre Generatoren for at faa Generatorgassen dannet, kaldes den *primære* Luft, og den Luft, som man senere maa tilføre Generatorgassen, naar den skal brænde til Kuldioxyd, kaldes den *sekundære* Luft. Hvis man sørger for at undgaa Overskud af Sekundærluft, og hvis man i *Regeneratorer* forvarmer Sekundærluften med den varme Røggas, som fra Ovnen gaar til Skorstenen, kan man ved Fyring med Generator holde Skorstenstabet nede paa meget smaa Værdier og opnaa meget høje Temperaturer.

Kraftgas (Dowsongas). Naar man blæser en Blanding af Luft og Vanddamp ind i en Generator, faar man dannet en Blanding af Generatorgas og Vandgas. Kraftgas er en saadan Blanding, som er vunden ved Tilledning af Luft og Vanddampe i et saaledes afpasset Forhold, at den Varmemængde, der udvikles ved Generatorgassens Dannelse, er tilstrækkelig til at levere den Varmemængde, der kræves til Vandgasdannelsen.

Om Flammer og Belysning.

En Flammes Bygning. Naar man tænder Gas, der strømmer ud af en Brænder, dannes en *Flamme*; i denne foregaar Gassens Forbrænding i en Zone udenfor Brænderens Aabning, der hvor Gassen og Luften sammenblandes. Denne *Forbrændingszone*, hvor Udviklingen af Varme finder Sted, har sin faste Beliggenhed, men det er stadig ny Gas, som brænder. Paa Vejen henimod Forbrændingszonen forvarmes Gassen og Luften ved at modtage Varme fra Forbrændingszonen, og paa Vejen bort fra Forbrændingszonen afkøles de glødende Forbrændingsprodukter og opblandes med kold Luft.

Til Dannelse af en Flamme kræves, at et *luftformigt* Stof strømmer ud i en anden Luftart, med hvilken den kan reagere under Udvikling af Varme og Lys. Brint kan brænde med Flamme ikke blot i Ilt og Luft, men ogsaa i Klor, og omvendt kan Ilt og Klor brænde med Flamme i en Brintatmosfære. Naar fast og flydende Brændsel tilsyneladende ofte brænder med Flamme, skyldes dette, at de ved Ophedning afgiver brændbare Damp. I en Petroleumslampe dannes Flammen af brændende Petroleumsdamp.

En Flamme kan ikke slaa igennem et koldt Metaltraadnet, fordi dette afkøler den brændende Luftblanding ned under dens Antændelsestemperatur; dette benyttes i *Davy's* Sikkerhedslampe.

Lysende og ikke lysende Flammer; Bunsenflammen.

Glødende Luftarter udsender ved samme Temperatur langt mindre Lys end glødende faste Stoffer, og Flammer lyser derfor kun kraftig, naar de indeholder glødende faste Partikler. I en almindelig lysende Gasflamme (Snitbrænder eller Argandbrænder) bestaar de glødende Partikler af Kulstof; dette kan man konstatere ved at holde en kold Genstand ind i Flammen; thi derpaa udskiller Kulstoffet sig i fast Form (*Sod*). Ved at blande Gassen med Luft, inden den brændes, kan man hindre Dannelsen af Kulstofpartikler og vinde en ikke lysende og ikke sodende Flamme, en *Bunsenflamme*. Da Gasflammen ved Lufttilblandingen bliver mindre i Udstrækning, men den udviklede Varmemængde forbliver uforandret, besidder Bunsen-

flammen en højere Temperatur end den lysende Flamme. I Laboratorielamper og i Kogegasapparater benytter man sædvanlig de ikke lysende Bunsenflammer for at undgaa Soddannelse og faa Varmen mere koncentreret.

Laboratoriets Bunsenlamper bestaar af et Fodstykke, forsynet med et vidt Indtrædelsrør og et snævert Udstrømningsrør for Gassen; ovenover

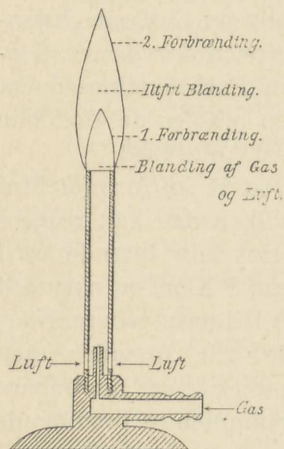


Fig. 9. En Bunsenlampe.

Udstrømningsrøret er anbragt en Skorsten, forsynet med Lufthuller forned, gennem hvilke der tilføres Gassen Luft, inden den brænder ovenfor Skorstenen (se Figur 9). I Bunsenflammen kan man skelne mellem en *indre Kegle* og et *ydre Slør*. Inden i den indre Kegle findes en uforbrændt Blanding af Gas og Luft; paa den indre Kegles Grænseflade brænder Gassen saa vidt, som den gennem Skorstenens Lufthuller tilblandede Luft slaar til (1. Forbrænding), og der dannes en glødende *iltfri Luftblanding*, som er rig paa Kulilte og Brint; denne brændbare Blanding strømmer videre gennem det ydre Flammeslør og brænder i Yderkanten af Sløret, hvor den kommer i Berøring med den atmosfæriske Luft, fuldstændig til Vand og Kuldioxyd (2. Forbrænding).

En Bunsenflamme kan *slaa ned*, navnlig naar man tilblander for megen Luft til Gassen. At Flammen er slaaet ned, vil sige, at den første Forbrænding finder Sted nede i Skorstenen, hvor Gassen strømmer ud af det snævre Rør.

Dette Fænomen indtræder, naar den Hastighed, hvormed Blandingen af Gas og Luft strømmer op gennem Skorstenen, er mindre end den Hastighed, hvormed Forbrændingen fra et brændende Sted udbreder sig videre i Blandingen. Jo mere Luft, man har tilblandet, desto hurtigere forplanter Forbrændingen sig i Blandingen, og desto lettere slaar Flammen tilbage.

Gasglødenettet. Til Belysning er det uøkonomisk at nøjes med det Lys, som udsendes fra en almindelig lysende Gasflamme, og som skyldes de i denne udskilte faste Kulstofpartikler; det er bedre at aflyse Flammen helt ved Lufttilførsel og benytte den udviklede Varme til at bringe et Net af Toriumilte med lidt Ceriumilte (1 pCt.) i Glød; thi et Net af denne Sammensætning har vist sig at udsende særlig meget Lys ved Anbringelse i en Bunsenflamme.

Gasglødenet fremstilles ved, at man væder et strikket Væv af Ramie med en Opløsning af Torium- og Ceriumnitrat i det rette Forhold og derpaa

ved Glødning bortskaffer det organiske Stof og omdanner Nitraterne til Ilt. Da Nettet er meget skørt, overtrækker man det i Fabrikkerne med en let forbrændelig Lak. I denne Tilstand kan det taale Forsendelse, og naar det er bragt paa Plads, kan man med en Tændstik tænde Lakken og brænde den bort.

Silicium.

Si = 28,3.

Silicium er næst Ilt det Grundstof, som forekommer i størst Mængde i Jordskorpen; det spiller i Mineralverdenen en lignende overvejende Rolle, som Kulstof spiller i Dyre- og Planteverdenen. Det forekommer aldrig frit, men træffes altid bundet til Ilt enten som Kiselsyreanhydrid, som Kiselsyre eller som Silikat.

Frit Silicium. Silicium er i fri Tilstand et kulstoflignende fast Stof. Det har stor Affinitet til Ilt og Fluor og danner med disse Grundstoffer vigtige Forbindelser, i hvilke det stedse er *tetravalent*. Det frie Silicium har hidtil ikke fundet praktisk Anvendelse.

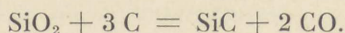
Siliciumets iltholdige Forbindelser.

Siliciumdioxyd (Kiselsyreanhydrid), SiO_2 , er et farveløst, tungtsmelteligt Stof, som forekommer meget udbredt i Naturen. Det træffes dels krystallinsk som Kvarts og dels amorft, f. Ex. som Flint. Naar det optræder i store, klare Krystaller, kaldes det Bjærgkrystal. Kornene i det almindelige Sand og i Sandsten bestaar sædvanlig af Kvarts.

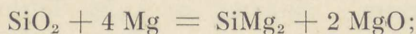
Siliciumdioxyd er i alle sine Former et *meget haardt* Stof; derfor blev Flint i Stenalderen benyttet til Redskaber, og derfor anvendes i Nutiden Sandsten til Slibesten og Agat, en særlig Form af Stoffet, til Instrumentdele, som skal besidde stor Haardhed. I Naturen træffes Varieteter af Siliciumdioxyd, som paa Grund af Urenheder er *smukt farvede*; de anvendes til Nipsgenstande og Smykker.

Kemiske Egenskaber. Siliciumdioxyd er en *meget bestandig* Forbindelse, som kun kan reduceres ved Glødning med meget stærkt reducerende Stoffer. *Kulstof* virker først

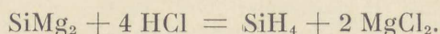
reducerende ved meget høj Temperatur, og det frigjorte Silicium forbinder sig ved den høje Temperatur strax med Kulstof til **Siliciumkarbid**, SiC:



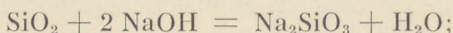
Denne Forbindelse fremstilles fabrikmæssig ved Ophedning af Kvarts med Kul i elektriske Ovne og anvendes under Navn af *Karborundum* som Slibemiddel; dens Haardhed nærmer sig Diamantens. *Magnium* kan reducere Siliciumiltet ved lavere Temperatur end Kulstof, men ogsaa dette Reduktionsmiddel er tilbøjeligt til at forbinde sig med det frigjorte Silicium; hvis man tager Overskud af Magnium, faar man ved en meget livlig Reaktion, der kun behøver at indledes ved lokal Opvarmning, dannet en Masse, som indeholder **Magnium-silicid**, SiMg₂:



denne Masse giver med Saltsyre Udvikling af luftformig, selvantændelig **Siliciumbrinte**, SiH₄:



Siliciumdioxyd er et *surt Ilte*, idet det er Anhydrid af Kisel-syre; men da det er uopløseligt i Vand, kan man ikke paavise dets sure Natur ved at prøve dets Reaktion paa Lakmus. For de amorfe Formers, f. Ex. Flintens, Vedkommende kan man føre Paavisningen ved at koge med Natronlud, bedst ved højere Tryk; herved dannes en Opløsning af Kiselsyrens Natriumsalt. Det krystallinske Kvarts er saa uopløseligt, at det end ikke paavirkes ved Kogning med Natronlud; for at paavise dets sure Natur maa man gløde det med Natriumhydroxyd eller Natriumkarbonat; først herved dannes Natriumsilikat:



Kiselsyre. Naar man sætter Saltsyre til en Opløsning af Natriumsilikat, frigøres Kiselsyren strax, og hvis Opløsningen er nogenlunde stærk, udskilles Kiselsyren som et *géléagtigt* Bundfald, men hvis Opløsningen er noget fortyndet, kan den holde sig klar i længere Tid efter Tilsætningen af Saltsyre og

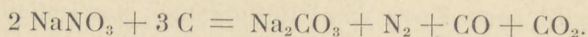
stivner først efterhaanden til en géléagtig Masse, og af en stærkt fortyndet Opløsning udskiller Kiselsyren sig slet ikke. Ved Inddampning til Tørhed paa Vandbad faar man dog i alle Tilfælde Kiselsyren udskilt som *et hvidt Pulver, der ikke mere kan opløses i Vand eller Syrer*. De Opløsninger af Kiselsyre, som dannes, naar Syren frigøres af sine Salte, besidder en særlig Natur; de er *kolloide*, hvilket senere vil blive nærmere forklaret.

Det er umuligt at angive nogen bestemt Formel for Kiselsyren, da denne Syre ved Tørring taber Vand, uden at man med Sikkerhed kan konstatere Dannelsen af bestemte Hydrater. Den skrives oftest H_4SiO_4 (Ortokiselsyre) eller H_2SiO_3 (Metakiselsyre). Jo stærkere man tørrer, desto mere Vand taber den, og ved Glødning giver den Siliciumdioxid. Heller ikke ved Analyse af Silikaterne kan man udlede en bestemt Formel for Kiselsyre; thi Formlerne for Silikaterne svarer til Kiselsyrer med meget forskelligt Vandindhold.

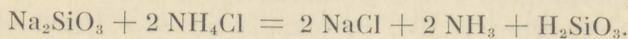
Salte, der svarer til H_4SiO_4 (eller $SiO_2 \cdot 2H_2O$), kaldes for Ortosilikater; Salte, der svarer til H_2SiO_3 (eller $SiO_2 \cdot H_2O$), kaldes for Metasilikater; mange Silikater er afledede af langt mere indviklet sammensatte Kiselsyrer, f. Ex. $H_2Si_3O_7$ (eller $3SiO_2 \cdot H_2O$). De Kiselsyrer, som uddrives med Saltsyre af forskellige Silikater, optræder ofte med forskellige Egenskaber, men man har ikke kunnet paavise, at deres Vandindhold svarer til Silikaternes Sammensætning.

Silikater. Af Silikaterne er kun Alkalisaltene opløselige i Vand, medens de øvrige (ogsaa de Dobbelt-silikater, der indeholder Alkalisilikat som den ene Bestanddel) er uopløselige. Blandt de uopløselige er der nogle, som kan sønderdeles ved Kogning med Saltsyre; det er navnlig de *baserige* Silikater, f. Ex. Cement. Men de fleste er saa tungtopløselige, at de modstaar stærke Syrers Indvirkning, og naar man vil have dem sønderdelt, maa man først smelte dem med Natriumkarbonat; Natriumkarbonatet omsætter sig derved med det modstandsdygtige Silikat under Dannelse af Natriumsilikat, som kan sønderdeles af Saltsyre. Istedetfor at smelte Silikatet med Natriumkarbonat ved udefra tilført Varme, kan man blande det med Salpeter og Kønrog, forme Blandingen til en Kegle ved Hjælp af Alkohol og brænde Blandingen af. En Blanding af Salpeter (Kalium- og Natriumnitrat) med Kønrog giver nemlig ved Antændelse under

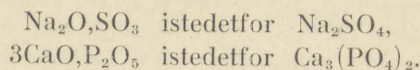
Udvikling af Kvælstof og Kulilte en glødende Masse af Kalium- og Natriumkarbonat:



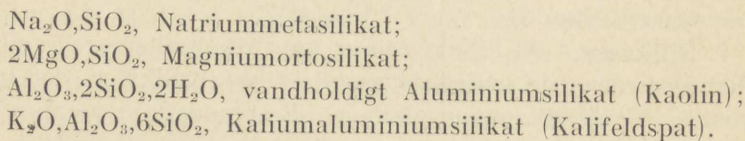
Kiselsyren er en meget svag Syre, og de opløselige Silikater reagerer derfor paa Grund af Hydrolyse stærkt basisk. Kiselsyren er saa svag, at den intet Salt danner med Ammoniumhydroxyd, som selv er en svag Base. Naar man derfor sætter Ammoniumklorid til en Natriumsilikatopløsning, faas Natriumklorid, Ammoniak og géléagtig Kiselsyre:



Til Angivelse af Silikaternes Sammensætning benytter man oftest en *aldre Skrivemaade for Salte*, hvorefter disse opfattes som Forbindelser af Baseanhydrid (Metalilte) og Syreanhydrid (Metalloidilte); denne Skrivemaade kan anvendes paa alle Salte af iltholdige Syrer; man kan f. Ex. skrive:



Denne Skrivemaade har vist sig praktisk for de ofte indviklet sammensatte Silikater; man skriver f. Ex.:



Ved disse Formler udtrykker man klart Silikatets Sammensætning uden at udsige noget om, hvorledes Bestanddelene er sammenkædede i Molekylet.

F o r e k o m s t. En væsentlig Del af den faste Jordskorpe bestaar af Silikater, og den ildflydende Masse i Jordens Indre, *Magmaen*, synes i Hovedsagen ligeledes, saa vidt man kender den gennem vulkanske Udbrud, at være en Silikatblanding. Blandt de naturlige forekommende Silikater maa fremhæves Feldspaterne, Glimmer og Asbest.

F e l d s p a t e r n e er Dobbelttilikater, hvor det ene Metal er Aluminium og det andet Kalium, Natrium eller Kalcium (Kali-, Natron- og Kalkfeldspat). Feldspaterne er vigtige bjærg-

artdannende Mineraler. Den dyrkede Jordbunds Indhold af Kaliumsalte stammer for en stor Del fra forvitret Kalifeldspat.

Glimmer besidder kvalitativt set en lignende Sammensætning som Feldspat. Det krystalliserer i *bladede* Krystaller. Marietglas er tynde, gennemsigtige Blade af Glimmer; det fremstilles ved Spaltning af naturlige Glimmerkrystaller. Marietglas udmærker sig ved at kunne taale høje Temperaturer uden at springe.

Asbest er en Blanding af Magniumsilikat og Kalciumsilikat. Det krystalliserer i nogle mærkelige, lange, *traadede* Krystaller, som kan spaltes op til fine Trevler, hvoraf man kan lave Papir og Pap, ja spinde Traad og væve Tøj, som ikke kan brænde.

Gnejs og Granit er Bjærgarter, som bestaar af Feldspat, Kvarts og Glimmer.

Naar Feldspat og Glimmer i lange Tider udsættes for Vandets og Atmosfærens *forvitrende* Indflydelse, omdannes de sædvanligvis efterhaanden til Ler. De oprindelige Silikater optager nemlig Vand og falder derved hen i fine Smaapartikler af analogt sammensatte, vandholdige Dobbelt-silikater (*Argilliter*); samtidig afgives ofte opløselige Bestanddele, f. Ex. Alkalisilikater, og i Nærværelse af Kulsyre gaar Forvitringen undertiden saa vidt, at al Alkali og Kalk fjernes i Form af Bikkarbonater, saa at der kun bliver vandholdigt Aluminiumsilikat, *Kaolin*, tilbage.

Lerets karakteristiske *plastiske* Egenskaber staar i Forbindelse med, at det er opbygget af de yderst fine, ved Forvitringen dannede Smaadele. Lerets kemiske Sammensætning kan være ret forskellig. I det hvide *Porcellænsler* har man at gøre med et Stof, hvis Sammensætning nærmer sig til det rene Kaolins, men i de almindelige Lersorter plejer den væsentlige Bestanddel at være vandholdige Dobbelt-silikater (*Argilliter*), desuden findes ofte en Del Kalciumkarbonat og forskellige Jernforbindelser.

Jo mere Leret nærmer sig til at bestaa af rent Kaolin, desto ildfastere er det. Her som ellers sættes Stoffets Smeltepunkt ned ved Tilblandinger. Lerets Farve skyldes et ringe Indhold af Jern; Blaaler indeholder *Ferrof-*

bindelser; ved Luftens Indvirkning iltes Ferroforbindelserne til *Ferriforbindelser*, og Leret antager gule, røde eller brune Farver.

Til Orientering skal anføres nogle Formler for de vigtigste naturlige Silikater:

Ortoklas (Kalifeldspat):	$K_2O, Al_2O_3, 6SiO_2$.
Albit (Natronfeldspat):	$Na_2O, Al_2O_3, 6SiO_2$.
Anortit (Kalkfeldspat):	$CaO, Al_2O_3, 2SiO_2$.
Asbest	: $MgO, SiO_2 +$ lidt CaO, SiO_2 .
Kaolin	: $Al_2O_3, 2SiO_2, 2H_2O$.

Glas er et kiselsyrerigt Dobbelt-silikat; i dets Sammensætning indgaar baade et engyldigt og et togyldigt Metal. Glas set i de almindelige Glasvarer (Thüringerglas) indeholder Natrium og Kalcium; det fremstilles ved Sammensmeltning af Soda (Na_2CO_3) og Kalksten ($CaCO_3$) med rigeligt Sand (SiO_2). Ved Sammensmeltningen uddrives Kulsyreanhydrid, og der dannes et Natriumkalciumsilikat. Dette Glas er ret letsmelteligt. Glasrør deraf kan bøjes i en almindelig Gasflamme.

I det tungere smeltelige og kiselsyrerigere bøhmiske Glas er Natrium ombyttet med Kalium, idet der ved Fremstillingen er anvendt Kaliumkarbonat istedetfor Soda, og i det stærkt lysbrydende Krystalglas, som benyttes til slebne Glasgenstande, er endvidere Kalcium ombyttet med Bly, idet der er anvendt Blylte istedetfor Kalksten.

Glas er *gennemsigtigt*, fordi den smeltede Glasmasse ved Afkøling ikke er krystalliseret; det maa nærmest betragtes som en stærkt underafkølet Vædske. Det udmærker sig ved sin Modstandsevne overfor Vand og vandige Opløsninger af Syrer og Baser.

Ved længere Tids Indvirkning af Vand afgiver det dog lidt Alkalisilikat og bliver mat paa Overfladen; navnlig af varme, alkaliske Opløsninger angribes det ret hurtig paa denne Maade.

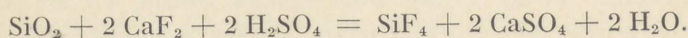
Kvartsglas. Rent Kiselsyreanhydrid, Kvarts, kan smeltes i en Knaldluftflamme og stivner ved Afkøling glasagtig uden at krystallisere. Glassager, som er fremstillede af dette Kvartsglas, er meget *tungtsmeltelige* og kan taale store *Temperatursvingninger*, hvilket beror paa, at Kvartsglassets Udvidelseskoefficient er meget lille. Kvartsglas angribes aldeles ikke af Vand eller Syrer (undtagen Flussyre).

Vandglas er et amorft (glasagtigt), i Vand opløseligt Stof, som bestaar af kiselsyrerigt Natriumsilikat (eller Kaliumsilikat).

Det fremstilles ved Smeltning af Sand med Alkalikarbonat eller (i Opløsning) ved Kogning af Flint med frie Alkalier under Tryk. En Vandglasopløsning reagerer alkalisk paa Grund af Hydrolyse og udskiller Kiselsyre ved Indvirkning af Atmosfærens Kuldioxyd. Den kan derfor bruges til Sammenkitning af Glas og Porcellæn og til Imprægnering mod Brændbarhed.

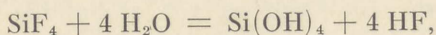
Siliciumets Fluorforbindelser.

Siliciumfluorid, SiF_4 , er en farveløs Luftart, som man kan fremstille ved at varme en Blanding af Kiselsyreanhydrid og Flussspat (eller Kryolit) med konc. Svovlsyre:

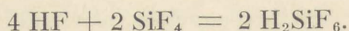


Det spaltes øjeblikkelig af Vand under Dannelse af géleagtig Kiselsyre og

Brintsiliciumfluorid, H_2SiF_6 . Man kan antage, at Siliciumfluoridet først hydrolyseres paa samme Vis som andre Halogenforbindelser af Metalloider:

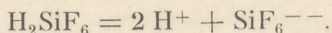


og at den dannede Fluorbrinte derpaa forbinder sig med mere Siliciumfluorid til Brintsiliciumfluorid:

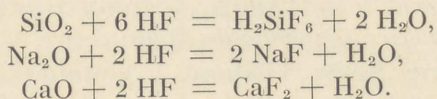


Ved Filtrering skilles Opløsningen af Brintsiliciumfluorid fra den udskilte Kiselsyre.

Brintsiliciumfluorid er en stærk Syre, der er spaltet i Ioner paa følgende Maade:



Flussyrens Evne til at ætse Glas beror paa, at den angriber Silikater under Dannelse af Brintsiliciumfluorid og Metalfluorider:

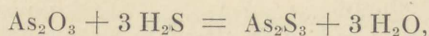


Alle Silikater kan sønderdeles ved Inddampning med Flussyre og konc. Svovlsyre; herved bortgaar Kiselsyren i Form af Siliciumfluorid, og Metallerne bliver tilbage som Sulfater; dette kan benyttes til Analyse af Silikater.

Den kolloide Tilstand.

Kolloide Opløsninger. Den Kiselsyreopløsning, som faas ved at sætte en fortyndet Natriumsilikatopløsning til Overskud af Saltsyre, indeholder Natriumklorid; men dette Stof kan fjernes ved *Dialyse*, en Proces, der beror paa, at Saltet, men ikke Kiselsyren, kan trænge gennem dyriske Hinder (*dialysere*). Man fylder Opløsningen i en rensed Tarm (et Pølseskind) eller i en Svineblære, lukker til og anbringer det hele i rent Vand, som hyppig skiftes. Efter nogle Dages Forløb vil alt Saltet være dialyseret ud gennem Hinden, og den opløselige Kiselsyre vil i ren Tilstand være tilbage i *Dialysatoren*. Istedetfor dyriske Hinder kan man ogsaa benytte Pergament eller Kolloidiumhinder. Opløsningen af Kiselsyre adskiller sig fra almindelige Opløsninger, ikke blot ved at mangle Evne til at dialysere, men ogsaa ved at fryse og koge meget nær ved samme Temperatur som rent Vand og ved at besidde et meget lille osmotisk Tryk.

Opløsninger med saadanne unormale Egenskaber kan fremstilles af mange andre Stoffer end Kiselsyre. Naar man blander en Opløsning af Arsensyrtinganhydrid med Svovlbrintevand, dannes saaledes en gullig, opalescerende Opløsning af Arsentrisulfid,



som ikke kan dialysere, og som heller ikke viser nogen Frysepunktssænkning, Kogepunktsforhøjelse eller osmotisk Tryk, og Opløsninger af Lim, Æggehvite, Gummi og en Mængde andre Stoffer viser de samme Anomalier. *Alle Opløsninger, som besidder ringe eller ingen Evne til Dialyse, og som viser ringe eller ingen Frysepunktssænkning, Kogepunktsforhøjelse og osmotisk Tryk, kaldes for kolloide Opløsninger.*

Det opløste Stofs Tilstand i kolloide Opløsninger.

For at forstaa det opløste Stofs Tilstand i en kolloid Opløsning maa man gøre sig klart, at der antagelig maa existere Blandinger, som danner Overgangen mellem Opslemninger og almindelige Opløsninger. I Opslemninger har man at gøre med Blandinger, i hvilke de enkelte Partikler er synlige i Mi-

kroskop, altsaa er over $0,1 \mu$ i Udstrækning ($1 \mu = 0,001 \text{ mm}$). I almindelige Opløsninger har man at gøre med Blandinger, i hvilke Partiklerne, her de enkelte Molekyler, besidder en Udstrækning paa $0,2\text{--}3,0\mu\mu$ ($1\mu\mu = 0,001\mu$); saa store er nemlig Molekylerne ifølge nyere Undersøgelser. Blandinger, i hvilke de enkelte Partiklers Størrelse ligger mellem $0,1\mu$ ($= 100\mu\mu$) og $3\mu\mu$, findes derfor hverken blandt de mekaniske Opslemninger eller blandt de almindelige Opløsninger. Man har Grund til at antage, at de kolloide Opløsninger udfylder dette Hul, som findes mellem Opslemninger og almindelige Opløsninger; det vilde jo ogsaa være mærkværdigt, om der ikke i Naturen skulde findes Blandinger, i hvilke de enkelte Partikler havde disse Dimensioner.

Vi vil først overveje, om denne Opfattelse af de kolloide Opløsningers Natur passer med deres hidtil omtalte Egenskaber.

I en mekanisk Opslemning bundfældes Partiklerne desto langsommere, jo mindre de er, hvad man let kan konstatere ved at udrøre en Blanding af Sand og Ler med Vand i et højt Glas og lade Opslemningen henstaa. Partikler, som er saa smaa, at de kun ses ved stærk Forstørrelse (mindre end $1\mu = 0,001 \text{ mm}$), kan holde sig opslemmede og jævnt fordelte i dagevis; og i en Opslemning, hvor Partiklerne er saa smaa, at de slet ikke kan ses i Mikroskop (*ultramikroskopiske*, mindre end $0,1\mu$), maa man derfor vente, at Partiklerne overhovedet ikke vil sætte sig. En saadan *fin Opslemning* vil trods sin Heterogenitet opføre sig som en homogen Blanding: de opslemmede Partikler vil ikke sætte sig til Bunds ved Henstand, de vil ved Filtrering løbe gennem Filtret, da de er mindre end Porerne i Filtrerpapir, og de vil ikke kunne ses under Mikroskopet (ved den sædvanlige Belysning med gennemfaldende Lys). En tilstrækkelig fin Opslemning vil i disse Henseender opføre sig som en kolloid Opløsning.

I en almindelig Opløsning med smaa Molekyler besidder det opløste Stof et betydeligt osmotisk Tryk, og udøver en Virkning paa Opløsningsmidlets Frysepunkt og Køgepunkt; men disse Egenskaber bliver mindre og mindre udprægede, jo større det opløste Stofs Molekyler er. 34 Gram Brintoverilet

(= 1 Grammolekyle), som opløses i en Liter Vand, giver en Opløsning, som fryser ved $-1,85^{\circ}$, men hvis man opløser 34 Gram af et Stof, hvis Molekylvægt er tusind Gange større, vil den dannede Opløsning med samme procentiske Sammensætning udvise en Frysepunktssænkning, som er tusind Gange mindre, altsaa kun $0,00185^{\circ}$, hvilket er en næppe maalelig Størrelse. Stoffer med en Molekylvægt over 50000 vil praktisk talt ikke fremkalde nogen Frysepunktssænkning eller Kogepunktsforhøjelse og vil kun besidde et ringe osmotisk Tryk. Nu svarer en Molekylvægt paa 50000 til Molekyler, hvis Størrelse ligger omkring $3\mu\mu$, og man kan derfor slutte, at en Opløsning, hvis Molekyler er større end ca. $3\mu\mu$, med Hensyn til Kogepunkt, Frysepunkt og osmotisk Tryk vil besidde de kolloide Opløsningers Egenskaber.

De kolloide Opløsninger danner en jævn Overgang mellem grove Opslemninger og almindelige Opløsninger; de kan betragtes enten som særlig fine Opslemninger eller som Opløsninger med særlig store Molekyler.

Optisk Paavisning af de kolloide Opløsningers Natur.

Denne Opfattelse har man faaet bekræftet ad optisk Vej. Naar en Solstraale falder ind gennem et Værelse, kan man følge Straalens Vej med Øjet, hvis der er Støv i Luften; thi det belyste Støv vil markere den ellers usynlige Lysstraales Vej gennem Luften. Hvis man kan se Straalens Vej i et Værelse, kan man omvendt slutte, at Luften i Værelset ikke er *optisk tom*, men indeholder Støvkorn. Nu har det vist sig, at man i kolloide Opløsninger kan følge en Lysstraales Vej, ganske som man kan følge Solstraalens Vej i støvfyldt Luft. Dette viser, at den kolloide Opløsning ikke er *optisk tom*, men maa indeholde svævende Smaapartikler.

Naar man *fra Siden* belyser en kolloid Opløsning kraftig, og *fra oven* ser ned paa den med et Mikroskop, kan man ofte iagttage de enkelte Partikler i den kolloide Opløsning, uagtet de er saa smaa, at de ikke kan ses i Mikroskop i *gennemfaldende* Lys. Ved Sidebelysningen hæver de enkelte belyste Partikler i den kolloide Opløsning sig frem mod den mørke Baggrund. Man kalder denne Belysningsmaade for *Mørkgrundsbelysning*, og Mikroskopi, ved hvilken man paa denne Vis synliggør ellers ikke synlige Partikler, kaldes for *Ultramikroskopi*.

Inddelingsskema. Jo finere og mere inderlig det opløste Stof er sammenblandet med Opløsningsmidlet, jo mindre de enkelte Partikler af det opløste Stof er, desto større siger man, at Blandingens *Dispersitetsgrad* er. Ifølge den foregaaende Udvikling deler man Blandingerne efter deres Dispersitetsgrad i *Opslemninger*, *kolloide Opløsninger* og *almindelige Opløsninger*. I den følgende Tabel er givet en Oversigt over Skeltemærkerne mellem disse tre Grupper; det maa imidlertid ved Benyttelsen af Tabellen erindres, at Overgangene mellem de tre Grupper er ganske jævn og derfor ret ubestemt og flydende.

Opslemninger	Kolloide Opløsninger	Alm. Opløsninger
løber ikke gennem Filter, dialyserer ikke, viser intet osmotisk Tryk, ingen Frysepunktssænkning, ingen Kogepunktsforhøjelse.	løber gennem Filter, dialyserer ikke, viser lidet eller intet osmotisk Tryk, liden eller ingen Frysepunktssænkning, liden eller ingen Kogepunktsforhøjelse.	løber gennem Filter, dialyserer, viser stort osmotisk Tryk, betydelig Frysepunktsænkning, betydelig Kogepunktsforhøjelse.
Partiklerne er større end 100 $\mu\mu$, mikroskopiske.	Partiklerne er mellem 100 $\mu\mu$ og 3 $\mu\mu$, ultramikroskopiske.	Partiklerne er mindre end 3 $\mu\mu$, ganske usynlige.

Fremstilling. De Metoder, som man benytter til Fremstilling af kolloide Opløsninger, stemmer godt med den Opfattelse af dem, som er fremsat i det foregaaende.

1. Kolloide Opløsninger kan fremstilles af *sædvanlige Opløsninger*, ved at der i dem udfældes et uopløseligt Stof i ganske fine Partikler, eller ved at der i dem dannes et opløseligt Stof med meget store Molekyler (mellem disse to Alternativer er der ingen væsentlig Forskel, da store Molekyler kan betragtes som fine Partikler). De kolloide Opløsninger af Kiselsyre og Arsensulfid fremstilles ad denne Vej.

2. Kolloide Opløsninger kan fremstilles af *almindelige faste Stoffer* ved Findeling i en Vædske, hvori de faste Stoffer er uopløselige. Som Exempel paa kolloide Opløsninger, fremstillede ved Findeling, kan nævnes de kolloide Opløsninger af Sølv, Platin og andre Metaller, som dannes, naar en elektrisk

Lysbue brænder under Vand mellem to Stykker af vedkommende Metal. I den elektriske Lysbue forstøves Metallet, og det yderst fine Metalstøv fordeles i Vandet og danner en kolloid Opløsning.

3. Kolloide Opløsninger kan endelig fremstilles ved Opløsning af *Stoffer, som besidder meget store Molekyler*, eller ved Opslemning af *Stoffer, som bestaar af meget fine Partikler*. Paa denne Maade fremstilles f. Ex. de kolloide Opløsninger af Lim, Æggehvide og Gummi, og den kolloide Opløsning af Kønrog, som kaldes Tusch. Naar Svovlbrintebundfaldet ved fuldstændig Udvaskning med rent Vand ofte begynder at løbe uklart gennem Filtret, skyldes dette, at Bundfaldets Partikler er saa smaa, at de ved Opslemning i rent Vand danner en kolloid Opløsning.

Koagulation og Gelatinering. Kolloide Opløsninger er ofte lidet holdbare og forandrer Egenskaber i Tidens Løb (de *ældes*). Hvis de smaa Partikler klumper sig sammen til større, siger man, at den kolloide Opløsnings *Dispersitetsgrad* bliver mindre, og hvis Partiklerne ved Sammenklumpning bliver saa store, at de kan ses mikroskopisk og ikke længere holder sig svævende, men skiller ud som Bundfald, siger man, at Opløsningen *koagulerer*. De Forhold, som betinger, om Partiklerne klistrer sammen til større Klumper eller ej, er meget indviklede og langtfra fuldstændig kendte. Tilsætning af *Elektrolyter* virker koagulerende paa mange kolloide Opløsninger, f. Ex. paa den kolloide Opløsning af Arsensulfid; det er de tilstedeværende Elektrolyters koagulerende Virkning, som i Analysen bevirker, at Svovlbrintebundfaldet samler sig og kan filtreres fra; naar man fjærner Elektrolyterne ved fuldstændig Udvaskning, skilles Partiklerne ofte igen og danner en kolloid Opløsning. Navnlig *Brintioner* har ofte en kraftig koagulerende Virkning (Mælk løber sammen ved Tilsætning af Syre).

Undertiden klistrer Partiklerne i den kolloide Opløsning ved Koagulationen sammen til et sammenhængende Skelet, der fylder Opløsningen og giver den Karakter af en *Gélé* (Kiselsyre, Lim, Æggehvide, Gelatine, Agar-Agar). En saadan Gélé har Struktur som en yderst finporet Svamp. En Koagulation, der fører til Dannelsen af Gélé, kaldes en *Gelatinering*.

Man bruger ofte Betegnelserne *Sol* og *Gel* for henholdsvis en kolloid Opløsning og dens Koagulationsprodukt. Hvis Opløsningsmidlet er Vand taler man om *Hydrosoler* og *Hydrogeler*, hvis Opløsningsmidlet er Alkohol, taler man om *Alkolsoler* og *Alkogeler* o. s. fr.

Elektriske Forhold. Partiklerne i kolloide Opløsninger besidder sædvanlig en elektrisk Ladning, hvilket kan konstateres ved, at de under Indfyldelse af en elektrisk Strøm bevæger sig henimod Katoden eller Anoden. Efter Ladningens Fortegn taler man om *positive* og *negative* kolloide Opløsninger. Metaller og Sulfider plejer at danne negative, Aluminium- og Ferrihydroxyd positive kolloide Opløsninger. Partiklerne i en kolloid Opløsning kan ved Tilsætning af fremmede Stoffer ændre Størrelsen, ja undertiden endogsaa Fortegnet af deres elektriske Ladning. Det Punkt, hvor Partiklerne slet ingen Ladning besidder, kaldes den kolloide Opløsnings *isoelektriske* Punkt. Partiklernes elektriske Ladning spiller en betydelig Rolle for kolloide Opløsningers Holdbarhed; de frastødende elektriske Kræfter hindrer Partiklerne i at klæbe sammen og virker derved *stabiliserende*; en kolloid Opløsning koagulerer lettest ved sit isoelektriske Punkt. Kolloide Opløsninger af modsat Fortegn vil ved Sammenblanding i passende Forhold udfælde hinanden, idet de modsat ladede Partikler vil tiltrække hinanden. Omvendt kan en kolloid Opløsning virke beskyttende paa en mindre bestandig af samme Fortegn, saa at den ikke koagulerer under Omstændigheder, hvor den ellers vilde have gjort det. Tusch er en kolloid Opslemning af Kørnæg, som ved *Beskyttelseskolloider* (Gummi el. lign.) hindres i at koagulere og bundfældes.

Kolloide Stoffer og den kolloide Tilstand. Koagulationsprodukterne fra en kolloid Opløsning har oftest bevaret deres findelte Struktur. Sølv, der er koaguleret ud af en kolloid Sølvopløsning, er en graa Masse uden Metalglans, paa Grund af at det bestaar af meget smaa Sølvpartikler, og de géléagtige Koagulationsprodukters finporede Natur er allerede omtalt. *Alle Stoffer, som besidder en lignende findelt Struktur, som det opløste Stof i en kolloid Opløsning, kaldes for Kolloider, og man siger, at Stoffet i dem optræder i kolloid Tilstandsform.* Mange teknisk og fysiologisk vigtige Stoffer er Kolloider i denne Forstand, f. Ex. Kautschuk, Stivelse, Gummi, Bomuld, Lim, Æggehvide; Ler og anden Slags Jord besidder mere eller mindre udpræget kolloid Natur; alle Stoffer, hvis Molekylvægt er 50000 eller derover, besidder kolloide Egenskaber.

Det har efterhaanden vist sig, at de fleste Stoffer under særlige Betingelser kan bringes i den kolloide Tilstandsform.

Stoffer, som krystalliserer villig (*Krystalloider*), vil dog sædvanligvis kun med Vanskelighed kunne bringes i denne Form, idet de hellere danner store Krystaller; derimod vil vanskelig krystalliserende Stoffer i Almindelighed let kunne bringes i kolloid Tilstandsform. Man har derfor hyppig opstillet Krystalloider som Modsætningen til Kolloider.

Adsorption og Kvældning. Kolloide Stoffer udmærker sig paa Grund af deres findelte Struktur ved at besidde en stor Overflade. Derfor spiller *Adsorptions*fænomener (se Side 131) for dem en større Rolle end for andre Stoffer. Det er dog umuligt skarpt at skelne mellem Adsorptionsprocesser og kemiske Processer, da de kolloide Partikler, der har adsorberet mindre Molekyler, kan betragtes som store Molekyler, der har reageret kemisk med mindre. Her som paa andre Steder i Kolloidernes Kemi træffes jævne Overgange.

Mange Kolloider svulmer meget stærkt op, naar de kommes i Vand (eller en anden Vædske): de *kvælder* op. Det er f. Ex. Tilfældet med Lim. Idet de enkelte Partiklers Overflade adsorberer Vand til sig, trykkes Partiklerne længere fra hverandre, og derved svulmer Kolloidet op. En stærk Kvældning er hyppig Forstadium til, at Kolloidet gaar i Opløsning (gaar fra at være Gel over til at være Sol). De Koagulationsprodukter, som ikke kvælder op, kan meget ofte ikke af sig selv gaa i Opløsning igen, naar man fjerner Koagulationsaarsagen (*irreversible* Kolloidër); derimod kan de kvældende Koagulationsprodukter sædvanlig gaa i Opløsning igen (*reversible* Kolloider).

Kolloider har fra gammel Tid voldet Kemikerne Vanskeligheder ved ikke at danne kemiske Forbindelser efter de sædvanlige Love om konstante og multiple Proportioner. En Betingelse for, at disse Love kan føre til typiske Forhold er imidlertid, at Stoffernes Molekyler ikke indeholder for mange Atomer; efter at man har lært, at Kolloider skal opfattes som Stoffer med meget stor Molekylvægt, er det derfor forstaaeligt, at man ikke hos dem har kunnet konstatere Gyldigheden af Lovene om de konstante og de multiple Proportioner.

De Kræfter, der virker ved Kolloidernes Omsætninger (Adsorption, Koagulation, gensidig Udfældning, m. m.), er sikkert af samme *Natur* som de Kræfter, der holder Atomerne sammen i de mindre Molekyler (*Affinitet*). Det er kun Kræfternes *Størrelse*, navnlig i Forhold til de Masser, paa hvilke de virker, som er forskellige i de to Tilfælde.

Borgruppen.

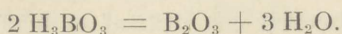
Efter Kulstofgruppen med Valensen fire overfor Brint og den maximale Valens fire overfor Ilt skulde man vente en Gruppe Metalloider, som overfor Brint besad Valensen fem, og hvis maximale Valens overfor Ilt var tre. Det eneste Stof, der kan betragtes som Repræsentant for en saadan Gruppe, er Bor, der overfor Ilt besidder Valensen tre, men hvis Valens overfor Brint endnu ikke er kendt med Sikkerhed.

Bor.

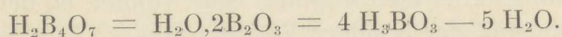
$$B = 11,0.$$

Borsyre, H_3BO_3 , er den vigtigste af Borets kemiske Forbindelser. Det er et smukt krystalliserende, hvidt Stof, tungtopløseligt i koldt Vand, men letopløseligt i varmt Vand. Det saakaldte *Borvand* er en vandig Opløsning af Borsyre (sædvanlig mættet); det virker svagt antiseptisk. Til Trods for at Borsyre er en Syre, reagerer Borvand kun yderst svagt surt; Borsyre er altsaa en *meget svag* Syre.

Borsyre er et Hydrat af Boriltet B_2O_3 , som kaldes *Borsyreanhydrid*; den omdannes til dette Ilte ved Glødning.

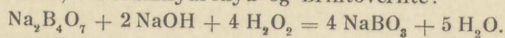


Borater. Borsyrens Salte kaldes Borater. Det vigtigste af dem er *Borax*, $Na_2B_4O_7$, som er et hvidt, i Vand letopløseligt, sædvanlig krystalvandholdigt Salt; det er afledet af en partielt anhydriseret Borsyre, $H_2B_4O_7$:



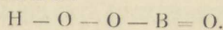
I Naturen forekommer Borsyren undertiden frit, men den træffes hyppigst i Form af Borater. Borsyre og Borax anvendes blandt andet til Saarbehandling og til *Konservering* af Madvarer. Tilstedeværelsen af Borsyre (eller Borater) i en Opløsning paavises, ved at man gør Opløsningen tydelig sur med Saltsyre og dypper et Stykke Kurkumapapir ned i den; efter Tørring antager Papiret trods den sure Reaktion en smuk rødbrun Farve, hvis Borsyre er tilstede.

Natriumperborat, $\text{NaBO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, er et hvidt, ret holdbart Stof, som fremstilles af Borax, Natriumhydroxyd og Brintoverilte:



Det fraspalter ved Opløsning i Vand Brintoverilte og virker derfor blegende. Forskellige Vaskepulvere indeholder dette Stof som blegende Bestanddel.

Perboratsyren (Boroversyre) har Formlen HBO_3 . Paa Grund af Perboraternes nære genetiske Forhold til Brintoverilte, $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$, tillægger man den følgende Strukturformel:



Argongruppen.

Foruden de hidtil nævnte Grupper af Metalloider kendes endnu en Gruppe. Den omfatter en Række luftformige Grundstoffer, som slet ikke indgaar kemiske Forbindelser, og som derfor kan siges at besidde Valensen nul. Gruppen omfatter Grundstofferne **Helium**, Neon, **Argon**, Krypton, Xenon.

Argon.

$$\text{Ar} = 39,88.$$

Det er tidligere omtalt, at det atmosfæriske Kvælstof, som vindes ved at berøve tør og kuldioxydfri Luft dens Iltindhold, indeholder henved een pCt. af et luftformigt Grundstof, som kaldes **Argon**. Dette Grundstof udmærker sig ved fuldstændig at mangle Evnen til at indgaa kemiske Forbindelser, og dets Molekyler bestaar kun af et enkelt Atom; heraf fremgaar, at dets Atomer hverken kan forbinde sig med andre Grundstoffers Atomer eller med Argonets egne Atomer, og det er følgende et Grundstof, der besidder Valensen nul.

I atmosfærisk Luft er der foruden Argon fundet endnu fire andre argonlignende Grundstoffer i ringe Mængde; af disse er **Helium** det vigtigste. Disse *sjældne* eller, som de ogsaa kaldes, *ædle* Luftarter paavises i en Luftprøve lettest *spektralanalytisk*, idet man undersøger det Lys, som Luften udsender, naar der sendes elektriske Udladninger igennem den i stærkt fortyndet Tilstand i et Spektralrør; disse Luftarter lyser da hver med sin karakteristiske Farve.

Helium.

He = 4,00.

Helium findes kun i ringe Mængde i *Atmosfæren*, men Sollysets Spektrum viser, at det paa *Solen* er tilstede i stor Mængde. Det opstaar langsomt ved *de radioaktive Stoffers Omdannelse* og ophobes derved i Tidernes Løb i radioaktive Mineraller; det udvindes af disse ved Ophedning. Helium er af alle kendte Stoffer det, som vanskeligst lader sig fortætte til Vædske; det koger allerede ved -269° Cels., d. v. s. 4° over det absolute Nulpunkt.

DE LETTE METALLER.

Metallerne falder naturlig i to Grupper: de lette, hvis Vægtfylde er under fire, og de tunge, hvis Vægtfylde er syv eller derover.

De lette Metaller udmærker sig ved stor Tilbøjelighed til at indgaa kemiske Forbindelser; de er lidet holdbare i fri Tilstand og anvendes hovedsagelig i Form af kemiske Forbindelser. De er stærkt *elektropositive*, d. v. s. de antager gerne Tilstanden som positiv Ion, og deres kemiske Forbindelser fraspalter ved Opløsning i Vand Metalatomerne som positive Ioner.

De tunge Metaller forholder sig lige modsat; de er lidet tilbøjelige til at danne kemiske Forbindelser, og de er derfor holdbare i fri Tilstand og anvendes fortrinsvis som frie Metaller; de er mindre elektropositive end de lette Metaller, og mange af deres kemiske Forbindelser fraspalter ved Opløsning i Vand ikke Metalatomerne som positive Ioner, men fastholder dem i kompleks Binding; endelig kan nævnes, at de i Modsætning til de lette Metaller meget ofte optræder med *vexlende Valens*.

De lette Metaller inddeles efter deres Valens i tre Grupper:

	Valens
Alkalimetallerne (Na, K)	1
Kalciumgruppen (Mg, Ca, Ba, Ra)	2
Aluminium (Al)	3

Alkalimetallerne.

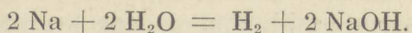
For omtrent Hundrede Aar siden opdagede man, at den elektriske Strøm kunde spalte de saakaldte Alkalier (Natron og Kali) i Ilt og nogle lette, meget reaktionsdygtige Metaller: disse Alkali-Metaller fik Navnene **Natrium** og **Kalium**.

Natrium.

Na = 23,00.

Natrium træffes meget udbredt i Jordskorpen i Form af uopløselige **Dobbelt silikater**, f. Ex. Natronfeldspat (Natriumaluminiumsilikat); men vigtigere er dets Forekomst som **Natriumklorid** (som Stensalt, i Saltkilder, i Havvand). Lokalt findes Natrium i Form af **Natriumnitrat** i Chile og i Form af **Kryolit**, Na_3AlF_6 , i Grønland.

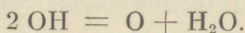
Frit Natrium er et sølvhvidt, blødt Metal, som er lettere end Vand. Det mister øjeblikkelig sin Metalglans i atmosfærisk Luft, idet det iltes (det »løber an«), og det dekomponerer Vand *heftig* under Udvikling af Brint og Dannelse af Natriumhydroxyd:



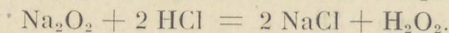
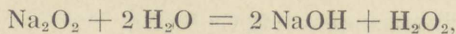
Som Følge af disse Egenskaber kan det ikke findes frit i Naturen, og det maa opbevares under Petroleum.

Med Kviksølv danner Natrium under betydelig Varmeudvikling en Legering, **Natriumamalga**m, som sønderdeler Vand paa lignende Maade som Natrium, men blot meget mindre voldsomt.

Natrium fremstilles ved Elektrolyse af smeltet vandfrit Natriumhydroxyd; Natriummetallet udskilles ved Katoden, og Hydroxyldradikalet frigøres ved Anoden i Form af Ilt og Vand:



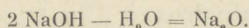
Naar Natrium ophedes i tør Luft, iltes det til **Natriumoverilte**, Na_2O_2 , der er et gulligt Stof, som opløses i Vand og Syrer under Dannelse af Brintoverilte:



Ved Opløsningsprocessen spaltes dog altid en Del af Brint-overiltet til Vand og Ilt.

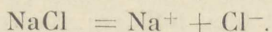
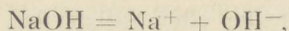
Natriumoverilte er et yderst kraftigt *Iltningmiddel*; naar man befugter en Blanding af Natriumoverilte og et organisk Stof (f. Ex. Papir eller Sukker) med Vand, antændes Blandingen.

Det Ilte, som svarer til Natriumhydroxyd, kaldes **Natron**; det er sammensat Na_2O :

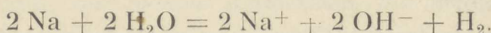


Det er kendt, men har ingen videre Interesse.

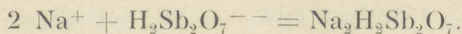
Natriumionen, Na^+ . Alle Natriumforbindelser ioniseres ved Opløsning i Vand under Dannelse af Natriumioner, f. Ex.:



Dette viser, at Natriumatomet har en meget stor Tilbøjelighed til at danne positive Ioner, det har stor Affinitet til positiv Elektricitet. Ogsaa Natriummetallets heftige Reaktion med Vand kan forklares ved dets Tilbøjelighed til at gaa over i den elektrisk ladede Tilstand, som det ses, naar man skriver Processen som Ionligning:

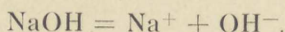


Natriumionen er farveløs. Den er vanskelig at udfælde af en Opløsning, fordi den med de allerfleste Anioner danner letopløselige Salte. Natriumantimonat er dog meget tungtopløseligt, og besidder et meget lille Opløselighedsprodukt; man benytter derfor en Opløsning af Kaliumantimonat, $\text{K}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$, til Paavisning af Natriumioner; denne Opløsning indeholder Antimonationen $\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7^{--}$, og naar denne træffer sammen med Natriumionen, udfældes *finkrystallinsk* Natriumantimonat, idet dette Salts Opløselighedsprodukt overskrides, saasnart blot en ringe Mængde Natriumion er tilstede:



Opløsningen, som skal prøves for Natriumion, maa hverken reagere surt eller indeholde andre Metaller end Kalium og Natrium, thi hvis der findes andre Metaller, fældes Antimonater af disse, og hvis Opløsningen reagerer surt, udfældes fnugget Antimonsyre.

Natriumhydroxyd, NaOH, er et fast, hvidt Stof, som opløses meget let i Vand under Udvikling af Varme. Det optager baade Vanddamp og Kuldioxyd fra Atmosfæren og maa derfor opbevares i vel tillukkede Kar. Natriumhydroxyd er en stærk Base, som i Opløsning er spaltet i Ioner:

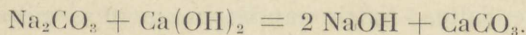


Paa Grund af sin store Hydroxylionkoncentration virker en Opløsning af Natriumhydroxyd (N a t r o n l u d eller forkortet N a t r o n) stærkt ætsende paa organisk Væv; derfor kaldes Natriumhydroxyd i daglig Tale Æ t s n a t r o n eller k a u s t i s k N a t r o n. Ogsaa Glas og Porcellæn angribes af stærkt alkaliske, varme Vædske, og Indkogning af Natronlud foretages derfor bedst i Jerngryder eller Sølvgryder.

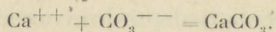
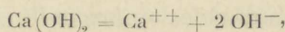
Natriumhydroxyd blev tidligere skrevet som et Hydrat af Natron $\text{Na}_2\text{O}, \text{H}_2\text{O}$ (= 2 NaOH), og kaldtes i Overensstemmelse hermed for N a t r o n h y d r a t; en lignende Nomenklatur brugtes for alle Baser, idet de alle opfattedes som Hydrater af Metaliler.

Natriumhydroxyd fremstilles enten ved Behandling af Natriumkarbonat med Kalciumhydroxyd eller ved Elektrolyse af Natriumklorid.

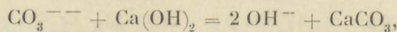
Naar en fortyndet Opløsning af Natriumkarbonat koges med Overskud af Kalciumhydroxyd, foregaar følgende Omsætning:



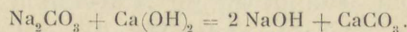
Kalciumhydroxydet, der er noget, om end ikke meget, opløseligt, udsender Kalciumioner og Hydroxylioner i Sodaopløsningen, derved overskrides Kalciumkarbonatets Opløselighedsprodukt, og dette Stof udfældes. Der foreløber altsaa efter hinanden de to følgende Processer:



Resultatet af disse Processer bliver:



hvilket, skrevet som Natriumsaltreaktion, bliver til:



Naar det klare Filtrat ikke mere udvikler Kuldioxyd med Syre, er Omsætningen færdig; man lader Bundfaldet, der bestaar af det dannede Kalciumkarbonat og Overskuddet af Kal-

ciumhydroxyd, sætte sig til Bunds, tager den klare Natronlud af med en Hævert (den æder Filtrepapir) og bortkoger Vandet i en Jern- eller Sølvgrøde. Derved vinder man en smeltet Masse af Natriumhydroxyd, som stivner ved Afkøling og støbes ud i Stænger.

Ved Elektrolyse af Natriumklorid i vandig Opløsning vandrer Klorionerne til Anoden og giver frit Klor, og Natriumionerne vandrer til Katoden og giver Natriumhydroxyd og fri Brint.

Denne Elektrolyse af Natriumklorid udføres nu til Dags fabriksmæssig i stor Stil; herved vindes foruden Brint alt efter Omstændighederne Klor (der fortættes til flydende Klor) og Natriumhydroxyd eller Hypokloritopløsninger (blegende Opløsninger) eller Natriumklorat. Hvis man sørger for at holde Katodeprodukterne og Anodeprodukterne adskilte, f. Ex. ved et *Diafragma* af Asbestvæv, som hindrer Strømninger, men tillader Ionerne at vandre igennem, og hvis man opsamler de dannede Luftarter hver for sig, vindes Natriumhydroxyd, Klor og Brint. Hvis man derimod ved *Røring* sørger for, at Anode-Kloret og Katode-Hydroxydet blandes sammen, vindes Hypoklorit eller eventuelt Klorat, idet Klor ved Indvirkning paa Baser giver Hypoklorit, som igen, naar Omstændighederne indrettes derefter, omdannes videre til Klorat.

Natriumhydroxyd a n v e n d e s i stor Mængde til Fremstilling af Sæbe; Sæbesyderlud er en stærk, uren Opløsning af Natriumhydroxyd; det bruges undertiden ved Rengøring, f. Ex. naar man skal fjerne Maling eller gammel Fernis.

Natriumklorid, NaCl, er det vigtigste af alle Salte; det kaldes i Handel og Vandel sædvanlig kort og godt for Salt. Det findes i fast Form i Jordskorpen som *Stensalt* og forekommer opløst i Saltkilder og i Havvand. Mange Saltkilder indeholder saa meget Salt, at de næsten er mættede (ca. en Del Salt paa tre Dele Vand); Havvandet i Oceanerne indeholder ca. 3,5 pCt. Salte, hvoraf ca. 2,8 pCt. er Natriumklorid.

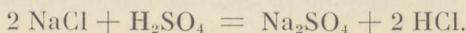
Natriumklorid er i Naturen næsten altid forurenset med Kalium-, Magnium- og Kalciumsalte. Det raa Stensalt udvindes ved Minedrift i mangfoldige Saltværker spredt over hele Jorden; ved Opløsning i Vand (ofte benyttes Vand fra en Saltkilde) og Filtrering befries det for uopløselige Urenheder, og ved Indkogning af den vundne mættede Opløsning bringes Saltet til at udkrystallisere, medens de letopløselige Urenheder forbliver i Moderluden. Saltet øses op, efterhaanden som det udskilles under Kogningen (deraf kommer Navnet *K o g s a l t*), og

tørres ved Varme. I Egne med varmt og tørt Klima, f. Ex. i Spanien og Sydfrankrig, udvinder man Salt ved Indtørring af Havvandet i store, flade Bassiner.

Baade det fine Bordsalt og det grovere Køkkensalt indeholder endnu lidt Urenheder, hvilket sædvanlig ikke gør noget; Saltet maa kun ikke indeholde for meget Magniumsalt, da det saa smager bittert og bliver tilbøjeligt til at suge Vand og klumpe sammen, idet det magniumholdige Salt er mere hygroskopisk end det rene Salt.

Natriumklorid anvendes som Næringsmiddel og til Konservering af Madvarer. En mættet Saltopløsning fryser først ved -21° ; herpaa beror Anvendelsen af Salt til Kuldeblandinger og til Sporvognsskinner i Snevejr. Betydelige Mængder Salt medgaar til Fremstilling af Soda og Natriumhydroxyd.

Natriumsulfat, Na_2SO_4 , fremstilles, ved at man blander Natriumklorid med konc. Svovlsyre og varmer stærkt op. Der bortgaar da Klorbrinte, og bliver Natriumsulfat tilbage:



Ved Opløsning af det vandfri Salt i Vand og Udkrystallisation ved lav Temp. (under 32°) udkrystalliserer Saltet med 10 Molekyler Krystalvand, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, og kaldes da **Glaubersalt**.

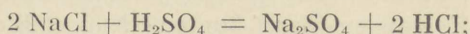
Det krystalvandholdige Salt afgiver ved Ophedning over 32° sit Krystalvand og smelter delvis under Dannelse af vandfrit Natriumsulfat og en mættet Saltopløsning.

Natriumsulfat virker afførende og udgør Hovedbestanddelen af **Karlsbadersalt**. Det bruges i stor Mængde i Veterinærmedicinen.

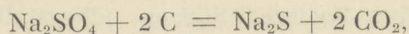
Natriumnitrat, NaNO_3 , findes i stor Mængde i Chile og faas derfra (Chilesalpeter). Det benyttes som Kvælstofgødning og til Fremstilling af Kvælstofforbindelser. Det er udførlig blevet omtalt Side 114—115.

Natriumkarbonat eller **Soda**, Na_2CO_3 , fremstilles af Natriumklorid efter to forskellige Metoder.

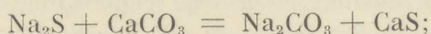
Efter den ældre Metode, som er opfundet af *Le Blanc*, omdannes Kloridet ved Opvarmning med konc. Svovlsyre til Sulfat, hvorved der vindes Saltsyre som Biprodukt:



derpaa glødes Sulfatet med Kul og groft malet Kalksten; Kullet reducerer Sulfatet til Sulfid:

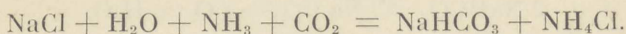


og Sulfidet omsætter sig dernæst med Kalkstenen til Natriumkarbonat og Kalciumsulfid:

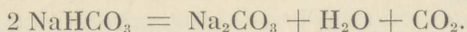


der vindes saaledes en Blanding af Soda og Kalciumsulfid; ved Udludning af denne med lunkent Vand gaar Sodaen i Opløsning, medens Kalciumsulfidet forbliver uopløst tilbage, og ved Inddampning af den vundne Opløsning udskilles Sodaen i fast Form.

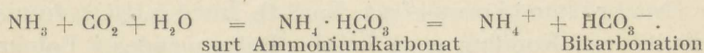
Efter den nyere Metode, der er uddannet af *Solvay*, leder man Ammoniak og Kuldioxyd ned i en mættet Opløsning af Natriumklorid; herved udskilles surt Natriumkarbonat:



Det sure Natriumkarbonat filtreres fra og omdannes ved Ophedning til Natriumkarbonat:

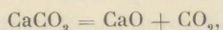


Naar man leder Kuldioxyd til en Opløsning af Natriumklorid, udskilles aldrig Natriumkarbonat eller surt Natriumkarbonat. Der dannes nok Kul-syre i Opløsningen, men denne Syre er meget svag, og dens Opløsning indeholder saa faa Bikarbonationer og Karbonationer, at de tilsvarende Natrium-saltes Opløselighedsprodukt aldrig overskrides; men naar man foruden Kuldioxyd tillæder Ammoniak, dannes surt Ammoniumkarbonat, der er ioniseret i Ammoniumioner og Bikarbonationer:



Hvis Opløsningen i Forvejen er mættet med Natriumklorid, overskrides det tungtopløselige sure Natriumkarbonats Opløselighedsprodukt, og dette Stof udfældes.

Af Moderluden fra Bikarbonatet genvindes Ammoniakken ved Kogning med Kalciumhydroxyd og benyttes igen; ligeledes genvindes ved Ophedningen af Bikarbonatet en Del af det anvendte Kuldioxyd; Resten, som skal bruges, fremstilles ved Glødning af Kalksten:



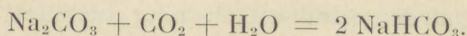
hvorved samtidig faas den brændte Kalk, som efter Læskning med Vand skal bruges til Genvinding af Ammoniakken.

Vandfri Soda gaar i Handelen under Navn af kalci-
neret Soda. Det er et fint Pulver, som bager sammen, naar

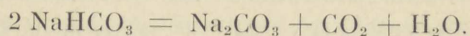
der kommer Fugtighed til det. Til Husholdningsbrug fremstilles deraf krystalliseret Soda ved Opløsning i lunke Vand og Afkøling, hvorved Sodaen udkrystalliserer med 10 Molekyler Krystalvand. Krystalliseret Soda indeholder, som man let kan regne ud, kun 37 pCt. Natriumkarbonat.

Natriumkarbonatets Hydrolyse i Opløsning og dets Anvendelse ved Vask og Rengøring er allerede omtalt Side 139.

Surt Natriumkarbonat eller **Natriumbikarbonat**, NaHCO_3 . Naar man leder Kuldioxyd ned i en stærk Sodaopløsning, udskilles det tungtopløselige sure Natriumkarbonat:



Sure Salte dannes altid ved at sætte Syre (eller Syreanhydrid og Vand) til det normale Salt. Ved Ophedning af det sure Karbonat gendannes det normale Karbonat:



Det sure Natriumkarbonats Anvendelse i Medicinen og Husholdningen til Neutralisation af sure Vædske er omtalt tidligere (Side 139).

Foruden de hidtil omtalte Natriumsalte er der en Mængde andre, der anvendes i Husholdningen, Laboratoriet, Medicinen og Industrien. Naar man skal bruge et eller andet Salt af en bestemt Syre, bruger man nemlig oftest Natriumsaltet, fordi det sædvanlig er letopløseligt og billigt.

Natriumbromid, NaBr , anvendes i Medicinen.

Natriumtiosulfat, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (med 5 H_2O), fremstilles af Sulfit ved Kogning med Svovl. Det anvendes i Fotografien under Navn af Fixersalt.

Natriumnitrit, NaNO_2 , fremstilles af Nitratet ved Smeltning med Bly.

Natriumfosfat, Na_2HPO_4 (med 12 H_2O), fremstilles af Soda ved Neutralisation med Fosforsyre.

Natriumacetat, $\text{CH}_3 \cdot \text{COONa}$ (med 3 H_2O), fremstilles af Soda ved Neutralisation med Eddikesyre.

Natriumsilikat eller **Natronvandglas** fremstilles af Soda og Kiselsyreanhydrid (Flint eller Sand).

Borax, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ (sædvanlig med 10 H_2O).

Oversigt over Natriumsaltene.

Natriumsalte er *farveløse*, for saa vidt Anionen i dem da ikke er farvet, og de er paa faa Undtagelser nær ($\text{Na}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$) *letopløselige* i Vand. De er ofte *hygroskopiske*, ja henflydende, hvilket staar i Forbindelse med deres Letopløselighed. De krystalliserer sædvanlig villig og indeholder ofte *Krystalvand*. De farver en Bunsenflamme gul. De danner Natriumioner ved Opløsning i Vand, og man kan derfor prøve for Natriumsalte ved at prøve for Natriumioner.

De forskellige Syrerers Natriumsalte kan fremstilles ved Neutralisation af Syren med Natriumkarbonat, eller, hvis Syren er for svag, med Natriumhydroxyd.

Kalium.

$$K = 39,10.$$

Kalium forekommer i Naturen mest i Form af uopløselige *Dobbelt silikater*, f. Ex. Kalifeldspat (Kaliumaluminiumsilikat). Havvand indeholder foruden Natriumklorid ogsaa en mindre Mængde Kaliumsalte. I Tyskland findes righoldige Lejer af letopløselige Kaliumsalte, af hvilke de vigtigste er *Karnallit*, $\text{KCl}, \text{MgCl}_2, 6\text{H}_2\text{O}$, og *Kainit*, $\text{KCl}, \text{MgSO}_4, 3\text{H}_2\text{O}$; de letopløselige Kaliumsalte findes under store Dele af Midtjylland; de opdagedes først ved Stassfurth og kaldes derfor sædvanlig for *Stassfurthersalte*. Kaliumsaltene findes ovenpaa et over tusind Meter tykt Lag af Stensalt; de er dannede i en tidligere Jordperiode, ved at Havvand er indtørret saa stærkt, at ikke blot Natriumkloridet, men ogsaa Kalium- og Magniumsaltene i Moderluden fra Natriumkloridet, er udkrystalliserede.

Frit Kalium er et blødt, hvidt Metal, som minder meget om Natrium; det iltes endnu lettere i Luften og reagerer endnu voldsommere med Vand end Natrium.

Kaliumionen, K^+ . Kaliumionen er farveløs og i Modsætning til Metallet meget bestandig. Alle Kaliumforbindelser fraspalter ved Opløsning i Vand Kaliumioner, og naar man skal undersøge, om der er Kaliumforbindelser tilstede i en Opløsning, behøver man derfor blot at prøve, om der er Kaliumioner tilstede. Blandt de faa Anioner, som kan udfælde Kaliumionen,

maa fremhæves Koboltinitritionen, $\text{Co}(\text{NO}_2)_6^{---}$; en Opløsning af Natriumkoboltinitrit, $\text{Na}_3\text{Co}(\text{NO}_2)_6$, benyttes som Prøvemiddel for Kaliumionen.

Det gule Bundfald, som dannes, naar man udfælder Kaliumionerne med et stort Overskud af Natriumkoboltinitrit, er sammensat $\text{KNa}_2\text{Co}(\text{NO}_2)_6$. Ved Proven for Kalium med Natriumkoboltinitrit maa alle andre Metaller end Alkalimetallerne være fjærnede, da de ligesom Kalium fældes af Koboltinitritionen. Ogsaa Platinkloridionen, PtCl_6^{---} og Perklorationen, ClO_4^- , danner tungtopløselige Kaliumsalte (K_2PtCl_6 , KClO_4); ved kvantitative Bestemmelser af Kalium udfældes Metallet sædvanlig i Form af et af disse Salte.

Kaliumhydroxyd, KOH (Kalihydrat, Ætskali, kaustisk Kali), ligner i Udseende og Egenskaber Natriumhydroxyd. Det fremstilles analogt med dette ved Elektrolyse af Kaliumklorid eller ved Behandling af Kaliumkarbonat med Kalciumhydroxyd, og det anvendes hovedsagelig til Fremstilling af bløde Sæber.

Kaliumklorid, KCl , det vigtigste af Kaliumsaltene, er et hvidt, letopløseligt og vel krystalliserende Salt. Det fremstilles af Karnallit, $\text{KCl}\cdot\text{MgCl}_2\cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Dette Dobbeltsalt er i vandig Opløsning spaltet i Kalium-, Magnium- og Klorioner, og af en stærk Opløsning deraf i varmt Vand udskiller sig ved Afkøling først Kaliumklorid, medens det yderst letopløselige Magniumklorid forbliver i Opløsningen. Herpaa beror Fremstillingen af Kaliumklorid af Karnallit. Det er ret besværligt at vinde et helt rent Kaliumklorid, og i Handelen gaar Produkter med meget forskellige Procentindhold af Kaliumklorid. Urenhederne er navnlig Natrium- og Magniumsalte. Kaliumklorid anvendes til Fremstilling af de fleste andre Kaliumforbindelser.

Kaliumgødninger.

Kaliumsalte hører til Planternes uundværlige Næringsstoffer, og en god Agerjord maa altid indeholde Kaliumsalte i opløselig Form (Kaliumioner). De uforvitrede kaliumholdige Dobbeltsilikater, som ofte findes i Jorden i betydelig Mængde, kan ikke umiddelbart udnyttes af Planterne; men ved deres langsomme Forvitring afgiver de efterhaanden virksomt Kaliumsalt og gør derved, omend kun meget langsomt, Nytte.

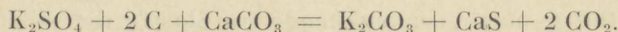
For at erstatte Jordbunden det Kaliumsalt, som fjærnes med Afgrøden, kan man gøde med opløselige Kaliumsalte. Disse

faas nutildags næsten udelukkende fra Stassfurthersaltene. Da man oprindelig i Stassfurth fandt letopløselige Kalium- og Magnesiumsalte ovenpaa Stensaltet, betragtedes denne Forekomst som en Ubehagelighed, idet disse Salte maatte rømmes væk, inden man kom ned til Stensaltet. Nu udgør disse *Afrømningssalte* Verdens rigeste Kaliumkilde og har med Hensyn til Kaliumgødningsstoffer gjort hele Jordens Agerbrug afhængig af Tyskland.

De vigtigste Stassfurthersalte er Karnallit, $\text{KCl}, \text{MgCl}_2, 6\text{H}_2\text{O}$, og Kainit, $\text{KCl}, \text{MgSO}_4, 3\text{H}_2\text{O}$. Den raa Kainit anvendes til Gødning uden anden Behandling end en Finmaling; Handelsvaren indeholder sædvanlig ca. 10 pCt. Kalium (rent Kainit skulde indeholde 16 pCt.). Derimod underkastes Karnallit i Almindelighed en kemisk Behandling, inden den anvendes til Gødning; dens store Indhold af Klor er nemlig ikke heldigt for Plantevæksten. Det rene eller næsten rene Kaliumklorid, som fremstilles af Karnallit er dog for dyrt at bruge til Gødning; her i Landet anvendes mest et Produkt, som indeholder ca. 26 pCt. Kalium, svarende til 50 pCt. Kaliumklorid; det gaar i Handelen under Navn af 37 pCt.'s Kaligødning, fordi dets Kaliumindhold svarer til ca. 37 pCt. Kali (K_2O). Alle de kaliumholdige Gødningssalte er vandsugende og bager sammen ved Opbevaring i længere Tid, saa at de bliver vanskelige at strø.

Paa mangfoldige Steder i Jordskorpen finder man uopløselige, kaliumholdige Dobbelt-silikater i stor Mængde; i Skandinavien findes saaledes store Mængder af Bjærgarter med 4—10 pCt. Kalium. Disse Silikater er imidlertid selv i finmalet Tilstand værdiløse som Kunstgødning paa Grund af deres Uopløselighed i Vand og Syrer og deres Modstandsevne mod Forvitring. Det maa betegnes som en meget vigtig Opgave for Kemien at bringe disse Silikaters Kalium i en for Planterne tilgængelig Form.

Kaliumkarbonat, K_2CO_3 , er et hvidt, stærkt vandsugende Salt, som flyder hen, hvis det opbevares i daarlig tillukkede Glas. Det vandtes tidligere af Træske ved Udludning og Inddampning (P o t a s k e) og brugtes ved Rengøring istedetfor den dengang ukendte Soda. Nu fremstilles det af Kaliumsulfat (fra Stassfurthersaltene) ved Smeltning med Kul og Kalksten:



Fremstillingen svarer ganske til *Le Blanc's* Metode til Sodafremstilling (se Side 184). Det anvendes næsten udelukkende i den kemiske Industri, idet Soda har fortrængt det fra Vask og Rengøring.

En ikke ubetydelig Mængde Kaliumkarbonat vindes som Biprodukt ved Roesukkerfabrikationen. Sukkerroen er nemlig meget kaliumrig, og dens Kaliumindhold samles i *Melassen* (den Moderlud, som bliver tilbage, efter at Sukkeret er udkrystalliseret af Roesaften). Ved Inddampning og Forkulning af Melassen omdannes de tilstedeværende organiske Kaliumsalte til Kaliumkarbonat, som vindes ved Udludning med Vand og Inddampning til Tørhed.

Foruden de allerede nævnte anvendes følgende Kaliumsalte hyppig i Laboratorium og Teknik.

Kaliumklorat, KClO_3 , fremstilles mest af Kaliumklorid ved Elektrolyse, og er et kraftigt Iltningsmiddel.

Kaliumbromid, KBr .

Kaliumjodid, KJ .

Kaliumsulfat, K_2SO_4 , udvindes af Stassfurthersaltene.

Kaliumnitrat, KNO_3 (Salpeter) fremstilles af Kaliumklorid ved Omsætning med Natriumnitrat og er en Bestanddel af Sortkrudt.

Kaliumferrocyanid, $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ (med $3 \text{H}_2\text{O}$), er et gult Salt, der vindes af Gasrensemasse.

Kaliumdikromat, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, krystalliserer i store, røde Krystaller; det er et kraftigt Iltningsmiddel.

Kaliumpermanganat, KMnO_4 , danner mørke, uigennemsigtige Krystaller, som opløses i Vand med rød Farve; det virker stærkt iltende.

Kalialun, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ (med $12 \text{H}_2\text{O}$).

Vinsten, surt Kaliumtartrat, $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$, udskilles ved Druesaftens Gæring; det er tungtopløseligt i Vand og uopløseligt i Vinaand.

Oversigt over Kaliumsaltene.

Kaliumsalte er sædvanlig *farveløse* og *letopløselige* i Vand (Undtagelser er Kaliumkoboltinitrit, Kaliumplatinklorid, Kaliumperklorat og Vinsten). I Modsætning til Natriumsaltene krystalliserer de oftest *uden Krystalvand*. Naar man skal bruge

et letopløseligt Salt af en bestemt Syre, foretrækker man ofte at bruge det dyrere Kaliumsalt fremfor Natriumsaltet, fordi Kaliumsaltene er smukkere krystalliserende og mindre hygroskopiske end Natriumsaltene. Med et vel krystalliserende Salt er man mindre udsat for Forfalskninger og Urenheder end med et daarligt krystalliserende, da det sædvanlig er let at se paa et vel krystalliserende Salt, om det er det rette, og om det er nogenlunde rent.

Oversigt over Alkalimetallerne.

De to vigtigste Alkalimetaller er:

Natrium	Kalium
Na = 23,00.	K = 39,10.

De frie Alkalimetaller besidder *stor Reaktionsevne*; de løber an i Luften og sønderdeler Vand heftig. De optræder altid *monovalente*. Deres Hydroxylforbindelser er *stærke Baser*, som er letopløselige i Vand; deres Salte er sædvanlig *letopløselige*, navnlig bør bemærkes, at deres normale Karbonater, Fosfater og Silikater, i Modsætning til alle andre Metaller, er opløselige i Vand. Alle deres Forbindelser er *ionogene*, d. v. s. de fraspalter Alkalimetallet som Ion ved Opløsning i Vand.

Sjældne Alkalimetaller. Til Natrium og Kalium slutter sig tre sjældne Metaller, Litium, Rubidium og Cæsium. Litium er det mest udbredte af disse. Det har en meget lille Atomvægt (Li = 6,94) og udmærker sig ved at farve Bunsenflammen stærkt rød; dets Ilte kaldes Lition, og dets Forbindelser kaldes ofte Litionforbindelser.

Kalciumgruppen.

Til Kalciumgruppen hører alle de togyldige, lette Metaller. Af disse er de vigtigste **Magnium, Kalcium, Baryum, Radium.**

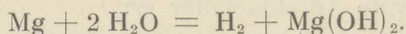
Magnium.

Mg = 24,32.

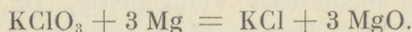
Magnium optræder mest i uopløselig Form bundet til Kisel-syre eller Kulsyre; **Asbest** er et kalciumholdigt Magnium-silikat, **Merskum** er et vandholdigt Magniumsilikat, **M a g -**

nesit er Magniumkarbonat, Dolomit er en Blanding af Magnium- og Kalciumkarbonat. Opløste Magniumsalte findes i Havvand; derfra stammer de opløselige Magniumsalte i Stass-furtherlagene; foruden de magniumholdige Dobbeltsalte Karnallit og Kainit findes heri betydelige Mængder Magniumsulfat i Form af Kieserit, $MgSO_4 \cdot H_2O$.

Magnium er et hvidt Metal. Det kan i nogen Tid bevare sin Metalglans i atmosfærisk Luft, men iltes dog efterhaanden paa Overfladen og bliver mat. Det sønderdeler ikke Vand ved alm. Temp., men vel ved Kogepunktet, idet

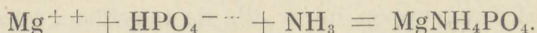


Naar Magnium antændes, brænder det med et blændende Lys, som egner sig til at fotografere ved. Det sædvanlige *Lynpulver* er en Blanding af Magniumpulver og Kaliumklorat:



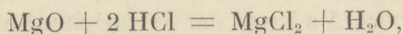
Magnium fremstilles ved Elektrolyse af afvandet Karnallit, som er ophedet til Smeltning; Magnium udskiller sig ved Katoden, og Klorret frigøres ved Anoden.

Magniumionen, Mg^{++} . Da Magnium er et divalent Metal, indeholder Magniumionen to elektriske Ladninger; den er farveløs og smager bittert; det er dens Tilstedeværelse, som bevirker, at Havvand smager bittert. Alle Magniumforbindelser er *ionogene*, d. v. s. de fraspalter ved Opløsning i Vand Magniumioner. Magniumionen paavises i en Opløsning ved Tilsætning af Natriumfosfat og Ammoniak til basisk Reaktion; derved udfældes den i Form af Magnium ammoniumfosfat, $MgNH_4PO_4 \cdot 6H_2O$, et meget tungtopløseligt, mikrokrySTALLINSK Dobbelt salt:



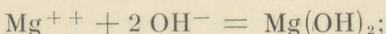
Inden denne Prøve kan anstilles, maa alle andre Metaller undtagen Kalium og Natrium være fjærnedede af Opløsningen.

Magniumilte, MgO , kaldes sædvanlig *Magnesia*. Det er et hvidt Pulver, som neutraliserer Syrer under Dannelse af Magniumsalte, f. Ex.:

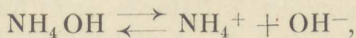


og derfor anvendes som Medikament til Afstumpning af Mavesyre. Det forbinder sig langsomt med Vand til

Magniumhydroxyd. $Mg(OH)_2$, som er et hvidt, i Vand næsten uopløseligt Pulver. Ved Udrøring i Vand giver det Vandet alkalisk Reaktion; det besidder altsaa et ikke helt forsvindende lille Opløselighedsprodukt. Naar man sætter Hydroxyli-ioner til en Opløsning, der indeholder Magniumioner, f. Ex. Natriumhydroxyd til Magniumsulfat, udfældes Magniumhydroxyd, idet dets Opløselighedsprodukt overskrides:



men jo mindre Hydroxyli-ionkoncentrationen i den sammenblandede Opløsning er, desto ufuldstændigere er Fældningen. Medens de stærke Baser som Natriumhydroxyd og Baryumhydroxyd udfælder fuldstændig, er Fældningen med det svagt basiske Ammoniakvand ufuldstændig. Naar man sætter Ammoniumsalte til Ammoniakvandet, virker det slet ikke fældende. Forklaringen herpaa er følgende: ved Tilsætning af Ammoniumsalte gør man Hydroxyli-ionkoncentrationen i Ammoniakvandet endnu mindre, end den er i Forvejen; thi Hydroxyli-ionerne dannes ved den reversible Proces,



og naar man tilsætter Ammoniumsalte, altsaa NH_4^{+} -Ioner, forbinder en stor Del af Opløsningens Hydroxyli-ioner sig med disse og forsvinder. Dette Forhold kan let konstateres ved Hjælp af Fenolftalein; thi medens Ammoniakvand alene farver Fenolftalein stærkt rødt, kan det i Nærværelse af *rigeligt* Ammoniumsalt knap farve Fenolftalein synlig rødt; Hydroxyli-ionkoncentrationen i Ammoniakvand maa derfor være meget lille i Nærværelse af Ammoniumsalte (mindre end 10^{-5} , naar der er rigeligt Ammoniumsalt tilstede), og det er forstaaeligt, at Magniumhydroxydets Opløselighedsprodukt ikke overskrides ved denne lille Hydroxyli-ionkoncentration, selv om Magniumionens Koncentration i Opløsningen er betydelig. Det er altsaa muligt at fremstille en ammoniakalsk Opløsning af Magniumsulfat, naar man tilsætter Ammoniumklorid; en saadan »Magnesiablanding« benyttes i den kvantitative Analyse til Udfældning af Fosfatresten (»Fosforsyre«) som Magniumammoniumfosfat.

Magniumsulfat, $MgSO_4$, er det vigtigste af Magnium-saltene. Det findes i Form af Kieserit, $MgSO_4 \cdot H_2O$, blandt Stassfurthersaltene. Kieserit er næsten uopløseligt i Vand, men naar det fugtige Kieseritslam, som bliver tilbage efter Opløsning af de øvrige Stassfurthersalte, henstaar i nogen Tid, optager Kieseriten Vand og danner Krystaller, som er sammensatte $MgSO_4 \cdot 7H_2O$; disse Krystaller er letopløselige i Vand og kan renses ved Omkrystallisation; de benyttes under Navn af engelsk Salt eller Bittersalt som Afføringsmiddel.

Oversigt over Magniumsaltene.

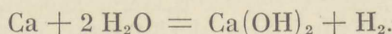
Magniumsalte er farveløse og sædvanlig vel krystalliserende og *opløselige* i Vand. Blandt de uopløselige maa fremhæves Fosfatet, Karbonatet og Silikatet. Alle Saltene krystalliserer af vandig Opløsning *med Krystalvand* og er i Opløsning spaltede til Magniumioner og Syrerestioner.

Kalcium.

$$Ca = 40,07.$$

Kalcium forekommer i Naturen som Karbonat (Kalksten, Kridt, Marmor), Sulfat (Gips), Silikat (mest Dobbeltsilikater), Fosfat (i Apatit og Fosforit) og Fluorid (Flusspat).

Kalcium er et hvidt, let Metal. Det omsætter sig livligt med Vand allerede ved alm. Temp.:



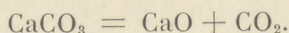
Ved Ophedning i Luft brænder det til en Blanding af Kalciumilte, CaO , og Kalciumnitrid, Ca_3N_2 .

Det fremstilles ved Elektrolyse af smeltet Kalciumklorid.

Kalciumionen, Ca^{++} . Da Kalcium er et divalent Metal, indeholder Kalciumionen to elektriske Ladninger. Kalcium antager gerne Iontilstanden, og alle Kalciumforbindelser fraspalter ved Opløsning i Vand Kalciumioner. Man kan prøve, om en Opløsning indeholder Kalciumioner ved at tilsætte Oxalationer (Ammoniumoxalat) efter at have gjort Opløsningen

ammoniakalsk. Kalciumoxalat er nemlig tungtopløseligt og besidder et meget lille Opløselighedsprodukt; en Opløsning kan derfor ikke samtidig indeholde Oxalationer og Kalciumioner i større Mængde. I *saltsur Vædske* kan man ikke udfælde Kalciumion med Ammoniumoxalat; thi da Oxalsyre er en svag Syre, forbinder de tilsatte Oxalationer sig med Vædskens Brintioner til udissocieret Oxalsyre, og Kalciumoxalatets Opløselighedsprodukt overskrides derfor ikke, selv om der er en Del Kalciumioner til Stede (Kalciumoxalat er som Salt af en svag Syre langt lettere opløseligt i en stærk Syre end i Vand). Man kan derimod prøve for Kalcium i *eddikesur Vædske*, naar der ikke er frie stærke Syrer tilstede; thi Eddikesyre indeholder ikke Brintioner nok til at hindre Udfældningen af Kalciumoxalat.

Kalciumilte, CaO, er et fast, hvidt Stof. Det fremstilles ved Glødning af Kalciumkarbonat, hvorved Kuldioxyd bortgaar, og Kalciumilte bliver tilbage, og det kaldes derfor sædvanlig for brændt Kalk.

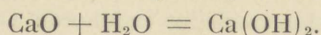


Kalkbrænding foretages i Kalkbrænderierne, hvor man i store Ovne opheder Kalkstenen til Glødning ved Fyring med Kul.

Naar man opheder Kalciumkarbonat i en lukket Beholder, vil det fraspalte Kuldioxyd, indtil dettes Tryk har naaet en bestemt Størrelse, som kaldes *Dissociationstrykket*. Hvis Kuldioxydtrykket er større end Dissociationstrykket, vil Processen forløbe i modsat Retning: Kuldioxydet vil forbinde sig med eventuelt tilstedeværende Kalciumilte til Kalciumkarbonat. Jo højere Temperaturen er, desto større vil Dissociationstrykket være. Ved 500° er Kalciumkarbonatets Dissociationstryk endnu meget lille; men ved 900° er det steget til en Atmosfære; denne Temperatur kan derfor opfattes som et Slags Kogepunkt for Kalkstenen, idet den Luftart, som den udvikler, her kan overvinde Atmosfærens Tryk; over denne Temperatur vil Kalkbrændingen forløbe hurtig til Ende.

Brændt Kalk gaar i Handelen i store, porøse Stykker; Kalkstenen bevarer nemlig ved Brændingen sin ydre Form, uagtet den mister 44 pCt. af sin Vægt; den tilsuger Atmosfærens Vanddamp og Kuldioxyd og falder derved hen til et Pulver af Kalciumhydroxyd og Kalciumkarbonat. Naar den overhældes med Vand, opsuger den først Vandet i sine Porer, og derpaa omdan-

nes den under betydelig Varmeudvikling og Rumfangsudvidelse til et hvidt Pulver af Kalciumhydroxyd, den *læsker* sig:



Kalciumhydroxyd, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, er et fast, hvidt Stof, som er tungtopløseligt i Vand. Kalciumhydroxyd er i Opløsning stærkt spaltet i sine Ioner; det er altsaa en stærk Base. Da det er tungtopløseligt i Vand, kan man med dette Stof ikke fremstille saa høje Hydroxylionkoncentrationer som med Natrium- og Kaliumhydroxyd, men Kalciumhydroxyd virker dog endnu stærkt ætsende. Kalciumhydroxyd er vor billigste Base og anvendes derfor meget. Hvis man læsker brændt Kalk med omtrent den beregnede Vandmængde, faas Kalciumhydroxydet som et fint Pulver, den saakaldte *Melkalk*; hvis man anvender Overskud af Vand, faas en deigagtig Blanding af Kalciumhydroxyd og Vand (*læsket Kalk*); naar læsket Kalk udrøres i Vand til en Vælling, faas *Kalkmælk*; og naar man anvender saa meget Vand, at Kalciumhydroxydet opløses, faas *Kalkvand*. Ved *fed* Kalk i Modsætning til *mager* Kalk forstaar man brændt Kalk, som læsker sig let og hurtig, og som giver en ren hvid læsket Kalk af fedtagtig Konsistens. Jo renere den anvendte Kalksten har været, desto federe bliver den brændte Kalk. Hvis Kalkstenen indeholder Ler og brændes ved høj Temperatur, kan den blive ganske *dødbændt* og slet ikke lade sig læske, idet der ved Ophedningen dannes Kalciumsilikat, som smelter og udfylder Porerne i den brændte Kalk, saa at Vandet hindres i at komme i Berøring med Partiklerne af Kalciumiltet.

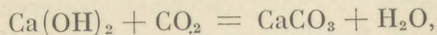
Kalciumhydroxyd anvendes i Form af Kalkvand til Paavisning af Kuldioxyd; som Kalkmælk anvendes det til Rengøring og Hvidtning; som læsket Kalk bruges det af Murerne til at lave Kalkmørtel, og som Melkalk anvendes det til Fremstilling af Klorkalk og Ammoniak.

Natronkalk fremstilles ved Læsning af brændt Kalk med Natronlud og Inddampning til Tørhed.

Mørtel og Cement.

Kalkmørtel fremstilles, ved at man blander læsket Kalk med Sand (eller Grus) og Vand. Udsat for Atmosfærens Ind-

virkning hærdner Kalkmørtel efter nogen Tids Forløb til en fast Masse, ved at Kalciumhydroxydet deri optager Kuldioxyd fra Luften og omdannes til Kalciumkarbonat:



som udskilles i smaa Krystaller, der kitter Mørtelens Sandskorn sammen til en haerd Masse. Herpaa beror Kalkmörtelens Anvendelse til Muring. Da der kun er meget lidt Kuldioxyd i Atmosfæren, kan der gaa Aar, inden Mørtelen i det indre af en tyk Mur er blevet omdannet til Kalciumkarbonat.

Kalkmørtel stivner først, naar en Del af dens Vand er fordampet, og Luften derved har faaet Adgang til Indvirkning; den egner sig derfor ikke til Anvendelse paa fugtige Steder og kan slet ikke anvendes under Vand. Her maa man benytte Cementmørtel.

Cement fremstilles af Kalksten og Ler; disse Stoffer blandes omhyggelig sammen og ophedes i Ovne til en meget høj Temperatur. Herved omdannes Kalkstenen til Kalciumilte, som forbinder sig med Leret til Kalciumaluminiumsilikater. Den glødede Masse bestaar af haarde, sammensintrede Stykker, og naar disse males til et fint Pulver, faas Cement som et graat, fint Mel. Naar Cement røres ud i lidt Vand, hærdner den under Optagelse af Vand; Cement kræver altsaa i Modsætning til Kalkmørtel ikke Kuldioxyd til sin Hærdning. Ved Hærdningsprocessen opløses efterhaanden en Del af Cementen og udskilles igen i Form af Krystalnaale af tungere opløselige, hydratiserede Forbindelser, som kitter de løse Partikler sammen til en fast, haard Masse, der besidder en betydelig Styrke overfor Tryk. *Cementmørtel* fremstilles ved Sammenblanding af Cement med Sand (eller Grus) og Vand. Til *Beton* er endvidere sat Skærver af Granit eller Mursten; Beton anvendes til Grundmur for Huse og ved Vandbygningsarbejder. *Monier-* og *Hennebique-*konstruktioner bestaar af et Net af Jerntraad eller Jernstænger, om hvilke der er støbt Cementmørtel eller Beton; disse Konstruktioner forbinder Cementmörtelens Styrke overfor Tryk med Jernets Styrke overfor Træk; Jernet, som er indlejret i Cementen, synes i Modsætning til Jern, der frit er udsat for Atmosfærens Indvirkning, ikke at ruste; dette kan forklares ved

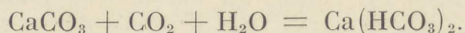
Cementmassens alkaliske Reaktion, idet det er en Erfarings-sag, at Jern vanskelig rustet i alkaliske Vædsker.

Kalciumsulfat, CaSO_4 , findes i Naturen krystalliseret med to Molekyler Krystalvand som Gips, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Det er et Salt, som er temmelig tungt opløseligt i Vand. Naar man opheder pulveriseret Gips noget over Vandets Kogepunkt, afgiver den sit Krystalvand og bliver til brændt Gips. Naar brændt Gips udrøres i Vand, optager den Krystalvandet igen, og Gipsvællingen stivner derved til en fast Masse (Gipsafstøbninger, Gipslofter o. s. v.).

Under Mikroskopet kan man iagttage, hvorledes Kornene af den brændte Gips ved Gipsens Hærdning gaar i Opløsning, og der til Gengæld udskilles nye, lange Krystalnaale af krystalvandholdig Gips, som voxer ind i hinanden, saa at de kommer til at danne en fast Masse. Hærdningen beror altsaa i Virkeligheden paa, at den brændte Gips er lettere opløselig end den vandholdige og derfor i Nærværelse af Vand omdannes til denne. En lettere opløselig Modifikation af et Stof maa altid være mindre bestandig end en tungere opløselig, forudsat at de to Modifikationer ved Opløsning giver identiske Opløsninger.

Kalciumkarbonat, CaCO_3 , er det vigtigste Kalciumsalt. Det optræder i Naturen i overmaade mange forskellige Former. Meget rent i store, klare, *dobbeltbrydende* Krystaller findes det paa Island (*Dobbeltspat*). I Marmor er det tydelig krystallinsk og ligeledes rent. Mindre rent og utydelig krystallinsk findes det i de mange forskellige Slags Kalksten og Kridt. Stærkt blandet med Ler eller Sand findes det i Mergel.

Kalciumkarbonat er yderst tungtopløseligt i rent Vand; derimod kan kulsyreholdigt Vand opløse en Del deraf, idet der dannes det opløselige sure Kalciumkarbonat:

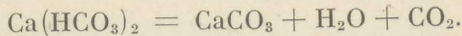


I Opløsningen er Kalciumkarbonatets Opløselighedsprodukt ikke overskredet, idet der vel findes en Del Kalciumioner, men praktisk talt ingen Karbonationer; Bikarbonationen, HCO_3^- , er nemlig paa Grund af Kulsyrens Svaghed som Syre kun i yderst ringe Grad spaltet i Brintioner og Karbonationer.

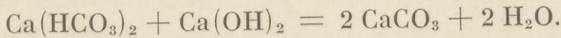
Naar Regnvandet siver ned gennem Jorden, optager det sædvanlig Kuldioxyd og bliver i Stand til at opløse Kalcium-

karbonat, derfor er Kildevand haardt. Naar Kildevandet kommer frem for Dagens Lys, afgiver det efterhaanden sit Kuldioxyd til Luften og mister derved Evnen til at holde Kalciumkarbonatet opløst, og dette udskilles som Kildekalk eller forbruges af de i Vandet levende Organismer til deres Kalkskelet eller Skaller; derfor er Søvand blødt. Af de døde Dyrs Kalkrester gendannes i Tidens Løb Kalksten, Mage til den oprindeligt opløste (*Kalkens Kredsløb*).

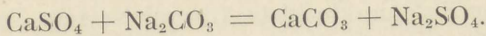
H a a r d t V a n d. Vand, som indeholder Kalciumsalte (eller Magniumsalte) kaldes haardt. Haardheden kan enten skyldes Bikarbonat eller Sulfat. Bikarbonat-Haardheden kan bortskaffes ved Kogning (*forbigaaende* Haardhed), idet derved Bikarbonatet spaltes:



Den kan ogsaa bortskaffes ved Tilsætning af Kalciumhydroxyd:



Sulfat-Haardheden kan ikke bortskaffes ved Kogning (*blivende* Haardhed), men ved Tilsætning af Soda kan man udfælde Kalken:



Haardt Vand afsætter megen Kedelsten og egner sig ikke til Vask, da det kræver mere Sæbe end blødt Vand (se den organiske Kemi).

En Række vigtige Kalciumsalte eller kalciumholdige Varer er allerede omtalte under Metalloiderne og skal her lige nævnes.

K a l c i u m k l o r i d, CaCl_2 , anvendes som Tørringsmiddel, idet det med betydelig Affinitet binder Vand som *Krystalvand*.

K l o r k a l k er en Blanding af Kalciumhypoklorit, $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, og Kalciumklorid. Det virker stærkt iltende og anvendes til Desinfektion og Blegning.

S v o v l k a l k er en rødgul Opløsning, som indeholder Kalciumpolysulfider, og som er fremstillet ved Kogning af Svovl med Kalkmælk; det anvendes mod Plantesygdomme.

N o r g e s a l p e t e r er Kalciumnitrat; det anvendes som Kvælstofgødning.

Superfosfat er en Blanding af primært Kalciumfosfat og Gips, vundet ved Behandling af Kalciumfosfat med Svovlsyre; det anvendes som Fosfatgødning.

Thomasfosfat er et kalkrigt Kalciumfosfat, der faas som Biprodukt ved Staalfabrikationen; det anvendes som Fosfatgødning.

Glas er en amorf Blanding af flere Silikater, i hvilken næsten altid Kalciumsilikat findes i betydelig Mængde.

Kalciumkarbid, CaC_2 , anvendes til Fremstilling af Acetylen og Karbidkvælstof.

Karbidkvælstof eller **Kalkkvælstof** indeholder som væsentlig Bestanddel Kalciumcyanamid, $\text{CaN} \cdot \text{NC}$; det anvendes som Kvælstofgødning.

Oversigt over Kalciumsaltene.

Kalciumsalte er *farveløse* og oftest *opløselige* i Vand. Uopløselige er det normale Karbonat, det normale og sekundære Fosfat, Silikatet, Fluoridet samt Saltene af de kalkfældende organiske Syrer (Oxalsyre, Æblesyre, Vinsyre, Citronsyre, Garvesyre). De krystalliserer sædvanlig med *Krystalvand*; Gipsens Hærdning og Kalciumkloridets Anvendelse som Tørringsmiddel beror paa Kalciumsaltenes Evne til at optage Krystalvand.

De *opløselige* Kalciumsalte kan fremstilles ved Opløsning af Kalciumkarbonat eller Kalciumhydroxyd i vedkommende Syre; saaledes fremstilles Kalciumnitrat ved Opløsning af Kalksten i Salpetersyre. De *uopløselige* Salte kan fremstilles ved Fældning af en Opløsning af et Kalciumsalt med et opløseligt Salt af vedkommende Syre; saaledes kan man vinde Kalciumfosfat ved at fælde Kalciumklorid med Natriumfosfat. Disse Metoder til Fremstilling af henholdsvis opløselige og uopløselige Salte bør nøje bemærkes, da de kan anvendes ved Fremstilling ogsaa af andre Metalleres Salte.

Baryum.

Ba = 137,37.

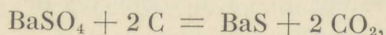
Baryum findes i Naturen i Form af **Tungspat**, BaSO_4 . Navnet paa dette Mineral hidrører fra, at Minalet er mere vægtfyldigt end de almindelige Stenarter som Granit og Kalksten.

Baryumforbindelserne ligner meget de tilsvarende Kalciumforbindelser; dog er Baryumsulfat langt tungere opløseligt end Kalciumsulfat, og omvendt er Baryumhydroxyd betydelig lettere opløseligt end Kalciumhydroxyd. Alle opløselige Baryumforbindelser fraspalter ved Opløsning i Vand Baryumioner.

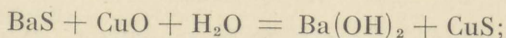
Baryumionen, Ba^{++} , er farveløs og giftig; den påavises ved Hjælp af fortyndet Svovlsyre; en Opløsning kan nemlig ikke samtidig indeholde Baryumioner og Sulfationer paa Grund af Baryumsulfatets yderst lille Opløselighedsprodukt, og derfor udfældes Baryumionerne som Baryumsulfat ved Tilsætning af fortyndet Svovlsyre. Omvendt benytter man Baryumklorid (eller Baryumnitrat) til Paavisning af Sulfation. Begge Reaktio-
ner kan anstilles i stærkt sur Vædske, da Baryumsulfat som Salt af en stærk Syre er lige saa tungtopløseligt i Syrer som i Vand.

Baryumhydroxyd, $Ba(OH)_2$ (sædvanlig med $8 H_2O$), er et krystallinsk Stof, som er betydelig lettere opløseligt i Vand end Kalciumhydroxyd; det kaldes ofte Baryhydrat, og dets Opløsning kaldes B a r y t v a n d; Opløsningen reagerer stærkt basisk og giver med Kuldioxyd Bundfald af Baryumkarbonat.

Baryumhydroxyd f r e m s t i l l e s af Tungspat; først reduceres dette Mineral til Sulfid ved Glødning med Kul:



og derpaa koges Sulfidet med Vand og Kuprioxyd, hvorved Svovlet gaar over paa Kobberet, og der dannes en Opløsning af Baryumhydroxyd:



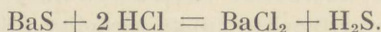
Opløsningen skilles ved Filtrering fra Kuprisulfidet og inddampes til Krystallisation.

Baryumhydroxydets Anvendelse ved Alkalimetallernes Paavisning. Baryumhydroxyd bruges til at adskille Analysens Kalium- og Natriumioner fra andre Metalioner. Naar man udkoger en Analyse med Overskud af Barytvand og lidt Baryumklorid, bundfældes de fleste Metalioner som uopløselige Hydroxyder, men Kalium- og Natriumionerne gaar i Opløsning sammen med Baryumioner og forskellige Anioner (Hydroxylioner og Klorioner samt de af Analysens Syrerestioner, som ikke fældes af Ba-

ryumioner). Ved Kogning med Ammoniumkarbonat udfælder man derpaa Baryumionerne som Baryumkarbonat; herved indføres istedetfor Baryumionerne Ammoniumioner; naar man derpaa inddamper Opløsningen til Tørhed og gløder Resten i en Digel, fjernes Ammoniumionerne, og Glødningsresten indeholder af Kationer nu kun Kalium- og Natriumioner.

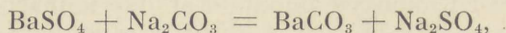
Zink, Bly og Aluminium udfældes ikke ved Kogning med Barytvand, da deres Hydroxyder er opløselige i stærke Baser, men disse Stoffer udfældes enten ved Behandlingen med Ammoniumkarbonat eller bliver i uopløselig Form tilbage ved Glødningsrestens Udrækning med Vand.

Baryumklorid, $BaCl_2$, fremstilles af Tungspat, idet man først som ovenfor angivet reducerer Sulfatet til Sulfid og derpaa opløser Sulfidet i Saltsyre:



Det er et opløseligt Salt, som benyttes til Paavisning og Bestemmelse af Sulfation.

Baryumsulfat, $BaSO_4$, er uopløseligt i Vand og Syrer. Ved Smeltning med Soda omdannes det til Baryumkarbonat:



som efter at være vasket frit for Natriumsulfat kan opløses i Syrer. Ved Glødning med Kul reduceres det til Baryumsulfid, som ligeledes kan opløses i Syrer.

Radium.

$$Ra = 226,0.$$

Radium er et meget sjældent Grundstof. Det findes nok ret udbredt, f. Ex. i mange Mineralvande, men det optræder altid kun i yderst ringe Mængde. I størst Mængde forekommer det i uranholdige Malme; men selv vor rigeste Uranmalm, B'e g- b l e n d e, indeholder kun ca. 0,15 g Radium pr. Ton. Derfor er Radium overmaade dyrt (400 Kr. pr. Milligram).

Radium er et togyldigt Metal, som ligner Baryum saa meget i sine kemiske Egenskaber, at det er meget besværligt at skille disse to Metaller fra hinanden. R a d i u m s u l f a t, $RaSO_4$, er endnu tungere opløseligt end Baryumsulfat. De sædvanlig benyttede Radiumpræparater bestaar af R a d i u m k l o -

rid, RaCl_2 , eller Radiumbromid, RaBr_2 ; Præparatet er sædvanlig indsmeltet i et lille Glasrør eller Metalrør, for at man ikke skal tabe noget af det kostbare Stof.

Radioaktivitet.

Radium udmærker sig ved at være *radioaktivt*, d. v. s. det udsender uafbrudt og uden ydre Foranledning Straaler, som virker paa den fotografiske Plade, bringer Stoffer til at lyse (navnlig Zinksulfid og Baryumplatocyanid) og gør Luften til en *Leder* for Elektriciteten. Et opladet Elektroskop, som anbringes i Nærheden af et radioaktivt Stof, vil hurtig miste sin Ladning, idet Luften omkring det bliver ledende, og man er paa denne Maade i Stand til at konstatere Nærværelsen af ganske minimale Mængder af radioaktive Stoffer. Straalerne udvikler ved deres Absorption *Varme*, og radioaktive Stoffer producerer derfor uafbrudt og uden ydre Foranledning Varme; et Gram Radium udvikler hver Time over Hundrede Gramkalorier. Straalerne udøver stærke *fysiologiske* Virkninger. De nedsætter eller dræber Livsvirksomheden i levende Væv; man har derfor anvendt dem mod Kræft for at hindre Kræftsvulsterne i at voxe videre. Radioaktivt Vand menes at have heldig Indvirkning paa Gigt og andre Sygdomme. Sikkert er det, at mange fra gammel Tid for deres helbredende Virkninger kendte Kilder er radioaktive.

Den Mængde Straaler, som udsendes fra et Radiumpræparat, er uafhængig af, hvorledes Radiummet er kemisk bundet, og forandres ikke med Temperaturen eller nogen anden ydre Omstændighed.

Man skelner mellem tre Slags Straaler: α -Straalerne bestaar af positivt ladede *Heliumatomer*, som er udslyngede med meget stor Hastighed; β -Straalerne bestaar af *Elektroner*, d. v. s. smaa, yderst lette, negativt elektriske Partikler, i endnu hurtigere Bevægelse; derimod er γ -Straalerne ikke materielle, men bestaar ligesom Lyset af en *Bølgebevægelse* i Æteren, blot med meget kortere Bølger end de sædvanlige Lysstraaler.

Der kendes foruden Radium flere andre Grundstoffer, som er radioaktive, f. Ex. **Uran** og **Torium**; disse to Stoffer er dog over en Million Gange mindre radioaktive end Radium; **Kalium** besidder en Radioaktivitet, som atter er Tusind Gange mindre

end Uranets; det synes rimelig at antage, at man vilde kunne paavise Radioaktivitet hos alle Grundstoffer, hvis man besad tilstrækkelig fine Undersøgelsesmetoder.

Radioaktivitetens Oprindelse; Henfaldshypotesen. En omhyggelig Undersøgelse af de radioaktive Grundstoffer har bragt for Dagen, at deres Radioaktivitet skyldes en uafbrudt Nedbrydning eller *Henfalden* af deres Atomer, som vi hverken kan forhale eller fremskynde. I et Radiumpræparat forsvinder hvert Aar en lille Brøkdel ($\frac{1}{2000}$) af det tilstedeværende Radium og i de svagere radioaktive Stoffer en tilsvarende mindre Del.

Til Trods for at de radioaktive Stoffer langsomt *falder hen* til andre Stoffer, regner man dem til Grundstofferne. Hertil har man gode Grunde. Radium besidder saaledes i Modsætning til sammensatte Radikaler som Ammonium og Cyan et Spektrum, der ganske ligner de øvrige Grundstoffers, og det har sin bestemte Plads i det periodiske System (se senere). Man antager i Virkeligheden nu til Dags, at alle Grundstoffer er sammensatte; det karakteristiske ved dem er, at vi ikke kan spalte dem, men enkelte af dem, de radioaktive, falder af sig selv hen til andre Stoffer, uden at vi derved kan gøre til eller fra.

Det enkelte Radiumatoms Nedbrydning foregaar pludselig og explosionsagtig, og ved Explosionen udslynges et positivt ladet Heliumatom med stor Hastighed; α -Straalerne bestaar af disse udskudte Heliumatomer. Da Heliumatomets Vægt er lig fire, maa den Rest, som bliver tilbage af Radiumatomet efter Explosionen, veje fire mindre end det oprindelige Radiumatom, d. v. s. $226 - 4 = 222$. Det har virkelig vist sig, at Radium omdannes til et Stof med denne Atomvægt; det er en Luftart af Argongruppen, som man har givet Navnet **Radiumemanationen** eller **Niton**. Af et Gram Radium dannes hver Dag ca. $0,1 \text{ mm}^3$ Radiumemanation. Radiumemanationen er endnu langt stærkere radioaktiv end Radium selv; dens Atomer er nemlig saa lidet holdbare, at der hver Dag exploderer en Sjattedel af dem. Ved Radiumemanationens Explosion dannes et nyt Stof, Radium A, og ved en fortsat Række af saadanne radioaktive Omdannelser opstaar tilsidst gennem Radium A, Radium B, Radium C, Radium D, Radium E og Radium F et blylignende Stof, som synes at være holdbart og ikke radioaktivt.

De radioaktive Stoffers Familieforhold. Da Jorden er mange Millioner Aar gammel, og Radium omdannes til andre Grundstoffer i langt kortere Tidsrum, vilde det ikke have existeret her paa Jorden, hvis der ikke stadig blev dannet nyt Radium til Erstatning for det, som forsvinder. Det har vist sig, at Radiummets Modersubstans er U r a n; herved forklares, hvorfor Radium fortrinsvis findes i Uranmalme. Uran falder ca. en Million Gange langsommere hen end Radium, og der gaar fem Milliarder Aar, inden Halvdelen af et Uranpræparat er bleven omdannet til Radium og dets videre Omdannelsesprodukter.

Ligesom Uran er Moderstoffet for en stor Familie af radioaktive Stoffer, af hvilke det vigtigste er Radium, nedstammer fra Torium en anden Familie af stærkt radioaktive Stoffer, af hvilke det vigtigste er Mesotorium, der nu til Dags anvendes ligesom Radium, men som adskiller sig fra dette ved at falde hen i Løbet af en halv Snes Aar. Endelig eksisterer der en tredje Familie af stærkt radioaktive Stoffer, som nedstammer fra Aktinium.

Radium blev opdaget og isoleret af Madame Curie; Henfaldshypotesen er opstillet af Rutherford.

Oversigt over Kalciumgruppen.

Kalciumgruppen omfatter følgende lette Metaller:

Magnium	Kalcium	(Strontium)	Baryum	Radium
Mg = 24,32	Ca = 40,07	(Sr = 87,63)	Ba = 137,37	Ra = 226,0

Disse Metaller er togyldige; de besidder ligesom Alkalimetallerne en betydelig Evne til at danne Ioner, men de angribes mindre voldsomt af Luft og Vand, og adskillige af deres Forbindelser er tungtopløselige i Vand. Saaledes er de normale Fosfater, Karbonater og Silikater uopløselige i Vand. Magniumhydroxyd er meget tungtopløseligt i Vand, men de øvrige Hydroxyder besidder en med Atomvægten stigende Opløselighed. Omvendt er Magniumsulfat opløseligt i Vand, medens de øvrige Sulfater besidder en med Atomvægten stærkt faldende Opløselighed, saa at Baryumsulfat og Radiumsulfat kan betegnes som uopløselige i Vand.

Aluminiumgruppen.

Til Aluminiumgruppen hører de lette Metaller, som besidder Valensen tre; af disse skal her kun omtales **Aluminium**.

Aluminium.

$$\text{Al} = 27,1.$$

Aluminium er næst Ilt og Silicium det Grundstof, som findes i størst Mængde i Jordskorpen; efter det følger Jern, og derefter kommer Kalcium, Magnium, Natrium og Kalium.

Man har skønnet, at Jordskorpen indeholder følgende Procentmængder af de vigtigste Grundstoffer:

Ilt 50 pCt.	Kalcium . . 3,5 pCt.	Brint 0,9 pCt.
Silicium . . 25 »	Magnium . . 2,5 »	Kulstof . . . 0,2 »
Aluminium 7 »	Natrium, . . 2,3 »	Svovl 0,04 »
Jern 5 »	Kalium . . . 2,2 »	Kvælstof . . 0,02 »

Af de øvrige Grundstoffer findes tilsammen kun ca. 1 pCt.

Aluminium forekommer i Naturen hovedsagelig bundet til Kiselsyre (i Feldspat, Glimmer, Kaolin, Lerm. m.). Lokalt findes Aluminiumilte og Kryolit, $3\text{NaF}, \text{AlF}_3$, det sidste i Grønland.

Aluminium er i fri Tilstand et hvidt, *let* og stærkt Metal (Vægtfylde 2,7), som i nyere Tid, da man har lært at fremstille det billig, anvendes en Del til Genstande, som paa en Gang skal være lette og stærke. Det fremstilles ved Elektrolyse af Aluminiumilte, som er opløst i et Bad af smeltet, glødende Kryolit.

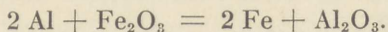
Aluminium holder sig godt i Luften og sønderdeler ikke Vand. Herefter kunde man tro, at det kun havde ringe Affinitet til Ilt, men dette er langtfra Tilfældet. Naar Aluminiumpulver ved stærk Ophedning antændes, brænder det med uhyre Voldsomhed og under Udvikling af meget stor Varme til Aluminiumilte, og man behøver kun at tilsætte passende Katalysatorer f. Ex. Kviksølv eller dets Forbindelser til Aluminium, for at det ved alm. Temp. hurtig skal angribes af atmosfærisk Luft og af Vand; man kan fremstille Brint af Aluminiumpulver og Vand

ved Tilsætning af Kviksølvklorid; Saltvand angriber Aluminium langt stærkere end fersk Vand.

I Saltsyre opløses Aluminium let under Brintudvikling til Aluminiumklorid. Derimod kan det mærkelig nok ikke opløses i Salpetersyre; dets *Passivitet* heri skyldes rimeligvis et tyndt Iltelag.

I Modsætning til de fleste andre Metaller kan Aluminium opløses i Baseopløsninger under Dannelse af Aluminater, d. v. s. Salte, hvori Aluminiumhydroxyd virker som Syre. Da Sodaopløsninger paa Grund af Hydrolyse indeholder fri Base og derfor opløser Aluminium, bør man ikke benytte Soda ved Rengøring af Aluminiumgenstande.

En interessant Anvendelse har Aluminium fundet i *Termit*, som bestaar af en Blanding af Aluminiumpulver og Jernilte. Denne Blanding kan ved Hjælp af en stærkt varrende Sats antændes, og under meget stor Varmeudvikling dannes da en hvidglødende, smeltet Jernmasse, bedækket med en Slagge af Aluminiumilte:

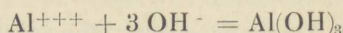


Termit anvendes til Sammenstøbning af Staalgenstande, f. Ex. Sporvognsskinner.

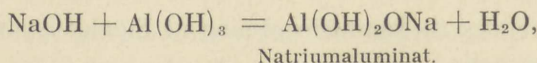
Aluminiumionen, Al^{+++} , indeholder tre positive Ladninger og er farveløs. Ligesom de øvrige lette Metaller besidder Aluminium en betydelig Tilbøjelighed til at antage Iontilstanden. I *Analysens Gang* udfældes Aluminiumionen sædvanlig som Aluminiumfosfat, AlPO_4 , hvis Opløselighedsprodukt er meget lille. Udfældningen af Aluminiumionen med Fosfation (Natriumfosfat) vil være desto ufuldstændigere, jo mere sur Opløsningen er; thi jo flere Brintioner der er tilstede, desto flere af Fosfationerne vil forbinde sig med Brintioner til sekundær Fosfation, HPO_4^{--} , primær Fosfation, H_2PO_4^- eller udissocieret Fosforsyre, og desto flere Aluminiumioner vil der kunne være i Opløsningen, uden at Aluminiumfosfatets Opløselighedsprodukt overskrides. Saalænge Vædsken ikke indeholder flere Brintioner, end der findes i en Blanding af Eddikesyre og Natriumacetat, vil Udfældningen være praktisk taget fuldstændig; hvis Opløsningen indeholder fri Saltsyre, vil Udfældningen slet ikke finde Sted.

Aluminiumilte, Al_2O_3 (Lerjord), er et farveløst, meget *haardt* Stof, som er uopløseligt i Vand. Det udgør Hovedbestanddelen af Ædelstenene Rubin (rød) og Safir (blaa); Mineraliet *Smergel*, der anvendes til Slibesten og Smergellærred, bestaar af urent, mørktfarvet Aluminiumilte.

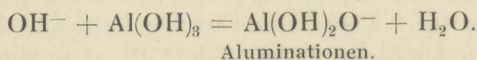
Aluminiumhydroxyd, $\text{Al}(\text{OH})_3$ (Lerjordhydrat, $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$), er i Modsætning til de fleste andre lette Metaller Hydroxyder uopløseligt i Vand og en *meget svag Base*. Det faas som et hvidt, fnugget Bundfald ved Fældning af opløste Aluminiumsalte med Ammoniakvand:



Aluminater. Ved Tildrypning af en stærk Base, f. Ex. Natriumhydroxyd, til et Aluminiumsalt udfældes ogsaa Aluminiumhydroxyd, men Bundfaldet opløses igen i Overskud af Fældningsmidlet. Aluminiumhydroxyd virker nemlig overfor stærke Baser som en Syre og danner opløselige Salte, som kaldes *Aluminater*, f. Ex.:



eller skrevet med Ioner:



Ogsaa Baryumhydroxyd kan opløse Aluminiumhydroxyd, men Ammoniakvand kan ikke gøre det, fordi det er for svagt basisk til at danne et bestandigt Salt med en Syre, der er saa svag som Aluminiumhydroxyd.

Et Stof, der som Aluminiumhydroxyd baade kan optræde som Syre og som Base, kaldes for et *amfotert* Stof.

Aluminiumsalte. Ved Aluminiumsalte forstaas, i Modsætning til Aluminater, de Salte, i hvilke Aluminium udgør den basiske Bestanddel. De er sædvanlig *opløselige* i Vand (uopløselige er Fosfatet, Silikatet og Dobbeltfluoridet Kryolit), og Aluminiummet findes i Opløsningen som Ion (Al^{+++}). Da Aluminiumhydroxyd er en svag Base, er Aluminiumsaltene i Opløsning noget hydrolyserede og *reagerer surt*. De vigtigste af Saltene er det opløselige Sulfat og det uopløselige Silikat.

Aluminiumsulfat, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (svovlsur Lerjord), er et hvidt, letopløseligt, krystalvandholdigt Salt. Det kan fremstilles ved Sønderdeling af glødet Kaolin (Aluminiumsilikat) med Svovlsyre; herved dannes en Opløsning af Aluminiumsulfat, som ved Filtrering skilles fra den udskilte Kiselsyre og derpaa indampes til Krystallisation.

Alun er et Dobbelt salt, der er sammensat $\text{K}_2\text{SO}_4, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, 24\text{H}_2\text{O}$, hvilket ogsaa kan skrives som $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2, 12\text{H}_2\text{O}$. Det er tungere opløseligt og smukkere krystalliserende end Aluminiumsulfat og anvendes ofte istedetfor dette; det virker paa lignende Maade, da det i vandig Opløsning er spaltet i Kaliumion, Aluminiumion og Sulfation.

Aluminiumsulfat og Alun anvendes i Papirfabrikkerne og i Farverierne.

Aluminiumsilikat udgør en væsentlig Bestanddel af de Dobbelt silikater, hvoraf Jordskorpen hovedsagelig er opbygget. Ved de oprindelige Bjærgarters Forvitring dannes Kaolin, et vandholdigt Aluminiumsilikat ($\text{Al}_2\text{O}_3, 2\text{SiO}_2, 2\text{H}_2\text{O}$); det findes rent i det hvide Porcellænsler og blandet med Kalciumkarbonat, Jernforbindelser og forskellige alkali- eller kalkholdige Dobbelt silikater i almindeligt Ler.

Ler er i fugtig Tilstand blødt og formbart (*plastisk*). Denne Egenskab skylder det sin findelte, *kolloide* Beskaffenhed, hidrørende fra dets Dannelse ved Forvitring. Ved Glødning bliver det haardt og kan ikke mere blødes op i Vand, idet det mister sin kolloide Beskaffenhed. Ved meget stærk Ophedning kan det smelte; jo renere det er, desto højere Temperatur kræver det til sin Smeltning.

I *Lervareindustrien* former man af det plastiske Ler Genstande, som man derpaa ved Brænding gør haarde og bestandige overfor Vand.

Lervarerne kan deles i tre Hovedgrupper: *grove Lervarer, Fayence og Porcellæn*.

De grove Lervarer fremstilles i Teglværkerne; de laves af urene Lersorter og brændes ved forholdsvis lav Temperatur (ca. 1000° eller mindre); de er meget porøse og kan opsuge en stor Mængde Vand; deres vxlende Farver skyldes Lerets større eller mindre Jernindhold. Mursten, Drænrør, Urtepotter hører til de grove Lervarer.

Fayence laves af rene, helst jernfri Lersorter og brændes ved højere Temperatur ($1200-1300^\circ$). Grundmassen i Fayence er porøs og uigennem-

sigtig, ligesom i de grove Lervarer. For at faa Genstandene vandtætte maa man *glasere* dem; efter Hovedbrændingen overtrækkes de ved Neddypning i en Glasurvælling med en letsmelteleg Masse, som ved en ny Brænding ved forholdsvis lav Temperatur smelter og dækker Genstanden med et vandtæt, glasagtigt Lag. Fayenceglasuren er tilbøjelig til at springe af eller revne, da den for at være tilstrækkelig letsmelteleg maa være af en helt anden kemisk Sammensætning end Grundmassen.

Porcellæn formes af en Grundmasse, som bestaar af Kaolin, Feldspat og Kvarts; den formede Genstand faar derefter en »Forglødning«, hvorved den mister sin Plasticitet; derpaa dyppes den i en Vælling af Feldspatpulver og Vand, hvorved den overtrækkes med et tyndt Lag af Feldspat, og ved den derpaa følgende »Blankbrænding« ophedes den saa højt (til ca. 1450°), at Feldspaten i Glasuren og i Grundmassen smelter. Herved faas en Vare, hvori Grundmassen er gennemskinnende og massiv, og som besidder en fastsiddende og stærk Glasur.

Porcellæn regnes for den fineste Lervare; fordi det er den stærkeste og den i kemisk Henseende mest modstandsdygtige; men det er ogsaa den dyreste, fordi det kræver de reneste Materialer, og fordi det brændes ved meget høj Temperatur; desuden maa Temperaturen reguleres meget omhyggelig, hvis Varen ikke skal være for lidt brændt (uigennemsigtig) eller for meget brændt (deformeret). Ved Brændingen trækker Porcellænet sig 10—20 pCt. sammen.

Om Dobbelt-silikaternes Evne til at tilbageholde Kaliumioner. De vandholdige Dobbelt-silikater, som dannes ved Forvitring af Bjærgarter, og som findes i Ler i større eller mindre Mængde, besidder en betydelig Evne til at udvexle det Metal, som de indeholder, foruden Aluminium, med andre Metaller. Hvis de f. Ex. indeholder Natrium, vil Stoffet ved Behandling med Opløsninger af Kaliumsalte afgive Natriumioner og optage en ækvivalent Mængde Kaliumioner, og omvendt vil de kaliumholdige Dobbelt-silikater ved Behandling med Natriumsalte afgive Kaliumioner og optage Natriumioner. Ombytningerne er altsaa reversible; men den kemiske Ligevægt ligger saaledes, at Kaliumionerne fortrinsvis optages. Medens en mindre Mængde Kaliumsalt i Opløsningen er tilstrækkelig til, at der dannes kaliumholdigt Dobbelt-silikat, kræves der et stort Overskud af Natrium- eller Kalciumsalte til at uddrive Kaliumionerne og danne natrium- eller kalciumholdigt Silikat. Paa dette Forhold beror for en stor Del, omend næppe udelukkende, Jordbundens Evne til at tilbageholde de for Planterne saa vigtige Kaliumioner og først afgive dem, naar Planterne har forbrugt de faa Kaliumioner i Jordbunden, som ikke er absorberede, og derfor trænger til flere.

Det periodiske System.

Naar man ordner Grundstofferne efter deres Atomvægte, fremkommer interessante periodiske Regelmæssigheder; dette kan ses af følgende Sammenstilling, som omfatter de 16 Grundstoffer med Atomvægte fra 6,94 til 39,88.

Litium	Beryllium	Bor	Kulstof	Kvælstof	Ilt	Fluor	Neon
6,94	9,1	11,0	12,005	14,01	16,00	19,0	20,2
Natrium	Magnium	Aluminium	Silicium	Fosfor	Svovl	Klor	Argon
23,00	24,32	27,1	28,3	31,04	32,06	35,46	39,88

Først kommer Alkalimetallet Litium med Valensen en, derefter følger Beryllium, som hører til Magniumgruppen og har Valensen to, saa kommer Bor med Valensen tre, Kulstof med Valensen fire, Kvælstof med Valensen tre overfor Brint og fem overfor Ilt, Ilt med Valensen to overfor Brint og Fluor med Valensen en overfor Brint samt endelig Neon, der besidder Valensen nul. Det ses altsaa, at Valensen stiger jævnt fra Litium til Kulstof og derpaa overfor Brint igen falder fra Kulstof til Neon, medens den overfor Ilt vedbliver at stige, for saa vidt Stofferne overhovedet kan forbinde sig med Ilt. Alle otte Grundstoffer fra Litium til Neon er meget forskellige og hører til forskellige Grundstofgrupper; men naar man gaar videre i Rækken, viser det sig, at de otte næste Grundstoffer danner en Periode, som ganske svarer til Perioden fra Litium til Neon. Efter Neon følger Natrium med Valensen en, Magnium med Valensen to, Aluminium med Valensen tre, Silicium med Valensen fire, Fosfor med Valensen tre overfor Brint og fem overfor Ilt, Svovl med Valensen to overfor Brint og sex overfor Ilt, Klor med Valensen en overfor Brint og syv overfor Ilt samt endelig Argon med Valensen nul. Perioden fra Litium til Neon kaldes første Periode, og Perioden fra Natrium til Argon kaldes anden Periode. Overensstemmelsen mellem første og anden Periode viser sig ikke blot i Valensen, men i det hele taget i Stoffernes kemiske Egenskaber; kun Bør og Aluminium staar hinanden noget fjærnt, men der er dog ogsaa mellem disse Stoffer Analogier; saaledes svarer Aluminaterne til Boraterne. En Opstilling af Grundstofferne, ordnede efter Atomvægte, som tydeliggør de til-

stedeværende periodiske Regelmæssigheder, kaldes *et periodisk System*. En saadan Opstilling er givet i det følgende.

Det periodiske System.

	1. Periode	2. Periode	3. Periode	4. Periode	5. Periode	6. Periode
	Nr. 1—2	Nr. 3—10	Nr. 11—18	Nr. 19—36	Nr. 37—54	Nr. 55—86
1. Gruppe . H (1)	Li (6,9)	Na (23,0)	K (39,1)	Rb (85,4)	Cs (132,8)	—
2. Gruppe	Be (9,1)	Mg (24,3)	Ca (40,1)	Sr (87,6)	Ba (137,4)	Ra (226,0)
3. Gruppe	B (11,0)	Al (27,1)	Sc (44,1)	Yt (88,7)	La (139,0)	—
4. Gruppe	C (12,0)	Si (28,3)	Ti (48,1)	Zr (90,6)	Ce (140,2)	Th (232,4)
					Pr (140,9)	
					Nd (144,3)	
					—	
					Sm (150,4)	
					Eu (152,0)	
					Gd (157,3)	
					Tb (159,2)	
					Dy (162,5)	
					Ho (163,5)	
					Er (167,7)	
					Tu (168,5)	
					Yb (173,5)	
					Lu (175,0)	
					—	
5. Undergruppe			V (51,0)	Nb (93,5)	Ta (181,5)	
6. Undergruppe			Cr (52,0)	Mo (96,0)	W (184,0)	U (238,2)
7. Undergruppe			Mn (54,9)	—	—	
			a	Fe (55,8)	Ru (101,7)	Os (190,9)
			b	Co (59,0)	Rh (102,9)	Ir (193,1)
			c	Ni (58,7)	Pd (106,7)	Pt (195,2)
1. Undergruppe			Cu (63,6)	Ag (107,9)	Au (197,2)	
2. Undergruppe			Zn (65,4)	Cd (112,4)	Hg (200,6)	
3. Undergruppe			Ga (69,9)	In (114,8)	Tl (204,0)	
4. Undergruppe			Ge (72,5)	Sn (118,7)	Pb (207,2)	
5. Gruppe	N (14,0)	P (31,0)	As (75,0)	Sb (120,2)	Bi (208,0)	
6. Gruppe	O (16,0)	S (32,1)	Se (79,2)	Te (127,5)	—	
7. Gruppe	F (19,0)	Cl (35,5)	Br (79,9)	J (126,9)	—	
8. Gruppe . He (4)	Ne (20,2)	Ar (39,9)	Kr (82,9)	Xe (130,2)	Nt (222,4)	

Gruppe
af sjældne
Jordarters
Metaller

Foran de i det foregaaende omtalte to Perioder findes kun Brint og Helium. Naar man gaar videre fra Argon til Grundstofferne med højere Atomvægt, bliver Perioderne længere. I den tredje Periode optræder nemlig foruden de otte til de to første Perioder svarende Stoffer ti tunge Metaller, til hvilke der ikke findes tilsvarende Stoffer i de første Perioder. Den tredje Periode svarer i sine Ender ganske til de to første Perioder, men i Midten findes disse ti tunge Metaller. Den fjerde Periode ligner ganske den tredje. Derimod er den femte igen større end den tredje og fjerde, idet der i den optræder tolv sjældne Metaller (de saakaldte sjældne Jordarters Metaller), til hvilke der ikke findes analoge Stoffer i de foregaaende Perioder.

Alle de Stoffer, som staar i samme Linie, hører til samme Gruppe. Vi faar paa den Maade *otte Hovedgrupper*, svarende til de otte Stoffer i de første Perioder. Første Gruppe indeholder de engyldige Alkalimetaller, anden Gruppe de togyldige lette Metaller (Kalций m. m.), tredje Gruppe de tregyldige lette Metaller (Aluminium m. m.), fjerde Gruppe er den firegyldige Kulstofgruppe, femte Gruppe den femgyldige Kvælstofgruppe, sjette Gruppe indeholder Svovlgruppens Metalloider med Valenser indtil sex, syvende Gruppe omfatter Halogenerne med Valenser indtil syv, og den ottende Gruppe dannes af de sjældne Luftarter.

De tunge Metaller, som optræder i tredje, fjerde og femte Periode, kan passende ordnes i *otte Undergrupper*, som frembyder adskillige Valensanalogier med de otte Hovedgrupper, og som derfor er bleven nummererede i Overensstemmelse med disse, saaledes at Nummeret saa vidt mulig angiver den Valens, hvormed de optræder. Den ottende Undergruppe falder igen i tre Afdelinger (a, b, c).

Ved den her i Bogen anvendte Opstilling for det periodiske System kan man ved en Trappetrinlinie, der gaar fra Hjørnet foroven til venstre ned mod Hjørnet forneden til højre, skille alle Metallerne fra Metalloiderne, og ved en Linie omtrent paa tværs af denne kan man skille de lette Metaller fra de tunge. Foroven findes da de lette Metaller, til højre findes de tunge og forneden Metalloiderne.

Tomme Pladser. Medens der i første, anden og tredje Periode ingen tomme Pladser er, mangler der i fjerde Periode et Stof, som skulde svare til Mangan, i femte Periode mangler hele fem Grundstoffer, og af sjette Periode kendes kun enkelte Led. Antagelig svarer de tomme Pladser til eksisterende, men blot endnu ikke opdagede Grundstoffer. Da *Mendelejeff* første Gang opstillede et periodisk System, stod ogsaa i tredje Periode flere Pladser tomme idet Gallium (Ga) og Germanium (Ge) ikke var kendte. Han drog strax den Slutning, at der maatte eksistere Grundstoffer, svarende til disse Pladser; saaledes skrev han, at der maatte eksistere et Grundstof med Atomvægten 72,9, med Valensen fire og med kemiske Egenskaber mellem Siliciumets og Tinnets; det maatte f. Ex. danne et flydende Klorid af Typen RCl_4 , som kogte lidt under 100° . Da man senere opdagede Germanium, viste dette sig at være det af *Mendelejeff* forudsagte Grundstof; det besad Atomvægten 72,5, var firegyldigt, stod i sine Egenskaber mellem Silicium og Tin og dannede et flydende

Klorid GeCl_4 , som kogte ved 86° . *Mendelejeff's* Forudsigelser blev altsaa paa den mest glimrende Maade bekræftede.

Helt uden Uregelmæssigheder er det periodiske System ikke; for Systemets Skyld er man nødt til at sætte Argon med Atomvægten 39,88 foran Kalium med Atomvægten 39,10, og paa tilsvarende Vis maa man bytte om paa Kobolt og Nikkel og paa Jod og Tellur. At saadanne mindre Uregelmæssigheder optræder enkelte Steder, bør ikke undre; thi Atomvægtforskellene mellem de paa hinanden følgende Grundstoffer er langtfra konstant; den svinger mellem nul og syv, og det er derfor ikke saa mærkeligt, at Differensen paa enkelte Steder endog kan blive en Smule negativ.

Atomernes Bygning.

De fleste Atomtal ligger i Nærheden af hele Tal. Derfor fremsatte *Prout* i Begyndelsen af forrige Aarhundrede (1815) den Hypotese, at alle Atomerne var opbyggede af Brintatomer som Urstof. Da 'det imidlertid efterhaanden viste sig, at Atomtallene ikke var nøjagtige Multipla af Brintens Atomvægt, kunde *Prout's* Hypotese ikke vinde Terræn.

Opstillingen af det periodiske System i Midten af forrige Aarhundrede førte atter Tanken hen paa, at Atomerne maatte være sammensatte Systemer; men det er først i det tyvende Aarhundrede, at det gennem Undersøgelser over de radioaktive Stoffer er lykkedes Videnskaben at danne sig et Billede, omend kun ufuldkomment, af Atomernes Bygning.

En væsentlig Bestanddel af Atomerne er de saakaldte *Elektroner*. Det er ganske smaa, *negativt elektriske* Partikler, henved totusinde Gange lettere end et Brintatom; den negative Elektricitet kendes kun i Form af Elektroner, og disse er derfor rimeligvis en Slags Elektricitetsatomer. Hvert Grundstofatom bestaar af en lille, tung *Kærne*, omgivet af et stort, let *Elektronssystem*. Kærnen er ca. 10^{-12} cm i Diameter; den er positiv elektrisk ladet, og i den er Atomets Hovedmasse samlet. Elektronerne kredser om Kærnen, idet de holdes i deres Bane ved den elektriske Kraft, hvormed de tiltrækkes af den positive elektriske Kærne. De yderste Elektronbaners Diameter giver os selve Atomets Diameter (ca. 10^{-8} cm). Et Atom minder meget om Solsystemet. Kærnen svarer til Solen, og Elektronerne svarer til Planeterne; Størrelsesforholdet mellem hele Atomet, Kærnen og en enkelt Elektron er omtrent som mellem hele Solsystemet, Solen og en enkelt Planet.

Det Antal Elektroner, som kredser om Kærnen i et elektrisk neutralt Atom, er bestemt ved Kærnenes Ladning; thi Elektronerne samledes negative Ladning maa være lig Kærnenes positive Ladning. Hvis Atomet afgiver en af sine Elektroner, bliver det til en monovalent positiv Ion, hvis det afgiver to

Elektroner, bliver det til en divalent positiv Ion, o. s. fr.; hvis omvendt Atomet optager overskydende Elektroner, bliver det til en negativ Ion.

I de forskellige Grundstoffer er Kærnens Ladning forskellig. Den voxer med Atomvægten, og det har vist sig, at dens Størrelse nøjagtig angives ved Grundstoffets Nummer i det periodiske System. Da Antallet af Elektroner i et neutralt Atom er lig Antallet af positive Ladninger paa Kærnen, faar man med det samme Tal angivet Antallet af Elektroner i Grundstoffets Elektronsystem: Brint har en Elektron, Helium har to, Litium har tre, Guld har 79 Elektroner. Elektronerne er ordnede i Ringe; det er navnlig Antallet af Elektroner i den yderste Ring, der bestemmer Atomets kemiske Egenskaber og dets Valens. For hver Gang man gaar et Nummer op i det periodiske System, forøges Antallet af Elektroner i den yderste Ring med en, lige indtil der er kommen otte Elektroner i Ringen; derefter paabegyndes Dannelsen af en ny ydre Ring. Herved fremkommer med periodiske Mellemrum Atomer med samme Antal Elektroner i den yderste Ring; de ligner hverandre i kemiske Egenskaber og Valens, og man har heri en Forklaring paa det periodiske Systems Existens.

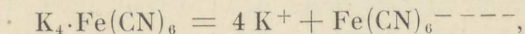
Den store Forskel mellem kemiske Processer og radioaktive Omdannelser beror derpaa, at ved de kemiske Processer ændres Kærnerne ikke, men ved de radioaktive Omdannelser gaar Kærnerne itu. Vore almindelige Grundstoffers Bestandighed beror ikke paa deres Elektronsystems Stabilitet, men paa deres Kærners Holdbarhed.

Ved de radioaktive Omdannelser udslynges Heliumkærner og Elektroner; heraf fremgaar, at Atomernes Kærner maa indeholde Heliumkærner og Elektroner; der indgaar dog vistnok ogsaa andre Bestanddele, f. Ex. Brintkærner, i dem.

Ionogene og komplexe Forbindelser.

De lette Metaller Forbindelser fraspalter i vandig Opløsning (paa ganske enkelte Undtagelser nær) Metallet som fri Ion; Metallet i dem er *ionogent* bundet, og Forbindelserne er ionogene.

I Modsætning hertil danner de tunge Metaller hyppig Forbindelser, i hvilke Metallet ved Opløsning ikke fraspaltes som fri Ion, men vedbliver at være bundet til andre Atomer eller Atomgrupper. Saaledes er det tidligere omtalt, at Jernet i Kaliumferrocyanid ikke er ioniseret; denne Forbindelse spaltes i Ioner efter følgende Ligning:



og indeholder altsaa Jernet som Ferrocyanidion; i de dybblaa

Kobberopløsninger, som dannes, naar man sætter Ammoniak til Kobbersaltopløsninger, findes Kobberet heller ikke som fri Ion, men bundet til Ammoniak som Tetramminkupriion, $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{++}$. Saadanne Forbindelser kaldes *komplexe* Forbindelser, og man siger, at det tunge Metal i dem er kompleks bundet.

I Kaliumferrocyanid er det tunge Metal kompleks bundet til Cyan, altsaa til en *Syrerest*; i de dybblaa Kobberopløsninger er Kobberet kompleks bundet til Ammoniak, altsaa til et *elektrisk neutralt Molekyle*. De tunge Metaller kan ogsaa undertiden indgaa som Bestanddel i Syrerester, i hvilke de er kompleks bundne til *Ilt* paa samme Maade som Metalloiderne i de sædvanlige Syrerester; i Kromaterne findes saaledes Kromsyre-*resten*, CrO_4^{--} , og i Permanganaterne findes Manganoversyre-*resten*, MnO_4^- . I Aluminaterne, hvor Aluminiumhydroxydet virker som en Syre, er Aluminiumet bundet paa denne Maade.

Da de sædvanlige analytiske Reaktionen oftest er Ionreaktioner, kan man ikke vente, at komplexe Forbindelser skal vise Bestanddelenes almindelige Reaktionen; saaledes viser Kaliumferrocyanid hverken de almindelige Jern- eller Cyanreaktioner.

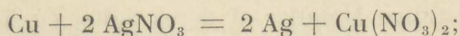
Spændingsrækken.

Inden de enkelte tunge Metaller gennemgaas, vil det være praktisk at omtale den saakaldte Spændingsrække, da de enkelte Metaller Plads i denne giver et godt Overblik over adskillige af deres kemiske Egenskaber.

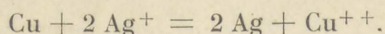
Naar man dypper et Stykke Kobber ned i en Opløsning, som indeholder et Sølv salt, vil Kobberet gaa i Opløsning og udfælde en ækvivalent Mængde Sølv; paa lignende Maade vil Kobber udfælde Kviksølv og Guld af deres Salte; derimod vil det ikke udfælde Zink eller Jern af deres Salte. Man kan ordne Metallerne i en Række, i hvilken ethvert Metal er i Stand til at udfælde alle de efterfølgende, men ingen af de foregaaende; denne Række kaldes *Spændingsrækken*.

Spændingsrækken	Forhold overfor Vand og Syrer:	Forhold overfor Luft:	Forbindelsernes Natur:
Kalium Natrium Kalcium Magnium Aluminium	udvikler Brint allerede med Vand.	angribes stærkt i almindelig Luft.	Hydroxyderne er stærke, i Vand opløselige Baser, Salterne er alle ioniserede.
Zink Jern Nikkel Bly Tin Brint	udvikler Brint med Syrer.	angribes langsomt i alm. Luft.	Hydroxyderne er svage, i Vand uopløselige Baser, Salterne er oftest ioniserede.
Kobber Kviksølv Sølv Guld Platin	kan ikke udvikle Brint med Syrer.	kan iltes ved Ophedning i Luft. kan ikke iltes ved Ophedning i Luft (ædle Metaller).	Forbindelserne er hyppig komplexe. Forbindelserne er alle komplexe.

Naar Kobber udfælder Sølv af Sølvnitrat, kan Processen skrives:



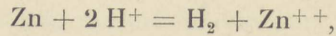
men det er rigtigere at skrive den som Ionreaktion:



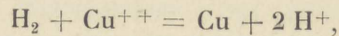
Ved Udfældningen flytter altsaa den positive Elektricitet fra det ene Metal over paa det andet, hvorved det udfældede Metal mister Iontilstanden, og det udfældende antager den. Det udfældende Metal (i ovenstaaende Exempel Kobber) maa altsaa besidde større Affinitet til den positive Elektricitet end det udfældede (Sølv) det kaldes derfor det mest *elektropositive*. Et meget elektropositivt Metal besidder stor Tilbøjelighed til at danne positive Ioner, og dets Forbindelser maa derfor i Almindelighed let ioniseres. Dette stemmer med, at Metallerne øverst i Spændingsrækken fortrinsvis danner ionogene Forbindelser, medens det er Metallerne langt nede i Spændingsrækken, som danner komplexe Forbindelser.

Brint minder i mange Henseender om Metallerne; saaledes

kan Syrerne opfattes som Brintens Salte. Brint har sin bestemte Plads i Spændingsrækken lige efter de Metaller, som kan udvikle Brint med Syrer. Ved Brintens Plads i Rækken deles Metallerne i to Grupper: de, som kan udskille Brint af Syrer, og de, som ikke kan udskille Brint af Syrer, men som tværtimod kan udfældes af deres Salte ved Indvirkning af Brint. Zink, som staar over Brint, kan udvikle Brint af Svovlsyre, medens Kobber, som staar under Brint, omvendt kan udfældes af Kobbersulfat ved Tilledning af Brint (det sidste foregaar dog kun i Nærværelse af Platinsort som Katalysator). Naar Zink udvikler Brint af en Syre, er Processen:



og Aarsagen til Processen er, at Zink er mere elektropositiv end Brint. Naar Brint udfælder Kobber, er Processen:



og Aarsagen til Processen er, at Brint er mere elektropositiv end Kobber.

Metallernes Karakterisering ved deres Plads i Spændingsrækken. Øverst i Spændingsrækken staar Alkalimetallerne og de andre lette Metaller; disse elektropositive Metaller kan udskille alle de tunge Metaller af deres Salte, og de kan udvikle Brint, ikke blot med Syrer, men ogsaa med Vand. Derpaa kommer de tunge Metaller. De første af disse kan endnu udvikle Brint med Syrer (f. Ex. Zink og Jern); men derefter følger en Del, som ikke kan udvikle Brint med Syrer. Sidst i Rækken kommer de ædle Metaller, som ikke kan iltes ved Ophedning i Luft, og som udfældes af alle de øvrige Metaller.

I store Træk gælder det, at jo lavere et Metal staar i Spændingsrækken, desto flere komplekse Forbindelser danner det. Alkalimetallernes Forbindelser er alle ioniserede, de ædle Metalleres Forbindelser er alle komplexe.

De stærkt *elektropositive* Metaller foroven i Spændingsrækken danner villig og under betydelig Varmeudvikling kemiske Forbindelser, og disse er oftest opløselige; deres Hydroxyder er stærkt basiske og omdannes ved Ophedning ikke eller kun vanskeligt til Ilte under Afgivelse af Vand. De lidet elektropositive Metaller nederst i Spændingsrækken forholder sig lige modsat;

de danner vanskelig og under ringe Varmeudvikling kemiske Forbindelser, og disse er ofte tungtopløselige; deres Hydroxyder er svagt basiske (eller endogsaa af sur Natur) og ofte saa ubestandige, at de allerede ved alm. Temp. under Afgivelse af Vand omdannes til Iltter.

Af det foregaaende fremgaar, hvorledes den Plads, som et Metal indtager i Spændingsrækken, i mange Henseender karakteriserer dets kemiske Forhold. Foruden de direkte Angivelser, som man gennem den faar om Metallernes Evne til at udfælde hinanden og til at udvikle Brint med Syrer, faar man paa en Række andre Punkter tilnærmede Oplysninger.

DE TUNGE METALLER

De tunge Metaller kan i Overensstemmelse med det periodiske System inddeles i følgende Grupper:

Gruppe	karakterist. Valens
I. Sølvgruppen (Kobber, Sølv, Guld)	1
II. Zinkgruppen (Zink, Kviksølv)	2
III. indeholder kun sjældne Metaller	3
IV. Tingruppen (Tin, Bly)	4
V. Antimongruppen (Antimon, Vismut)	5
VI. Kromgruppen (Krom, Molybdæn, Wolfram, Uran) 6	
VII. Mangangruppen (Mangan)	7
VIII. Jerngruppen (Jern, Kobolt, Nikkel, Platin)	—

Sølvgruppen.

Den første Gruppe af de tunge Metaller omfatter **Kobber**, **Sølv** og **Guld**; alle disse Metaller kan optræde monovalente og kan for saa vidt sammenstilles med Alkalimetallerne, fra hvilke de dog ellers afviger meget.

Kobber.

Cu = .63,57.

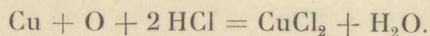
De fleste Kobbermalme indeholder Kobberet bundet til Svovl; i mindre Mængde findes Kobber i Naturen i Form af Malakit, et grønt basisk Kuprikarbonat, som benyttes til Fremstilling af Smykker og Nipsgenstande.

Kobber er et rødt, seigt, tungsmelteligt Metal (Smp. 1080°). Det er blødt og kan let formes koldt (ved Hamring, Valsning, Trækning); ved Bearbejdning bliver det haardere, men kan igen gøres blødt ved Udglødning. Det anvendes til elektriske Ledninger, til Tagbeklædning og til store Kogekar (f. Ex. i Bryggerier). Det danner ved Sammensmeltning med andre Metaller *Legeringer*. Kobberlegeringer er oftest haardere og billigere end det ublandede Kobber og egner sig godt til Støbning. *Bronze* er en Legering af Kobber og Tin, *Messing* er en Legering af Kobber og Zink, *Nysølv* er en Legering af Kobber med Nikkel og Zink.

Kemiske Egenskaber. Kobber staar i Spændingsrækken over de ædle Metaller; det er i fri Tilstand ogsaa mindre holdbart end disse. Ved Ophedning i Luften iltes det, paa Overfladen dannes sædvanlig sort Kuprioxyd, CuO, men i det indre hyppig kun rødt Kuprooxyd, Cu₂O. Den grønne Forbindelse, Ir, som dannes, naar Kobber i Aarevis udsættes for Vejrligets Indflydelse, er et basisk Kuprikarbonat.

Med Svovl forbinder Kobber sig let til sort Kobbersulfid, og derfor maa til svovlholdige Vædske som Svovlkalk ikke benyttes Kobberapparater. Messing angribes derimod til Trods for sit Kobberindhold kun lidet af svovlholdige Opløsninger.

Kobber staar i Spændingsrækken under Brint og kan følgelig ikke opløses i Saltsyre eller fortyndet Svovlsyre. Derimod opløses det let i iltende Syrer; saaledes opløses det i Salpetersyre under Dannelse af Kuprinitrat og Kvælstofilter, og det angribes af varm konc. Svovlsyre under Dannelse af Kuprisulfat og Svovldioxyd. Ved Hjælp af Luftens Ilt kan ogsaa ikke iltende Syrer, f. Ex. Saltsyre, langsomt opløse Kobber:



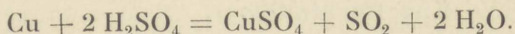
Selv svage organiske Syrer kan i Nærværelse af Luft langsomt opløse Kobber. Da de derved dannede Kobbersalte er *giftige*, bør Køkkenredskaber af Kobber altid være fortinnede indvendig.

Kobber danner to Rækker af Forbindelser: Kuproforbindelserne, i hvilke det er monovalent, og Kupriforbindelserne, i hvilke det er divalent. De sidste er de vigtigste.

Kupriforbindelser.

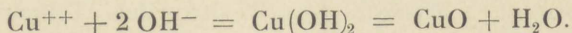
Kuprioxyd, CuO , er et sort, fast Stof, som kan fremstilles ved Glødning af Kobber i Luft. Det indeholder sin Ilt ret løst bundet, og virker ved højere Temperatur som et kraftigt Iltningsmiddel; herpaa beror dets Anvendelse i den organiske Elementæranalyse, hvor man sikrer sig, at det organiske Stof *ilttes* (forbrændes) fuldstændig til Kuldioxyd og Vand, ved at lade Forbrændingsprodukterne passere et langt Lag af glødende Kuprioxyd.

Kuprisulfat, CuSO_4 , fremstilles ved Ophedning af Kobber med konc. Svovlsyre og Omkrystallisation af Produktet af Vand:



Det vindes saaledes i Form af smukke, *blaa*, vandholdige Krystaller, som kaldes Kobbervitriol eller Blaasten ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$). Det er opløseligt i Vand med blaa Farve. Ved Ophedning afgiver det sit Krystalvand og omdannes til et *hvidt* Pulver af vandfrit Kuprisulfat.

Kuprisulfat er i vandig Opløsning ioniseret til Kupriioner, Cu^{++} , og Sulfationer; det er Kupriionerne, der giver Opløsningen dens blaa Farve. Naar man fælder en Opløsning af Kuprisulfat (eller en anden Kupriionopløsning) med Natriumhydroxyd, udskilles blaat, amorft Kuprihydroxyd. Naar man fælder i varm Vædske, bliver Bundfaldet sort, idet det afgiver Vand og omdannes til Kuprioxyd.

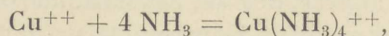


Kuprisulfat anvendes til Rensning af Planter og Sædefrø for Svamp. Da Kuprihydroxyd er en svag Base, reagerer Kuprisulfatopløsning ret stærkt surt paa Grund af Hydrolyse og virker af den Grund ætsende paa friske Plantedele; derfor

anvender man til Besprøjtning af udsprungne Frugttræer og Vinstokke hellere Opslemninger af Kuprihydroxyd eller Kuprikarbonat, fremstillede ved Tilsætning af læsket Kalk eller Soda til Kuprisulfatopløsning (*Bordeaux-Vædske*). Kuprihydroxyd og Kuprikarbonat, som er meget tungtopløselige i Vand, angriber ikke Plantedelene saa stærkt som Kuprisulfatopløsningen; de har en længere varende Virkning, da de ikke bortvaskes saa hurtig, og er paa den anden Side tilstrækkelig opløselige til, at Vand, som er mættet med dem, virker dræbende paa Svampe. Zink og Jern, som staar over Kobber i Spændingsrækken, udfælder Kobberet af kobberholdige Vædske; de ovennævnte Svampemidler maa derfor ikke komme i Berøring med Zink- eller Jerngenstande, men maa fremstilles i Kar af Træ eller Ler.

Det Kuprihydroxyd, som udfældes med læsket Kalk, indeholder sædvanlig endnu noget Sulfatrest; det er altsaa i Virkeligheden et basisk Kuprisulfat; og det Kuprikarbonat, som udfældes med Soda, har afgivet en Del af sin Kulsyre og er derfor et *basisk* Karbonat. En svag Base som Kuprihydroxyd er meget tilbøjelig til at danne basiske Salte, idet de normale Salte let fraspalter en Del af deres Syre. I Modsætning til sure Salte har basiske Salte ofte en kompliceret Sammensætning og er uopløselige i Vand.

Komplexe Kupriforbindelser. Naar man sætter Ammoniakvand til Kuprisalte, udfældes først Kuprihydroxyd, men med mere Ammoniak gaar dette i Opløsning med *mørkeblaa* Farve. Grunden hertil er, at Kupriionen med Ammoniak kan danne en kompleks Tetramminkupri-Ion:



som er langt stærkere blaafarvet end selve Kupriionen, og hvis Hydroxylforbindelse er opløselig. Efter Ammoniaktilsætningen vil selv en stærk Base som Natriumhydroxyd ikke udfælde Kuprihydroxyd. Ogsaa organiske Hydroxylforbindelser (polyvalente Alkoholer, Sukker, Vinsyre) hindrer Kupriionernes Udfældning med Natriumhydroxyd, idet de danner mørkeblaa, kobberholdige Komplexer. *Fehlings* Vædske er en alkalisk Kupriopløsning, i hvilken Kuprihydroxydets Udfældning er hindret ved Tilsætning af Vinsyre eller vinsure Salte.

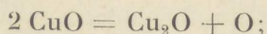
Kupriionen er lyseblaa. Den udfældes af Hydroxylioner (Natriumhydroxyd) som blaåt Hydroxyd og af Sulfidioner (Svovlbrinte) som sort Sulfid. Den danner med Ammoniak og

med mange organiske Hydroxylforbindelser opløselige, mørkeblaa Komplexer.

Hvis Kobberet i en Kobberopløsning hovedsagelig er tilstede som Kupriion, besidder Opløsningen denne Ions lyseblaa Farve; hvis Kobberet derimod er kompleks bundet, er Opløsningen i Almindelighed mørkeblaa. Komplexerne fraspalter altid til en vis Grad Kupriioner, saa de mørkeblaa Opløsninger indeholder ogsaa nogle Kupriioner, men de bestandige Komplexer er rigtignok ganske umaadelig lidt spaltede. I *Fehlings* Vædske er Kupriionernes molære Koncentration ca. 10^{-10} . Baade *Fehlings* Vædske og de *ammoniakalske* Opløsninger indeholder dog tilstrækkelig mange Kupriioner til, at der udfældes Kuprisulfid ved Tilledning af Svovlbrinte; derimod er der ikke Kupriioner nok til, at Kuprihydroxydets Opløselighedsprodukt naas, uagtet disse Vædske, som deres alkaliske Reaktion viser, indeholder mange Hydroxylioner.

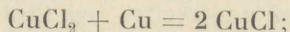
Kuproforbindelser.

Kuprooxyd, Cu_2O , er et rødt Stof, som kan fremstilles ved Reduktion af en alkalisk Kupriopløsning, f. Ex. *Fehlings* Vædske, med Druesukker. Da Kobberets Iltningsgrad i den alkaliske Opløsning svarer til CuO , kan Processen gengives skematisk ved følgende Ligning:



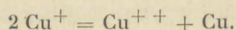
Iltten tages af Sukkeret. Man skulde egentlig vente at faa et Kuprohydroxyd CuOH udfældet, men dette er ubestandigt og giver ved Fraspaltning af Vand Kuprooxyd.

Kuproklorid, CuCl , er et hvidt, i Vand uopløseligt Stof. Det dannes, naar man koger en Opløsning af Kupriklorid med Kobber:



men da det er uopløseligt i Vand, lægger det sig som Lag paa Kobberet og hindrer videre Indvirkning. Det er imidlertid opløseligt i konc. Saltsyre med sort Farve under Dannelse af komplekse Forbindelser; man fremstiller det derfor ved at koge en Opløsning af Kupriklorid i Saltsyre med Kobberspaaner og fortynde den dannede mørke Opløsning med Vand, hvorved Kuprokloridet udfældes som et hvidt Pulver.

Alle de kendte Kuproforbindelser er enten uopløselige (som Iltet og Kloridet) eller komplexe (som Opløsningen af Kuproklorid i stærk Saltsyre). Dette er ikke tilfældigt, men skyldes, at Kuproionen i Opløsning er *ubeständig* og spaltes til Kobber og Kupriion:

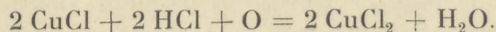


Denne Spaltning ophører først, naar næsten alle Kuproionerne er forsvundne.

Naar man koger en Opløsning af Kuprisulfat med Kobber, dannes i Opløsningen en lille Smule Kuproion, men Processen standser, saasart der er dannet en ringe Mængde; derfor kan man ikke fremstille Kuprosulfat ad denne Vej; men hvis der er Klorioner tilstede i Opløsningen, vil den lille Mængde Kuproion, der dannes, udfældes som uopløseligt Kuproklorid og fjernes, og Processen vil derfor skride videre frem, indtil Hovedmængden af Kupri-Kobberet er bleven omdannet til Kuproklorid.

Overgangen mellem Kupro- og Kupriforbindelser.

I alle *Kuproforbindelser* er Kobberets Iltningsgrad et halvt Iltatom pr. Kobberatom (Cu_2O), og i alle *Kupriforbindelser* er Kobberets Iltningsgrad et Iltatom pr. Kobberatom (CuO). Derfor kan Kuproforbindelser laves af andre Kuproforbindelser uden Iltning eller Reduktion, og Kupriforbindelser kan laves af andre Kupriforbindelser uden Iltning eller Reduktion. Men naar man vil lave en Kuproforbindelse af en Kupriforbindelse, maa man *reducere* (jvf. Fremstilling af Kuprooxyd. Ved Fremstillingen af Kuproklorid er Reduktionsmidlet Kobber). Hvis man reducerer en Kuproforbindelse videre, faas metallisk Kobber. Naar man omvendt vil fremstille en Kupriforbindelse af en Kuproforbindelse eller af Kobber, maa man *ilte* (jvf. Fremstilling af Kuprisulfat af Kobber). Kuproforbindelserne iltes som oftest let. Det hvide Kuproklorid antager saaledes i Tidens Løb en grøn Farve, idet det iltes af Luften til en Kupriforbindelse. Naar man opslemmer Kuproklorid i fortyndet Saltsyre, hvori det er uopløseligt, og tilsætter et Iltningsmiddel som Kaliumpermanganat, iltes det strax og gaar i Opløsning som Kupriklorid:



Man ser det hvide Bundfald forsvinde, og Opløsningen farves blaa; og først naar alt det hvide Bundfald er forsvundet, antager Opløsningen ved fortsat Tilsætning af Permanganat dets røde Farve.

Sølv.

Ag = 107,88.

Sølv forekommer i Naturen dels frit og dels bundet til Svovl. Det er et hvidt, blødt Metal med et højt Smeltepunkt (960°) og en stor Vægtfylde (10,5). Naar Sølv legeres med Kobber, bliver det haardere og stærkere og bedre egnet til Støbning; til Brugsgenstande og til Sølvmonter anvendes altid kobberholdigt Sølv.

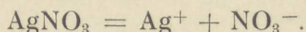
Sølvgenstande, som af Guardeinen i København er stemplede med tre Taarne (*Københavns Prøvesølv*), indeholder mindst 826 $\frac{0}{100}$ Sølv; 1- og 2-Kronestykker indeholder 800 $\frac{0}{100}$, 50- og 25-Ørestykker 600 $\frac{0}{100}$, 10-Ørestykker 400 $\frac{0}{100}$ Sølv.

Kemiske Egenskaber. Sølv staar lavere i Spændingsrækken end Kobber. Det opløses hverken af Saltsyre eller fortyndet Svovlsyre; men af varm, konc. Svovlsyre omdannes det til Sølvulfat under Udvikling af Svovldioxyd, og af Salpetersyre opløses det under Dannelse af Sølvnitrat og Udvikling af Kvælstofilter. Sølv iltes ikke i atmosfærisk Luft hverken ved alm. Temp. eller ved Ophedning; tværtimod spaltes Sølvilte ved Ophedning i Sølv og fri Ilt (Sølv er et ædelt Metal). Den mørke Patina, hvormed Sølvgenstande i Tidens Løb overtrækkes, bestaar af Sølvulfid; den skyldes Atmosfærens Indhold af Svovlbrinte og dannes derfor hurtig i kemiske Laboratorier og paa Steder, hvor Tang eller andre organiske svovlholdige Stoffer raadner i større Mængde under Udvikling af Svovlbrinte. Sølvsker, som anvendes til Æg, overtrækkes ogsaa med Sølvulfid.

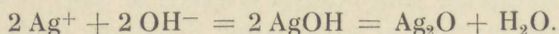
Kolloidalt Sølv. Naar Sølv udskilles af sine Forbindelser ved Behandling med Reduktionsmidler, faas det sædvanlig som et fint Pulver uden metallisk Udseende, og først ved Smeltning eller Sammenhamring antager det Metalglans. Hvis der er passende Beskyttelseskolloider tilstede, klumper de udskilte Sølvpartikler sig slet ikke sammen, men danner en mørkfarvet kolloid Opløsning, hvoraf Sølvet ved Indtørring udskilles som et *opløseligt* (reversibelt) Kolloid. Kollargol og Protargol er Handelspræparater bestaaende af kolloidalt Sølv blandet med forskellige Beskyttelseskolloider i ringe Mængde; de anvendes paa Grund af deres desinficerende Virkninger i Medicinen.

Sølv optræder i alle sine Forbindelser monovalent.

Sølvnitrat, AgNO_3 , fremstilles ved Opløsning af Sølv i Salpetersyre. Det er et hvidt, letopløseligt Salt. Helvedessten er Sølvnitrat, som er udstøbt i Stænger; det benyttes af Læger til Borttætsning af sygt Væv. Sølvnitrat farver Huden sort, idet det reduceres til metallisk Sølv af Hudens organiske Stoffer eller omdannes til Sulfid af dens Svovlindhold. Det er i Opløsning spaltet i Sølvioner og Nitrationer:



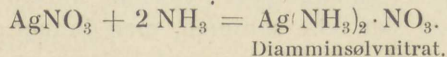
Naar man sætter Natriumhydroxyd (Hydroxylioner) til en Opløsning af Sølvnitrat, udfældes Sølvilte, Ag_2O , som et graabrunt Bundfald. Egentlig skulde man vente et Bundfald af Sølvhydroxyd, AgOH , men dette Stof kendes ikke, da det strax spaltes til Sølvilte og Vand:



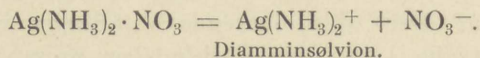
Halogenforbindelser. Sølv danner med Klor, Brom og Jod uopløselige Salte, der faas som osteagtige Bundfald, naar man fælder en Sølvionopløsning (f. Ex. Sølvnitrat) med en Halogenionopløsning (f. Ex. Saltsyre, Kaliumbromid, Kaliumjodid). Sølvklorid, AgCl , er hvidt; Sølvbromid, AgBr , har et gulligt Anstrøg, og Sølvjodid, AgJ , er gult. Alle disse Forbindelser er *lysfølsomme*, idet de svæertes i blaat og violet Lys under Dannelse af fintfordelt Sølv og frit Halogen; denne Egenskab hos dem anvendes i Fotografien.

Komplexe Sølvforbindelser.

Diamminsølvforbindelser. Naar man sætter Ammoniakvand i Overskud til en Opløsning af Sølvnitrat, opløses det først udfældede Sølvilte under Dannelse af en Forbindelse, som kaldes Diamminsølvnitrat:



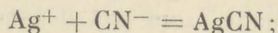
Sølv et i denne Forbindelse fældes ikke af Klorioner, hvilket viser, at det er kompleks bundet. Forbindelsen er spaltet i Ioner paa følgende Maade:



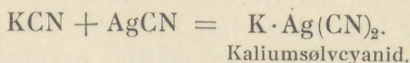
Ved Tilsætning af Kaliumjodid udfældes Sølvket som Sølvjodid; dette viser, at der dog maa være nogle Sølvioner tilstede i Opløsningen; der er ikke nok til, at Sølvkloridets Opløselighedsprodukt naas ved Tilsætning af Klorioner, men der er nok til, at det langt tungere opløselige Sølvjodids Opløselighedsprodukt overskrides, naar man tilsætter Jodioner.

Sølvklorid opløses i Ammoniakvand under Dannelse af Diammin sølvklorid, $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2 \cdot \text{Cl}$; men Sølvjodid er uopløseligt i Ammoniakvand; dette er i Overensstemmelse med den ovenfor angivne Spaltningsgrad for Diammin sølvkompleket.

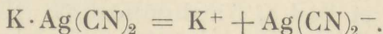
Kaliumsølvcyanid, $\text{K} \cdot \text{Ag}(\text{CN})_2$. Naar man sætter Kaliumcyanid til en Sølvnitratopløsning, udfældes uopløseligt Sølvcyanid, AgCN :



men dette opløses igen ved Tilsætning af Overskud af Kaliumcyanid, idet der dannes et letopløseligt Dobbeltcyanid:

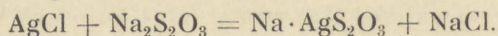


Opløsningen maa indeholde Sølvket kompleks bundet; thi den indeholder Cyanioner, og da Sølvket er tungtopløseligt i Vand, kan der ikke samtidig være Sølvioner og Cyanioner tilstede i større Mængde. At Sølvket er kompleks bundet, kan ogsaa konstateres ved, at Opløsningen ikke giver Bundfald med Natriumklorid (Klorioner). Kaliumsølvket er spaltet i Ioner paa følgende Maade:

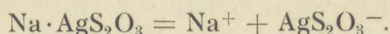


Galvanisk Forsølvning. Naar Sølv udskilles ved Elektrolyse af Sølvnitrat, danner det et løstsiddende Lag uden Metalglans, men af en kompleks, cyanidholdig Sølvopløsning udskilles det som et fastsiddende, metallisk Lag. Derfor benytter man ved galvanisk Forsølvning cyanidholdige Sølvopløsninger. Genstande af *Plet* eller *Elektroplet* er støbte af Nysølv, en hvid Legering af Kobber, Zink og Nikkel, og ved galvanisk Forsølvning forsynede med et tyndt Overtræk af Sølv; ofte benyttes dog istedetfor Nysølv det billigere Messing, men i saa Fald skinner den gule Farve igennem, saasomt Sølvlaget paa enkelte Steder er slidt af.

Natriumsølv-tiosulfat, $\text{Na} \cdot \text{AgS}_2\text{O}_3$. Sølvets Halogenforbindelser kan opløses i en Opløsning af Natriumtiosulfat, idet der dannes opløselige Dobbeltssalte, f. Ex.:



Det ovenstaaende Dobbeltssalt kan vindes i fast Form. Det er en kompleks Sølvforbindelse, der er spaltet i Ioner paa følgende Maade:



I de dannede sølv- og halogenholdige Opløsninger er Sølvhalogenidernes Opløselighedsprodukter ikke overskredne, idet Sølvet er kompleks bundet til Tiosulfationerne.

De kemiske Processer ved Fotografering. En fotografisk Plade bestaar af en Glasplade, som paa den ene Side er bedækket med en Hinde af stivnet Gelatine, hvori der er opslemmet Sølvbromid. Naar denne Hinde udsættes for Lys (*exponeres*), udskilles der paa de belyste Steder Sølv; det er dog ved kortvarig Belysning kun yderst lidt Sølv, der udskilles, og Billedet, der dannes paa Pladen, er derfor usynligt (*latent*); men naar man i et Mørkekammer dypper den exponerede Plade ned i en reducerende Opløsning (en *Fremkalder*), omdannes det latente Billede til et synligt, idet Sølvbromidet ved en Art Kimvirkning hurtig reduceres til Sølv der, hvor der i Forvejen er dannet noget Sølv. Ved Fremkaldelsen faar man dannet et Billede af Sølv, der er mørkt der, hvor Pladen har været belyst, altsaa et *negativt* Billede. Efter Fremkaldelsen dyppes Pladen i et Bad af Natriumtiosulfat (Fixernatron); heri opløses det ikke reducerede Sølvbromid, og efter at Pladen saaledes er *fixeret*, kan den tages ud i Dagslys. Da Sølvbromid kun paavirkes af blaåt og violet Lys, kan man til almindelige Plader uden Skade anvende rødt Lys i Mørkekammeret.

Ved Hjælp af det vundne Glasnegativ fremstilles ved *Kopiering* positive Billeder, idet man belyser en fotografisk Hinde, som sædvanlig er anbragt paa Papir og ikke paa Glas, gennem Negativet og derved frembringer et Billede, som er lyst, hvor Negativet er mørkt, og som altsaa svarer til Virkeligheden. Sædvanlig indeholder den fotografiske Hinde paa Kopierpapiret Sølvklorid, og den belyses saa længe, at der dannes et synligt Sølvbillede; man behøver derfor ikke at

fremkalde, men har blot at fixere Kopien i et Bad af Natriumsulfat. Det dannede Sølvbillede besidder sædvanlig en mindre køn Farvetone; derfor *toner* man Billedet ved at lægge det ned i en Guldsaltopløsning. Herved udvexles Sølvet i Billedet med Guld, da Guld staar under Sølv i Spændingsrækken; det dannede Guldbillede er baade smukkere og holdbarere end Sølvbilledet.

Guld.

Au = 197,2.

Guld findes gedigent i Naturen. Det udvandttes tidligere af guldholdigt Flodsand ved en Vaskningsproces, ved hvilken de tunge Guldkorn blev tilbage, medens de lette Sandskorn vaskedes bort. Nu vindes det mest af guldholdige Bjærgarter, som knuses og udtrækkes med Natriumcyanid; herved opløses Guldet, og af Opløsningen udskilles det igen ved Elektrolyse.

Guld er i ren Tilstand blødt, tungsmelteligt (1064°) og meget vægtfyldigt (19,3). Det er meget strækkeligt og kan hamres ud til yderst tynde Blade (ægte Bladguld, uægte Bladguld bestaar af en Legering af Kobber og Zink). Naar det legeres med Kobber (rødt Guld) eller Sølv (lyst Guld), bliver det haardere og slides mindre.

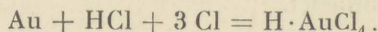
Vore danske Guldmønter bestaar af 900 ‰ Guld og 100 ‰ Kobber, og af et Kilogram rent Guld udmøntes 248 10-Kronestykker eller 124 20-Kronestykker.

Til Guldgenstande anvendes mest 14 Karats Guld, d. v. s., en Guldlegering med $\frac{14}{24}$ Guld og $\frac{10}{24}$ af et andet Metal, sædvanlig Kobber.

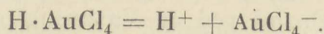
Guld anvendes meget til Smykkegenstande, fordi det baade besidder en smuk Glans og bevarer denne aldeles uforandret i Atmosfæren; Guldsager, der har henligget i Jorden i Aartusinder, er lige saa gode som nye. Guld iltes ikke selv ved Ophedning, tværtimod vil de fleste Guldforbindelser ved Ophedning udskille metallisk Guld; det kan hverken opløses i Svovlsyre, Saltsyre eller Salpetersyre; kun i Kongevand, en Blanding af en Del Salpetersyre med tre Dele Saltsyre, opløses det under Dannelse af Brintguldklorid.

Guld optræder i Auroforbindelserne monovalent og i Auriforbindelserne trivalent.

Brintguldchlorid, $H \cdot AuCl_4$, fremstilles ved Opløsning af Guld i Kongevand. Salpetersyren ilter en Del af Saltsyren til Klor, som derpaa sammen med noget mere Saltsyre forbinder sig med Guldet:



Forbindelsen indeholder trivalent Guld, som det let ses, naar Formlen skrives $HCl, AuCl_3$. Det er et gult, krystallinsk Stof, der virker som en Syre, idet det er spaltet i Ioner paa følgende Maade:



Naar Brintguldchlorid ophedes, bortgaar først Klorbrinte og dannes gulbrunt Auriklorid, $AuCl_3$; derpaa bortgaar Klor, og dannes Auroklorid, $AuCl$; og ved videre Ophedning bliver der rent Guld tilbage.

Natriumguldchlorid, $Na \cdot AuCl_4$, er den ovennævnte Syres Natriumsalt. Det er et kompleks Dobbeltsalt og indeholder Guldet som Aurikloridion, $AuCl_4^-$. Dette Dobbeltsalt (eller Auriklorid) anvendes ved Fremstilling af Tonbade til fotografisk Brug.

Oversigt over Sølvgruppen.

Sølvgruppen omfatter følgende tunge Metaller:

Kobber

Sølv

Guld

$Cu = 63,57.$

$Ag = 107,88.$

$Au = 197,2.$

Disse Metaller ligner hverandre meget i fysiske Egenskaber: de er alle bløde og strækkelige, de smelter ved ca. 1000° , og de leder Varme og Elektricitet udmærket godt.

Ogsaa i kemisk Henseende ligner de hverandre. De staar alle lavt i Spændingsrækken, og deres Forbindelser er derfor ofte komplekse og reduceres let til Metal. De kan alle optræde monovalente; men medens Sølv altid er monovalent, optræder Kobber kun i Kuproforbindelserne monovalent og er divalent i de vigtigere Kupriforbindelser, og paa lignende Maade er Guld kun monovalent i Auroforbindelserne, medens det er trivalent i de vigtigere Auriforbindelser.

Zinkgruppen.

Til den anden Gruppe af de tunge Metaller hører **Zink** og **Kviksølv**.

Zink.

Zn = 65,37.

Zink er et hvidt, letsmelteligt Metal (Smp. 412°) med omtrent samme Vægtfylde (6,8) som Jern. Det fordampes ved stærk Ophedning og kan destilleres (Kgp. 900°). Det er ikke videre stærkt, men er let at støbe. Zink anvendes meget til Tagbeklædning og til Tagrender og Nedløbsrender. Endvidere anvendes det til Legeringer navnlig Messing (Zink og Kobber) og Nysølv (Zink, Kobber og Nikkel) og til Galvanisering af Jern. Det saakaldte *galvaniserede* Jern er overtrukket med et tyndt Lag Zink enten ved Neddypning i smeltet Zink eller ad galvanisk Vej. Zinklaget beskytter Jernet ganske udmærket mod Rust. Da Zink er giftigt, bør Genstande af Zink eller galvaniseret Jern ikke anvendes til Opbevaring af Madvarer.

Kemiske Egenskaber. Zink overtrækkes ved Atmosfærens Indvirkning med et Lag af basisk Karbonat, som giver det et uanseligt, graat Udseende, men beskytter det mod dyberegaaende Paavirkning. Det staar i Spændingsrækken højt over Brint og opløses let i fortyndede Syrer under Brintudvikling.

Zink optræder altid divalent i sine Forbindelser.

Zinkilte, ZnO, er et hvidt Pulver, der er uopløseligt i Vand. Naar Zink ophedes stærkt i Luft, brænder det til Zinkilte, der under Navn af Zinkhvidt anvendes som Malerfarve.

Zinksulfat (Zinkvitriol), ZnSO₄, fremstilles ved Opløsning af Zink i Svovlsyre; det udkrystalliserer ved Inddampning af Opløsningen med Krystalvand (7 H₂O). Zinkvand er en fortyndet Opløsning af Zinksulfat; det virker desinficerende.

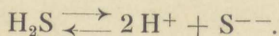
En Opløsning af Zinksulfat (og enhver anden Opløsning, som indeholder Zinkioner, Zn⁺⁺) giver ved forsigtig Tilsætning

af Natriumhydroxyd Bundfald af Zinkhydroxyd, $Zn(OH)_2$; men Bundfaldet opløses igen i Overskud af Fældningsmidlet under Dannelse af et opløseligt Natriumsalt, hvori Zinkhydroxydet virker som Syre (Lighed med Aluminium). Ammoniakvand udfælder ligeledes Zinkhydroxyd og opløser det igen i Overskud, men Aarsagen til Genopløsningen er her Dannelsen af opløselige ammoniakholdige Komplexer (Lighed med Kobber og Sølv).

Zinkfosfat, $Zn_3(PO_4)_2$, er hvidt og uopløseligt i Vand, men opløseligt i Syrer, selv svage Syrer som Eddikesyre. Dette benyttes i Analysen til at skille Jern og Aluminium fra Zink, idet Jern og Aluminium udfældes som Fosfater af en eddikesur Opløsning ved Tilsætning af Natriumfosfat; medens Zinken bliver i Opløsning.

Zinksulfid, ZnS , er i Modsætning til de andre tunge Metaller Sulfider *hvidt*. Det udfældes ikke af Zinksaltopløsninger ved Tilledning af Svovlbrinte, naar Opløsningen indeholder frie, stærke Syrer, f. Ex. Saltsyre, men vel naar Vædsken kun er eddikesur.

Svovlbrintefældningens Teori. Det er ikke blot Zink, men ogsaa andre Metaller, som fældes ufuldstændigere, jo mere sur Opløsningen er. Forklaringen herpaa er følgende. Alle vandige Opløsninger, som er mættede med Svovlbrinte, indeholder omtrent lige meget *Svovlbrinte*, nemlig lige saa meget som mættet Svovlbrintevand; men de stærkt sure Opløsninger indeholder efter Mætning med Svovlbrinte langt færre *Sulfidioner* end de lidet sure; thi jo flere Brintioner der er tilstede i Forvejen, desto mindre vil den tilledede Svovlbrinte være dissocieret i Brintioner og Sulfidioner, da Dissociationen er en reversibel Proces:



Heraf følger umiddelbart, at Svovlbrinte maa fælde bedre i svagt sur, end i stærkt sur Vædske; thi det er ikke Opløsningens Indhold af Svovlbrinte, men dens Indhold af Sulfidioner, som bestemmer, om et Metal udfældes og eventuelt, hvor fuldstændig det udfældes; Udfældningen foregaar nemlig, saasomt Produktet af Metalionkoncentrationen og Sulfidionkoncentra-

tionen bliver større end vedkommende Metalsulfids Opløselighedsprodukt, og fortsættes, indtil Produktet af de to Koncentrationer er sunket ned til Opløselighedsproduktets Værdi.

Den følgende Række Opløsninger besidder voxende Surhedsgrad og aftagende Sulfidionkoncentration:

1. Ammoniumsulfid.
2. Svovlbrintevand, blandet med Natriumacetat og lidt Eddikesyre.
3. Svovlbrintevand, blandet med lige Dele Natriumacetat og Eddikesyre.
4. Svovlbrintevand, blandet med et kvart Rumfang fortyndet Saltsyre.
5. Svovlbrintevand, blandet med lige Rumfang stærk Saltsyre.

Naar man til disse Opløsninger sætter Manganosulfat, Ferrosulfat, Zinksulfat, Vismutnitrat og Kuprisulfat, fældes alle fem Metaller ud som Sulfid i den første; i den anden fældes kun Jern, Zink, Vismut og Kobber, i den tredje kun Zink, Vismut og Kobber, i den fjerde kun Vismut og Kobber og i den femte kun Kobber.

Disse Fældningsresultater forklares ved Opløsningernes aftagende Sulfidionkoncentration, og de viser, at Opløselighedsprodukterne for Sulfiderne aftager i Rækkefølgen: Mangan, Jern, Zink, Vismut, Kobber.

Kviksølv.

Hg = 200,6.

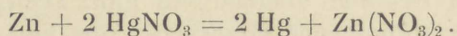
Kviksølv forekommer i Naturen frit og som Cinnober, HgS. Det udvindes ved Ristning af den kviksølvholdige Malm; herved fordamper det frie Kviksølv, og Kviksølvulfidet brænder til Svovldioxyd og Kviksølvdampe, og ved Afkøling af Dampene fortættes alt Kviksølvet i fri Tilstand.

Kviksølv er ved alm. Temp. flydende, men bliver fast ved stærk Afkøling (Smp. — 39°). Det er meget vægtfyldigt (Vægtfylde 13,6) og besidder allerede ved alm. Temp. et maaleligt Damptryk (en Milliontedel Atmosfære); det kan let destilleres (Kgp. 357°).

Kemiske Egenskaber. Kviksølv danner Legeringer, saakaldte Amalgame, med de fleste Metaller. Natrium og Kviksølv forbinder sig under betydelig Varmeudvikling til Natriumamalgam, der benyttes som Reduktionsmiddel. Zink amalgameres ved at gnides med Kviksølv og lidt Syre; amalgameret Zink opløses kun meget langsomt i fortyndede Syrer. Tin og Sølv danner med Kviksølv Amalgame, som hærdner i Løbet af nogle Timer, og som benyttes til Tandplumber. Guld danner med Kviksølv meget let Amalgam, hvorfor Guldenstande aldrig maa komme i Berøring med Kviksølv. Jern amalgameres ikke, og derfor forsendes Kviksølv i Jernflasker.

Ved Ophedning til henimod sit Kogepunkt i Luft iltes Kviksølv langsomt til rødt Kviksølvilte; men Iltet sønderdeles igen ved stærkere Ophedning. Kviksølvet staar saaledes paa Overgangen til de ædle Metaller. I Spændingsrækken staar Kviksølv lavt, lige over de ædle Metaller; selv Kobber kan udfælde Kviksølv, og en Kobbermønt amalgameres derfor, naar den dyppes i en Opløsning af Merkuronitrat. Kviksølv opløses ikke i Saltsyre og fortyndet Svovlsyre; men af varm, konc. Svovlsyre omdannes det til Merkurisulfat, HgSO_4 , under Udvikling af Svovldioxyd. Af Salpetersyre opløses det under Udvikling af Kvælstofilte; med kold, fortyndet Syre og Overskud af Kviksølv faas Merkuronitrat, med varm Syre og Overskud af Syre faas Merkurinitrat.

Rensning af Kviksølv. Kviksølv renses for mekanisk iblandede Urenheder ved Filtrering gennem et Filter, i hvilket der er stukket et lille Hul i Bunden, eller bedre gennem et Stykke Spanskrør, som er fæstnet til en Tragt ved et Stykke Gummislange. Foruden mekanisk iblandede Urenheder kan Kviksølv indeholde opløste Urenheder, idet det er i Stand til at opløse mange Metaller. De fleste af disse kan fjernes ved Rystning af Kviksølvet med en sur Opløsning af Merkuronitrat; derved vil alle de Metaller, som staar højere i Spændingsrækken end Kviksølv, gaa i Opløsning under Udskillelse af en ækvivalent Mængde Kviksølv, f. Ex.:



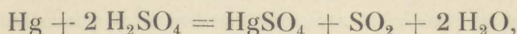
Metaller, der staar lavere i Spændingsrækken end Kviksølv

sely, kan kun fjærnes, ved at man destillerer Kviksølvet, bedst i Vakuum.

Kviksølv optræder i *Merkuro*forbindelserne monovalent og i *Merkurifor*bindelserne divalent. Alle Kviksølvforbindelser *forflygtiges* ved Ophedning og er *giftige*, med mindre de som Sulfidet eller Merkurokloridet er praktisk taget uopløselige.

Merkuriforbindelser.

Merkuriklorid (Sublimat), HgCl_2 , er et hvidt, krystallinsk Stof, som er ret letopløseligt i Vand (en Del Salt kræver ved alm. Temp. femten Dele Vand). Det fremstilles af Kviksølv: ved Opvarmning med konc. Svovlsyre omdannes dette til Merkurisulfat:



og ved Sublimation af en Blanding af Merkurisulfatet med Natriumklorid vindes derpaa Merkuriklorid (»Sublimat«):



Merkuriklorid virker stærkt *desinficerende* og benyttes meget til Desinfektion. Det sædvanlige Sublimatvand indeholder kun henved 1 ‰ Sublimat. Da det er meget giftigt og ikke som Karbolvand besidder nogen karakteristisk Lugt, bruger man ofte at tilsætte et rødt eller blaat Farvestof for at undgaa, at det skal blive forvexlet med alm. Vand. Kirurgiske Metalinstrumenter maa ikke desinficeres med Sublimat; thi Kviksølvets lave Plads i Spændingsrækken bevirker, at der udfældes Kviksølv paa dem, naar de dyppes i Sublimatopløsning.

Merkuriklorid leder i Opløsning Elektriciteten daarlig; dette viser, at Saltet er *lidet ioniseret*; Maalinger har vist, at kun faa Procent af Kloret er fraspaltet som Klorion. Resten er kompleks bundet til Kviksølvet. Det er særlig de frie Merkurioner, som virker desinficerende; derfor er det komplekse Merkuriklorid et svagere Desinfektionsmiddel end det ioniserede Merkurinitrat; men man foretrækker dog at benytte Kloridet, fordi det er mere bestandigt i Opløsning end Nitratet. Merkuribasen er nemlig meget svag, og derfor er de dissocierede Merkurisalte stærkt hydrolyserede og udskiller let deres Kviksølv i Form af tungtopløselige basiske Salte. Kloridet er paa Grund af sin komplekse Natur mindre tilbøjeligt hertil end

Nitratet; men selv det er dog saa meget hydrolyseret, at det reagerer tydelig surt.

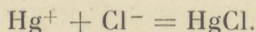
Af Stannoklorid reduceres Merkuriklorid først til Merkuroklorid og derpaa til frit Kviksølv. Med stærke Baser giver det et gult Bundfald af Merkurioxyd, HgO ; Merkurihydroxydet, som man egentlig skulde vente, fraspalter strax Vand (Lighed med Sølv). Med Ammoniakvand giver Merkuriklorid et hvidt Bundfald, HgNH_2Cl , som under Navn af hvidt Præcipitat anvendes i Medicinen.

Merkurijodid, HgJ_2 , er et rødt, i Vand uopløseligt Stof, som fremstilles ved Fældning af Merkuriklorid med den beregnede Mængde Kaliumjodid. Det er opløseligt i Kaliumjodid under Dannelse af komplekse Dobbeltjodider, f. Ex. $\text{K}_2\cdot\text{HgJ}_4$, som ikke fældes af Natriumhydroxyd. En alkalisk Opløsning af Kaliummerkurijodid giver med Ammoniak et gulrødt Bundfald og benyttes under Navn af *Nesslers* Reagens til Paavising af smaa Mængder Ammoniak, f. Ex. i Drikkevand.

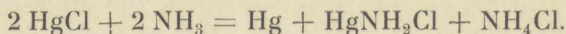
Merkuroforbindelser.

Merkuronitrat, HgNO_3 , er et graalighvidt, krystallinsk, i Vand letopløseligt Salt, som fremstilles, ved at man lader et Overskud af Kviksølv henstaa med fortyndet Salpetersyre ved alm. Temp. i længere Tid. Ved at lade være at opvarme og ved at bruge Overskud af Kviksølv undgaar man Dannelsen af Merkurinitrat.

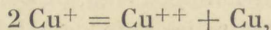
Merkuroklorid (Kalomel), HgCl , er et hvidt, i Vand og Saltsyre uopløseligt Stof. Det fremstilles ved Fældning af Merkuronitrat med Saltsyre:



Af Ammoniakvand farves det sort, idet der dannes en Blanding af fintfordelt frit Kviksølv og hvidt Præcipitat:

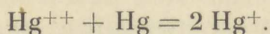


Merkurosaltene minder om Kuprosaltene, saaledes er begge Klorider hvide og uopløselige; men medens man kun kender uopløselige eller komplekse Kuprosalte, fordi Kuproioner i Opløsning omdannes til Kupriioner og Kobber:

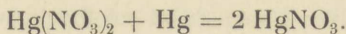


kender man opløselige, ioniserede Merkurosalte, f. Ex. Nitratet; Merkuroionen er nemlig i Opløsning bestandig og spaltes kun

i meget ringe Grad til Merkuriion og frit Kviksølv; tværtimod reagerer Merkuriioner med metallisk Kviksølv og danner Merkuoioner:



Saaledes omdannes f. Ex. Merkurinitrat ved Rystning med Kviksølv til Merkuronitrat:



Oversigt over Zinkgruppen.

Zinkgruppen omfatter følgende tunge Metaller:

Zink	(Kadmium)	Kviksølv
Zn = 65,37	(Cd = 112,40)	Hg = 200,6

Disse Metaller besidder alle et ret lavt Smeltepunkt og hører til de lettest flygtige af alle Metaller. De er divalente, Kviksølv optræder dog ogsaa monovalent. I de Forbindelser, i hvilke de er divalente, slutter de sig ret nær til Kalciumgruppens Metaller; navnlig minder Zinksaltene meget om Magniumsaltene. Zink og Kviksølv kan dog i Modsætning til Kalciumgruppens Metaller fældes af Svovlbrinte og danne komplexe Forbindelser, f. Ex. danner Zink med Ammoniak opløselige Komplexer, og Kviksølv med Halogenerne lidet dissocierede, komplexe Salte.

Tingruppen.

Den tredje Gruppe af tunge Metaller indeholder kun sjældne Metaller, og vi gaar derfor lige over til at omtale den fjerde Gruppe, i hvilken de vigtigste Repræsentanter er **Tin** og **Bly**.

Tin.

Sn = 118,7.

Tin findes i Naturen som Tinsten, SnO_2 . Det fremstilles deraf ved Reduktion med Kul. Det er et hvidt, letsmelteligt Metal (Smp. 230°), som besidder en udpræget krystallinsk Struktur, og som derfor knager, naar man bøjer det, idet Krystallerne forskydes mod hverandre. Det er et blødt Metal, som

kun besidder ringe Styrke. Det koster omtrent det samme som Kobber og er meget dyrere end Bly og Zink. Det udmærker sig fremfor de nævnte Metaller ved at danne Forbindelser, som kun er lidet giftige. Betydelige Mængder Tin bruges til Fortinning af Kobber og Jern og til Legeringer. Hvidblik, som bruges meget til Køkkenredskaber og Mælkespande m. m., er fortinnet Jernblik; Bronze er en Legering af Tin og Kobber; Loddemetal er en Legering af Tin og Bly; de fleste gode Pandemetaller (d. v. s. Metaller, som bruges til Udforing af Axellejer i Maskiner) indeholder Tin legeret med Antimon, Bly eller Kobber. Stanniolpapir laves ved Udvalning af Tin til tynde Blade.

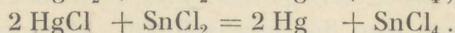
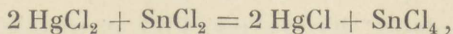
Kemiske Egenskaber. Tin paavirkes kun meget lidt af Luft og Vand ved alm. Temp. Ved Ophedning smelter det og bedækkes efterhaanden, navnlig ved stærk Ophedning, med et Lag af *Tinaske*, en Blanding af Tindioxyd og Tin. Det staar i Spændingsrækken lige over Brint og opløses i Saltsyre under Dannelse af Stannoklorid og Udvikling af Brint. Overfor Salpetersyre opfører det sig som et Metalloid, idet det iltes til hvid, i Vand uopløselig Tinsyre.

Graat Tin. Ved lav Temperatur kan Tin omdannes til et graat, *umetallisk* Stof, som er mindre vægtfyldigt end det hvide Tin. Omdannelsen begynder oftest pletvis, og da det graa Tin fylder mere end det hvide Tin, ser det ud, som om der var opstaaet Bylder paa Metallet. Da Fænomenet endvidere er smitsomt, idet en Kim af graa Tin kan fremkalde Omdannelsen, er det ganske naturligt, at det har faaet Navnet *Tinpest*. Orgelpiber, som er af Tin, ødelægges ikke saa sjældent af Tinpest paa Grund af den lave Temperatur, som om Vinteren hersker i Kirkerne. Omdannelsestemperaturen mellem det graa og det hvide Tin ligger ved ca. 20°, men først ved en væsentlig lavere Temperatur begynder det hvide Tins Omdannelse til graat Tin af sig selv. Ved Ophedning til 30—40° kan man genvinde hvidt Tin af det graa; men derved genfrembringes den oprindelige Genstands Form naturligvis ikke.

Tin danner to Rækker Forbindelser: Stannoforbindelserne, i hvilke det er togyldigt og optræder som et Metal (basedannende), og Stanniforbindelserne, i hvilke det er firegyldigt og optræder som et Metalloid (syredannende).

Stannoforbindelser.

Stannoklorid (Tinforklor), SnCl_2 , er et hvidt, krystallinsk, letopløseligt *Salt*, som fremstilles ved Opløsning af Tin i varm, stærk Saltsyre og Inddampning til Krystallisation. Det optager let Ilt fra Luften under Dannelse af tungtopløselige Stanniforbindelser. Dets store Tilbøjelighed til at optage Ilt eller Klor gør det til et kraftigt *Reduktionsmiddel*. I Analysen benyttes det til at reducere Merkuriklorid til hvidt, uopløseligt Merkuroklorid og videre til graat Kviksølv:

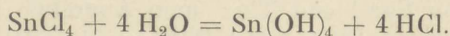


Stanniforbindelser.

Stannioxyd (Tindioxyd, Tinsten), SnO_2 , er uopløseligt i Vand. Det er et Syreanhydrid og minder i Egenskaber meget om Kiselsyreanhydrid. Ved Smeltning med Alkalier danner det tinsure Salte, f. Ex. Natriumstannat, Na_2SnO_3 , der er opløseligt i Vand og er afledet af en Tinsyre, H_2SnO_3 .

Tinsyre kendes ligesom Kiselsyre med vexlende Vandindhold; den er uopløselig i Vand, men kan danne kolloide Opløsninger.

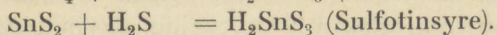
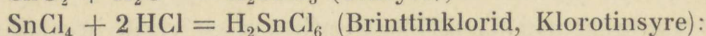
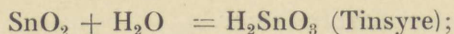
Stanniklorid, SnCl_4 , fremstilles ved Indvirkning af Klor paa svagt opvarmet Tin. Det er en vandklar *Vædske*, der *hydrolyseres* af Vand til Tinsyre (kolloid opløst) og Saltsyre:



Med Kaliumklorid forbinder det sig til Kaliumtinklorid, K_2SnCl_6 , et Kaliumsalt af Syren Brinttinklorid, H_2SnCl_6 , i hvilken Klor spiller samme Rolle som Ilt i de almindelige Syrer.

Stannisulfid, SnS_2 , er et gult, i Vand uopløseligt Stof. Det kan opløses i en Opløsning af Natriumsulfid under Dannelse af Natriumsulfostannat, Na_2SnS_3 , som er et Salt af Sulfotinsyre, H_2SnS_3 , i hvilken Svovl har overtaget den Rolle, som Ilten spiller i den almindelige Tinsyre.

Hverken Stannioxyd, Stanniklorid eller Stannisulfid har saltagtig Karakter; men af dem alle afledes ved Addition af henholdsvis Vand, Klorbrinte og Svovlbrinte Syrer:



Tin opfører sig i sine tetravalente Forbindelser ganske som et Metalloid, og det minder navnlig meget om Silicium. Tinsyre svarer til Kiselsyre, Brinttinklorid svarer til Brintsiliciumfluorid.

Bly.

Pb = 207,20.

Bly udvindes af Blyglans, PbS, et metalglinsende, krystallinsk Mineral, som findes ret udbredt. Man omdanner først Blyulfidet til Blyilte ved Ristning og reducerer derpaa Iltet med Kul. Bly er ligesom Tin et blødt, letsmelteligt Metal (Smp. 330°). Det adskiller sig fra Tin ved at mangle dettes smukke, hvide Farve og ved ikke at knage ved Bøjning. Det er meget vægtfyldigt (11,4) og anvendes derfor til Kugler og Hagl. Blyrør anvendes meget ved Rørinstallationer som bøjeligt Mellemed mellem de faste Jernrør og de opsatte Apparater. Af vigtigere Blylegeringer kan nævnes Loddemetal (Bly og Tin) og Haardt bly (Bly og Antimon), der anvendes til Bogtrykkertyper og som billigt Pandemetal; Tinsoldater støbes sædvanlig af Bly med Tilsætning af lidt Antimon for at gøre Metallet haardere.

Kemiske Egenskaber. Bly staar sig væsentlig daarligere i Luft og Vand end Tin; men Angrebet paa det indskrænker sig dog i Almindelighed til at give det et mat Overtræk. Ved Ophedning smelter Bly, og ved videre Ophedning begynder det at ilte sig og bedækkes med *Blyaske*. Bly staar i Spændingsrækken lige ved Siden af Tin, men forholder sig dog en Del anderledes overfor Syrer. Svovlsyre opløser det saaledes slet ikke, naar den da ikke er næsten vandfri, idet Blyulfat er uopløseligt. Derfor anvendes Bly til Svovlsyrefabrikernes Blykamre. Saltsyre opløser kun daarlig Bly, idet Blyklorid er tungtopløseligt. Derimod opløser Salpetersyre let Bly under Dannelse af Blynitrat og Udvikling af Kvælstofilter.

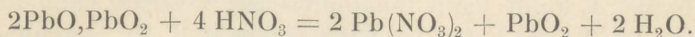
Blyets Ilter.

Bly danner tre Ilter: det *gule* Blyilte, PbO , det *røde* Blymellemilte, Pb_3O_4 , og det *mørkebrune* Blyoverilte, PbO_2 .

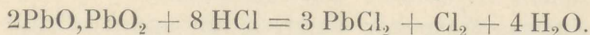
Blyilte, PbO , fremstilles af Bly, ved at man opheder dette i en Ovn og blæser Luft paa. Det er et gult, fast Stof, som er meget tungtopløseligt i Vand, men let opløses i Salpetersyre og Eddikesyre under Dannelse af Blysalte og Vand, f. Ex.:



Blymellemilte, Pb_3O_4 , kaldes sædvanlig for Mønnie. Det er et rødt Pulver, som fremstilles ved Ophedning af Blyilte til ca. 400^0 i Luft. Det maa opfattes som en Forbindelse af Blyilte og Blyoverilte, $\text{Pb}_3\text{O}_4 = 2\text{PbO}, \text{PbO}_2$. Naar det behandles med Salpetersyre, opløses Blyiltet, og det mørke Blyoverilte bliver tilbage:

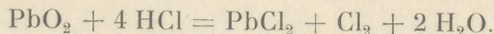


Af Saltsyre omdannes det til Blyklorid og Klor:



Af Blymellemiltets fire Iltatomer er det ene aktivt og ilter Saltsyre til Klor; Blymellemilte hører følgelig til Overilterne.

Blyoverilte, PbO_2 , er et mørkebrunt, fast Stof, som kan fremstilles ved Behandling af Mønnie med Salpetersyre. Det er uopløseligt i Salpetersyre og giver med Saltsyre Blyklorid og Klor.

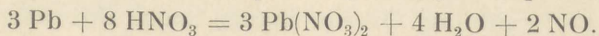


Halvdelen af dets Ilt er aktiv. Blyoverilte er et meget *kraftigt Iltningsmiddel*. Det kan opfattes som Anhydrid af en ubekendt Blysyre, H_4PbO_4 , svarende til Tinsyre. Mønnie er et Blysalt af denne Blysyre. I Blyilte er Blyet divalent, i Blyoverilte er det tetravalent; i Mønnie er to Blyatomer divalente, og et er tetravalent.

Blysalte.

Bly danner en Række Salte, i hvilke det optræder som divalent Metal, og som altsaa svarer til Blyiltet PbO .

Blynitrat, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, er et hvidt, krystallinsk, letopløseligt Salt, som fremstilles ved Opløsning af Bly i Salpetersyre:



Blyacetat (Bly sukker), $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, er ligeledes opløseligt. Det fremstilles ved Opløsning af Blyilte i Eddikesyre. Det er meget *giftigt*.

Blyionen, Pb^{++} . Opløsninger af Blynitrat og Blyacetat er ioniserede og indeholder Blyioner. Blyionerne, som findes i disse Opløsninger kan udfældes med mange forskellige Stoffer, idet de danner mange tungtopløselige Forbindelser. Sulfationer (f. Ex. Svovlsyre) udfælder dem som hvidt uopløseligt Bly sulfat, PbSO_4 (Lighed mellem Bly og Baryum). Sulfidioner (f. Ex. Svovlbrinte i ikke for stærkt saltsur Vædske) udfælder dem som sort Bly sulfid, PbS . Kromationer (f. Ex. Kaliumkromat) udfælder dem som Blykromat, PbCrO_4 , et gult Stof, der under Navn af Kromgult anvendes som Malerfarve. Klorioner (f. Ex. Saltsyre) fælder af ikke for svage Blyionopløsninger det hvide, i koldt Vand tungtopløselige, i varmt Vand letopløselige Blyklorid, PbCl_2 . Hydroxylioner (f. Ex. Ammoniakvand) udfælder Blyionerne som hvidt Blyhydroxyd, der i kogende Vædske fraspalter Vand og omdannes til gult Blyilte.

Natriumhydroxyd udfælder først Blyionerne som Blyhydroxyd, men dette Stof opløses igen i Overskud af Natriumhydroxyd under Dannelse af Natriumplumbit, et opløseligt Salt, i hvilket Blyhydroxydet virker som en Syre. Blyet er i denne alkaliske Blyopløsning kompleks bundet til Ilt og findes i Syreresten; derfor udfældes det ikke, selv om der er Sulfationer eller Kromationer tilstede; tværtimod kan baade Bly sulfat og Blykromat opløses i Natriumhydroxyd under Dannelse af Natriumplumbit og Natriumsulfat (eller -kromat); naar disse alkaliske Opløsninger gøres sure, udfældes de uopløselige Bly salte igen.

Blyhvidt er et basisk Blykarbonat, der bruges som hvid Malerfarve. Det dækker godt, men farves sort i svovlbrinteholdig Luft og er langt mere giftigt end Zinkhvidt.

Den menneskelige Organisme har en mærkelig Evne til at optage og tilbageholde smaa Blymængder; man kan derfor i Aarenes Løb faa en *kronisk* Blyforgiftning ved stadig Tilførsel af Blymængder, der hver især er altfor smaa til at give en *akut* Blyforgiftning. Overfor mange andre Giftstoffer, f. Ex. Arsentrioxyd, forholder Organismen sig omvendt, idet man

ved Tilvæning kan bringe den til at taale større og større Doser af Giftstoffet.

Oversigt over Tingruppen.

Tingruppen omfatter følgende tunge Metaller:

Tin	Bly
Sn = 118,7.	Pb = 207,20.

Disse Metaller besidder et lavt Smeltepunkt. De danner begge Salte, i hvilke de optræder som togyldige Metaller, men desuden danner de Forbindelser, i hvilke de optræder som firegyldige Metalloider, og de slutter sig herigennem som Undergruppe til den fjerde Gruppe af Metalloider, Kulstof og Silicium.

Antimongruppen.

Til femte Gruppe af de tunge Metaller hører **Antimon** og **Vismut**.

Antimon.

Sb = 120,2.

Antimon er et hvidt, sprødt og hårdt Metal, som hovedsagelig anvendes til Legeringer. En Tilsætning af Antimon til Bly og Tin gør disse Metaller hårdere. Det optræder i sine Forbindelser tregyldig og femgyldig.

Antimontrioxydet, Sb_2O_3 , viser baade sur og basisk Natur. Med Syrer danner det ubestandige Antimonsalte, i hvilke Antimonet optræder som tregyldigt Metal; med Baser danner det ubestandige Antimoniter, i hvilke Antimonet findes i Syreresten.

Antimonpentoxyd, Sb_2O_5 , er af udpræget sur Natur. Den tilsvarende Syre kaldes Antimonsyre og dennes Salte Antimonater. Et Kaliumsalt, der er sammensat $K_2H_2Sb_2O_7$, benyttes til Paavisning af Natriumioner, idet det tilsvarende Natriumantimonat er uopløseligt og under Mikroskopet besidder

et karakteristisk Udseende. Kaliumantimonat fældes af Syrer, idet der udskilles hvid, fnugget, uopløselig Antimonsyre, og af de fleste Metalsalte, idet der udskilles amorfe, uopløselige Antimonater.

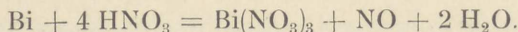
Vismut.

Bi = 208,0.

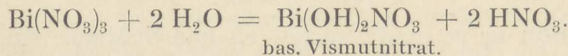
Vismut er et hvidt, krystallinsk Metal med et rødligt Skær. Det anvendes til Fremstilling af letsmeltelige Legeringer. *Wood's Metal*, der smelter ved 68°, bestaar af 15 Dele Vismut, 8 Dele Bly, 4 Dele Tin og 3 Dele Kadmium,

Vismut optræder fortrinsvis med Valensen tre. Trioxydet, Bi_2O_3 , virker i Modsætning til det tilsvarende Antimonilte udelukkende som Baseanhydrid.

Vismutnitrat, $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, fremstilles ved Opløsning af Vismut i Salpetersyre:



Det kan opløses klart i salpetersyreholdigt Vand, men hydrolyseres af rent Vand i større eller mindre Grad til Salpetersyre og basisk Vismutnitrat, der udskilles som et hvidt Bundfald:



Denne hydrolytiske Spaltning viser, at Vismutbasen maa være meget svag.

Tilsætning af Salpetersyre modvirker Hydrolysen, idet der ved denne dannes Salpetersyre (*Le Chatelier's Princip*, S. 116), og derfor kan Vismutnitrat opløses klart i salpetersyreholdigt Vand.

En stærk Opløsning af Vismutnitrat, hvortil der er sat den Mængde Salpetersyre, som er nødvendig for at hindre Udskillelse af basisk Salt, vil ved Tilsætning af Vand blive uklar, idet Salpetersyren ved Vandtilsætningen fortyndes saa meget, at den ikke kan hindre Udskillelsen af basisk Salt. Ved Tilsætning af mere Salpetersyre kan man igen faa en klar Opløsning.

Med Ammoniakvand giver Vismutsalte hvidt Bundfald af Vismuthydroxyd og med Svovlbrinte sort Bundfald af Vismutsulfid.

Antimon og Vismut slutter sig som Undergruppe til Kvælstofgruppen, idet de ligesom denne Gruppes Metalloider optræder tre- eller femgyldigt.

Legeringer.

Ved en *Legering* forstaaes et Stof med metalliske Egenskaber, som ikke bestaar af et enkelt Grundstof, men er sammensat af flere.

Mange Metaller kan ved Sammensmeltning danne Legeringer med hinanden, og da disse Legeringer besidder andre og ofte mere værdifulde Egenskaber end de rene Metaller, finder de i Praxis en udstrakt Anvendelse. Kobber, Sølv, Guld, Zink, Tin, Bly, Antimon anvendes overmaade meget i legeret Tilstand. Ogsaa med Metalloider kan Metaller danne Legeringer, men sædvanlig optager de dog kun en ringe Mængde Metalloid. Saaledes er alt teknisk Jern legeret med en større eller mindre Mængde Kulstof.

Struktur. En Legering af to Metaller (en *binær* Legering) kan besidde en meget forskellig Struktur, men sædvanlig viser den sig under Mikroskopet at bestaa af *to Slags Krystaller* i en inderlig Blanding. I Loddemetal (Sn, Pb) kan man saaledes under Mikroskopet paa passende slebne og ætsede Flader skelne Krystaller af Bly og Tin; i Sølv, som er legeret med Kobber, kan man iagttage Krystaller af Sølv og Kobber liggende Side om Side. I Messing (Cu, Zn) og i Bronze (Cu, Sn) bestaar de forskellige Krystaller, som man kan iagttage under Mikroskopet, af kemiske Forbindelser (f. Ex. Cu_2Zn_3 og Cu_3Sn).

De enkelte Krystalsorter bestaar ikke altid af kemisk rene Metaller eller kemisk rene Forbindelser, men indeholder ofte noget af den anden Bestanddel i *fast Opløsning*; saaledes indeholder Tinkrystallerne i Loddemetal en Smule Bly og Blykrystallerne en Smule Tin. Undertiden kan to Metaller i alle Blandingsforhold danne homogene Blandingskrystaller (faste Opløsninger). I saa Fald indeholder Legeringer af disse Me-

taller stedse kun en Slags Krystaller (Blandingskrystaller). Dette er f. Ex. Tilfældet med Sølv og Guld.

Legeringer kan altsaa efter deres Struktur inddeles i tre Grupper:

1. Legeringer, der bestaar af en mekanisk Blanding af Bestanddelene.

2. Legeringer, der indeholder som Strukturbestanddel kemiske Forbindelser.

3. Legeringer, der bestaar af ensartede Blandingskrystaller.

Smeltepunkt. Legeringer smelter sædvanlig lettere end deres Bestanddele. Vi vil se lidt nøjere paa, hvorledes Smeltningen og Størkningen foregaar hos en Legering, der som Loddemetal bestaar af en mekanisk Blanding af de to sammen-smeltede Metaller.

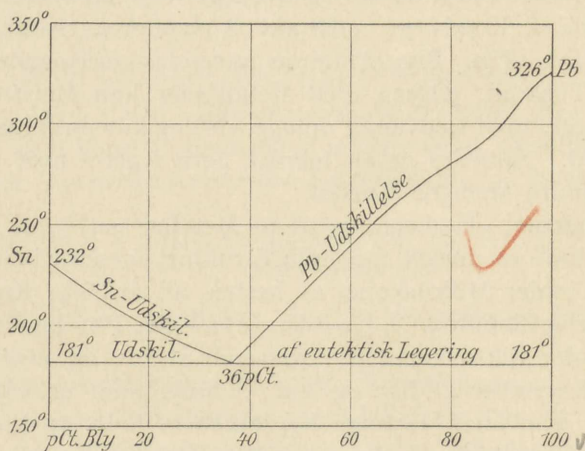


Fig. 10.

I Figur 10 er Loddemetallets Forhold ved Smeltning og Størkning grafisk fremstillede. Som Abscisse er afsat Legeringens Indhold af Bly i Vægtprocent og som Ordinat Smelte-temperaturen. I flydende Tilstand kan Tin og Bly blandes med hinanden i alle Forhold. De flydende Blandinger, som indeholder mindre end 36 pCt. Bly, udskiller ved Størkning først Tin; de Temperaturer, ved hvilke deres Størkning begynder, er angivne ved Kurven, der er mærket Sn-Udskillelse. Jo mere

Bly, Tinnet indeholder, desto lavere ligger den Temperatur, da Tinnet begynder at udskilles. De Legeringer, der indeholder over 36 pCt. Bly, vil ved Størkning først udskille Blykrystaller; Temperaturerne, ved hvilke de begynder at størkne, er angivne paa Figuren ved Kurven, mærket Pb-Udskillelse. Legeringen med 36 pCt. Bly besidder af alle Legeringerne det laveste Smeltepunkt (181°), og vil ved Størkning samtidig udskille Bly og Tin; den kaldes *den eutektiske Legering*.

Hvis man smelter en Legering med f. Ex. 80 pCt. Bly og 20 pCt. Tin og langsomt afkøler den, vil den ved 280° begynde at udskille Krystaller af Bly; derved vil det *flydende* Metal blive mindre og mindre blyholdigt, og Smeltepunktet vil stadig synke. Naar Blyindholdet er sunket til 36 pCt., vil Temperaturen være sunken ned til den eutektiske Legerings Smeltepunkt (181°), og ved videre Bortledning af Varme vil der udskilles en Blanding af Tin og Bly (eutektisk Legering), og Temperaturen vil ikke synke videre, førend Legeringen er fuldstændig størknet. Under Mikroskopet kan man iagttage, at den størknede Legering er sammensat af større Blykrystaller, omgivne af en finkrystallinsk Blanding af Tin- og Blykrystaller (eutektisk Legering).

I Figuren angiver Kurverne, der er mærkede Sn-Udskillelse og Pb-Udskillelse, de Temperaturer, ved hvilke de forskellige Tin-Bly-Legeringer begynder at størkne, og den vandrette Linie, der er mærket Udskillelse af eutektisk Legering, angiver den Temperatur, ved hvilken Legeringerne størkner fuldstændig. For de fleste af Legeringerne falder disse to Temperaturer ikke sammen; Legeringerne besidder altsaa ikke et enkelt, bestemt Smeltepunkt, men smelter og størkner i et *Temperatur-interval*; kun den eutektiske Legering besidder ligesom rene Stoffer et bestemt Smeltepunkt.

Kromgruppen.

Til den sjette Gruppe af de tunge Metaller hører **Krom**, Molybdæn, Wolfram og Uran, og efter det vigtigste af disse Metaller kaldes Gruppen for Kromgruppen.

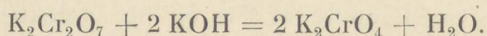
Krom.

Cr = 52,0.

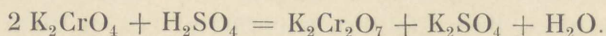
Krom er et sprødt, hvidt Metal med et meget højt Smeltepunkt. Det danner to Rækker Forbindelser: i Kromiforbindelserne er det trivalent og af basisk Natur, i Kromaterne er det hexavalent og af sur Natur.

Kromatforbindelser.

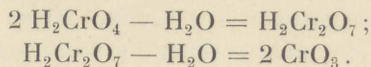
Kaliumdikromat, $K_2Cr_2O_7$, er den vigtigste Kromforbindelse. Det er et rødt, smukt krystalliserende Salt. I vandig Opløsning er det orangefarvet; naar man tilsætter en Base, f. Ex. Kaliumhydroxyd, slaar Farven strax om til at blive rent gul, og af den gule Opløsning kan man ved Inddampning til Krystallisation vinde gult Kaliumkromat, K_2CrO_4 :



Naar man sætter Syre til en Opløsning af Kaliumkromat, gendannes Dikromat, og den gule Farve slaar om til orange:



Kaliumdikromat er afledet af Dikromsyre, $H_2Cr_2O_7$, og Kaliumkromat er afledet af Kromsyre, H_2CrO_4 . Ingen af disse Syrer kendes i fast Form. Naar man sætter konc. Svovlsyre til Opløsninger af Kaliumkromat eller Kaliumdikromat, udfældes Kromtrioxyd (Kromsyreanhydrid), CrO_3 , der er det til disse Syrer svarende Anhydrid, som et rødt, krystallinsk Stof:



Kromater og navnlig den frie Kromsyre virker stærkt *iltende*, og en Blanding af Kaliumdikromat og Svovlsyre (Kromsyreblanding) anvendes ofte som Iltningsmiddel (i Kromsyreelementer, ved Fremstilling af Acetaldehyd osv.).

Blykromat, $PbCrO_4$, er gult og meget tungtopløseligt i Vand og fortyndede Syrer. Det anvendes som Malerfarve under Navn af Kromgult. Ved Blyets Paavisning i Analysen identificerer man det først udfældede Blyulfat, idet man omdanner det til Blykromat ved Opløsning i Natriumhydroxyd,

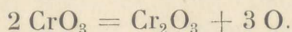
Tilsætning af Kaliumkromat og Udfældning med et ringe Overskud af Salpetersyre eller Eddikesyre.

Kromaterne ligner i Opløselighed og Sammensætning Sulfaterne; saaledes er Baryum- og Blykromat uopløselige ligesom de tilsvarende Sulfater. Dikromaterne svarer til Pyrosulfaterne, men er langt bestandigere end disse.

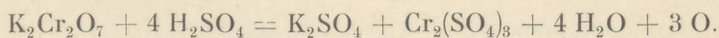
Kromiforbindelser.

I Kromiforbindelserne optræder Kromet trivalent og minder meget om Aluminium. Saaledes eksisterer der en violet Kromialun, $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, som ganske svarer til almindelig Alun, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. Kromiforbindelserne er sædvanlig grønne eller violette og besidder en ret stærk Farve. Kromisalte dannes, naar Kromater reduceres i sur Vædske. Kromsyreblanding bliver grøn, naar den virker iltende, idet Kromsyren herved omdannes til grønt Kromisulfat.

Da Kromatforbindelser i Iltningsgrad svarer til Kromtrioxyd, CrO_3 , og Kromiforbindelser svarer til Kromioxyd, Cr_2O_3 , afgives der, naar Kromatforbindelser virker iltende, for hvert Kromatom halvandet Iltatom:



Naar en Blanding af Kaliumdikromat og Svovlsyre afgiver Ilt, er Processen saaledes den følgende:



Molybdæn, Wolfram, Uran.

Ammoniummolybdat er Ammoniumsaltet af Molybdænsyre, der er et Hydrat af Molybdæntrioxyd, MoO_3 ; Molybdænsyre er analog med Kromsyre, der er et Hydrat af Kromtrioxyd, CrO_3 . Molybdænsyre forbinder sig i sur Vædske med Ortofosforsyre til Fosformolybdænsyre, en kompleks Syre, der er sammensat $\text{H}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{MoO}_3 \cdot \text{aq}$; Fosformolybdænsyre danner et gult, i Salpetersyre yderst tungtopløseligt Ammoniumsalt, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{MoO}_3 \cdot \text{aq}$. Naar man sætter Ammoniummolybdat til en salpetersur Opløsning af Fosforsyre, udfældes dette gule Ammoniumsalt, hvilket benyttes til Paavisning og Bestemmelse af Fosforsyre.

Wolfram. Alle Kromgruppens Metaller besidder et højt Smeltepunkt; men særlig Wolfram er yderst tungtsmelteligt (Smp. ca. 3500°). I de nyere Metaltraadsglødelamper benyttes som Glødetraad ganske tynde Traade af dette Metal. De kan nemlig taale en meget høj Temperatur uden at smelte eller fordampe, og jo højere Temperatur man kan give Glødetraaden i en Lampe, desto mere af den tilførte elektriske Energi udsendes som Lys, desto bedre er Lampens Økonomi.

Uran er det sjældneste af Kromgruppens Metaller. Det har af alle Grundstoffer den største Atomvægt ($U = 238,2$). Uran har i nyeste Tid faaet forøget Interesse paa Grund af sin *Radioaktivitet*. Det omdannes langsomt (i Løbet af nogle Milliarder Aar) gennem flere Mellemed til Radium under Afgivelse af i alt tre Heliumatomer ($238 - 3 \cdot 4 = 226$). Uranholdige Mineraler, som f. Ex. Begblendene, U_3O_8 , indeholder altid Radium og er vort vigtigste Materiale til Fremstilling af Radiumforbindelser.

Oversigt over Kromgruppen.

Til Kromgruppen hører:

Krom	Molybdæn	Wolfram	Uran
Cr = 52,0	Mo = 96,0	W = 184,0	U = 238,2

Kromgruppens Metaller slutter sig som Undergruppe til Svovlgruppens Metalloider derved, at de alle danner Syrer, der er afledede af Trioxyder RO_3 (f. Ex. Kromsyre, Molybdænsyre); i disse Syrer optræder de hexavalent ligesom Svovl i Svovlsyre. Men desuden kan de optræde med lavere Valens; Kromet optræder saaledes i Kromiforbindelserne trivalent. I de Forbindelser, hvor de optræder med lavere Valens end sex, besidder de sædvanlig basisk Karakter og danner Salte med Syrer.

Mangangruppen.

Af syvende Gruppe af de tunge Metaller kendes kun et eneste Led, nemlig **Mangan**.

Mangan.

Mn = 54,93.

Mangan findes i Naturen fortrinsvis som Brunsten (Manganoverilte, MnO_2).

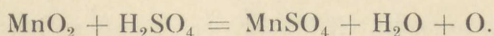
Det danner fire vigtige Rækker af Forbindelser med forskellige Iltningsgrader og Valenser:

	tilsvarende Ilte.	Valens.
Manganoforbindelser	MnO (basisk)	2
Manganoverilte	MnO_2 (neutralt)	4
Manganater	MnO_3 (surt)	6
Permanganater	Mn_2O_7 (surt).	7

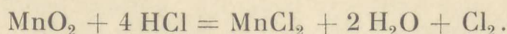
Med stigende Iltningsgrad antager Mangan en mere og mere udpræget sur Karakter, saaledes som det ogsaa er Tilfældet med Tin, Antimon og Krom i deres Forbindelser.

Manganoforbindelser.

Manganosulfat, $MnSO_4$, fremstilles ved Glødning af Brunsten med konc. Svovlsyre. Herved udvikles Halvdelen af Brunstenens Ilt, den *aktive* Ilt, i fri Tilstand:

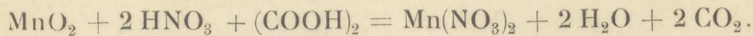


Manganoklorid, $MnCl_2$, fremstilles ved Opløsning af Brunsten i Saltsyre:

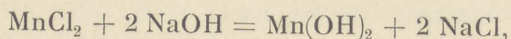


Processen, ved hvilken der udvikles *frit Klor*, er tidligere omtalt, fordi den benyttes til Klorfremstilling. Brunsten paavirkes langt lettere af Saltsyre end af Svovlsyre, fordi den aktive Ilt i Nærværelse af Saltsyre ikke skal udvikles i fri Tilstand, men tages af Saltsyren under Dannelse af Klor og Vand.

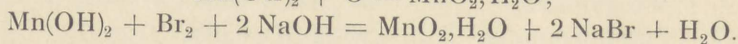
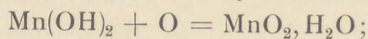
Manganonitrat, $Mn(NO_3)_2$. Med Salpetersyre reagerer Brunsten slet ikke; ved Ophedning fordamper Syren, der er langt flygtigere end Svovlsyre, inden Reaktionstemperaturen er naaet; men hvis man tilsætter et Reduktionsmiddel, som kan tage den aktive Ilt, f. Ex. Oxalsyre, gaar Dannelsen af Manganonitrat glat for sig:



Manganosalte ligner Zinksaltene, men adskiller sig fra disse ved at være *svagt rødlige*. De er i sur Vædske de bestandigste af Manganets Forbindelser; i alkalisk Vædske iltes de let til et Hydrat af Manganoverilte. Ved Tilsætning af Alkalier til et Manganosalt fældes strax hvidt Manganhydroxyd, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, f. Ex.:



som af Luftens Ilt eller hurtigere ved Tilsætning af Bromvand iltes til brunt Manganoveriltehydrat:

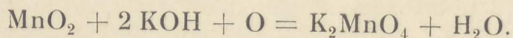


Manganoverilte.

Manganoverilte (Brunsten), MnO_2 , er et sort Stof, som er uopløseligt i Vand, Alkalier og fortyndede Syrer med Undtagelse af Saltsyre. Det forekommer som Mineral i Naturen og anvendes til Fremstilling af Manganforbindelser og som Iltningsmiddel (f. Ex. ved Klorfremstilling og i Tørelementer).

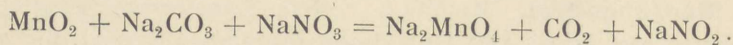
Manganater.

Kaliummanganat, K_2MnO_4 , er et Salt af Mangansyre, H_2MnO_4 . Det fremstilles ved Glødning af Brunsten med Kaliumhydroxyd under Luftens Adgang:

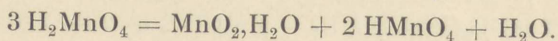


Det er et mørkegrønt, i Vand letopløseligt Salt.

Alle Manganater besidder den samme *grønne* Farve som Kaliummanganat. Farven er saa intensiv, at man kan paavise selv en meget ringe Mængde Mangan i et Stof ved at smelte Stoffet med Natriumkarbonat og Salpeter og undersøge, om der derved dannes en grøn Masse, f. Ex.:

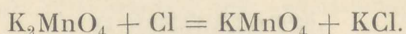


Naar man sætter Syre til en grøn Manganatopløsning, bliver den øjeblikkelig rød og udskiller et brunt Bundfald. Den frie Mangansyre er nemlig ubestandig og spaltes til rød Manganoversyre og brunt Manganoveriltehydrat:

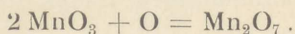


Permanganater.

Kaliumpermanganat, KMnO_4 , er et Salt af Manganoversyre, HMnO_4 . Det dannes ved Tilledning af Klor til en Opløsning af Kaliummanganat og vindes ved Inddampning af Opløsningen i fast Form:



Ved Klortilledningen ilttes Manganet højere og gaar fra Iltningstrinet MnO_3 op til Iltningstrinet Mn_2O_7 . Hvert Manganatom kræver til denne Iltning et halvt Iltatom (et Ækvivalent Ilt):



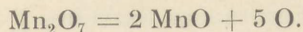
Dette faas fra Klorret, som fra at være frit gaar over til det lavere Iltningstrin HCl , hvorved frigøres et halvt Iltatom for hvert Kloratom:



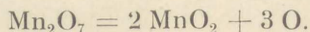
Kaliumpermanganat krystalliserer i mørke Krystaller, som besidder en karakteristisk grønlig Overfladeglans, og som opløses i Vand med en meget intensiv rød Farve. Det er et kraftigt Iltningsmiddel, som f. Ex. ilter Svovlsyrling til Svovlsyre, Ferrosalte til Ferrisalte og mange organiske Stoffer til Kuldioxyd og Vand. Jo mere Kaliumpermanganat Brøndvand og Kildevand reducerer ved Kogning med Overskud af Permanganat og Svovlsyre, desto mere organisk Stof indeholder det, og desto mindre egnet er det til at anvendes som Drikkevand.

Foruden organiske Stoffer kan Ferrosalte, Svovlbrinte og Nitriter bevirke et Forbrug af Permanganat.

Naar Permanganater virker iltende i sur Opløsning, afilteres de lige ned til Manganosalte, der er de i sur Opløsning bestandigste Manganforbindelser; herved afgiver to Molekyler Kaliumpermanganat fem Iltatomer, som det kan ses af følgende Skema:



Naar Permanganater virker iltende i basisk Opløsning, afilteres de kun til Manganoveriltehydrat, der er den i basisk Opløsning bestandigste Manganforbindelse; herved afgiver to Molekyler Kaliumpermanganat kun tre Iltatomer, som det kan ses af følgende Skema:



Permanganaternes Formler er analoge med Perkloraternes, og Manganet slutter sig gennem Permanganaterne, i hvilke det er syvgyldigt, som en Undergruppe til Halogenernes Gruppe.

Jerngruppen.

Den ottende Gruppe af de tunge Metaller omfatter **Jern**, **Kobolt**, **Nikkel**, **Platin** samt en Del sjældne Metaller, der forekommer sammen med Platin (de saakaldte Platinmetaller).

Jern.

Fe = 55,84.

Jern findes meget udbredt i Jordskorpen. Det træffes som Ferrioxyd, Fe_2O_3 (i Jernglans), som Jernmellemilte, Fe_3O_4 (i Magnetjernsten), som Ferrihydroxyd, $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ (i Brunjernsten, Myremalm, Okkermalm), som Ferronkarbonat, FeCO_3 (i Jernspat, Kuljernsten og Lerjernsten), og endelig findes det meget udbredt som Svovlkis, FeS_2 . I ringe Mængde findes det i næsten alle naturlig forekommende Stoffer og i alle levende Væsener. Blodets røde Farvestof er en organisk Jernforbindelse.

Jern er et hvidt, meget tungtsmelteligt Metal (Smp. 1600°) med en Vægtfylde paa henimod otte. Det er stærkt magnetisk, og denne Egenskab genfindes hos de fleste af dets Forbindelser. Det er i ren Tilstand ret blødt og seigt og lader sig ved Glødhede let smede og sammensvejs; ved mekanisk Bearbejdning i kold Tilstand bliver det ligesom andre Metaller noget haardere, men ved Udglødning kan man gengive det dets oprindelige Blødhed. Jernets Egenskaber forandres i høj Grad ved smaa Indblandinger af fremmede Stoffer. Naar det indeholder over en halv Procent Kulstof, kan det *hærdes* ved i stærkt glødende Tilstand at neddyppes i koldt Vand; det bliver derved haardt og skørt som Glas. Naar det indeholder over to Procent Kulstof, kan det ikke mere *smedes*, idet det selv ved Glødhede er saa haardt og skørt, at det ikke kan bearbejdes uden at springe.

Et ringe Indhold af Fosfor gør det skørt i Kulden (koldskørt), og et ringe Indhold af Svovl gør det skørt i Varmen (rødskørt).

Kemiske Egenskaber. Jern *ruster* i atmosfærisk Luft, idet det omdannes til brunt Ferrihydroxyd under Optagelse af Ilt og Vand. Ved Glødhede bedækkes det i Luften med en Glødeskal af Ferrioxyd, der ved Bearbejdning springer af i Smaastykker (Hammerskæl). I fortyndede Syrer opløses det let under Brintudvikling; det staar i Spændingsrækken over Brint, men ikke saa højt som Zink. Med Svovlsyre danner det Ferrosulfat, med Saltsyre Ferroklorid, med Salpetersyre Ferri-nitrat.

Koncentreret Salpetersyre angriber ikke Jern, men gør det tværtimod *passivt*, saa at det bagefter heller ikke angribes af *fortyndet* Salpetersyre. Passiviteten ophæves, saasnt man under Syren berører Jernet med et Stykke Zink. I det hele taget er Jern i Fraværelse af Vand ret modstandsdygtigt. Kone. Svovlsyre kan opbevares i Støbejernsbeholdere, og flydende Klor kan, naar det er fuldkommen vandfrit, sendes i Jernflasker.

Jernets Rusten. Jern *ruster* kun i fugtig Luft og bedst, naar Fugtigheden er saa stor, at der ligefrem slaar sig en Fugtighedshinde ned paa det. Tilstedeværelsen af Kuldioxyd eller andre sure Stoffer fremmer Rustdannelsen, medens omvendt basiske Stoffer, f. Ex. Cement, sinker den. Ogsaa stærkt iltende Stoffer, f. Ex. Kromater, sinker Rustdannelsen ved at gøre Jernet passivt. Forud dannet Rust virker ikke beskyttende paa Jernet, men forhøjer tværtimod den Hastighed, med hvilken Jernet *ruster*, og Rust kan derfor i kort Tid æde sig dybt ind i Jern (Gravrust). Man beskytter Jern mod Rust ved at male det med Oliefarve eller ved at give det et Overtræk af et andet Metal, f. Ex. Nikkel paa Cykledele, Tin paa Køkkenredskaber og Mælkespande (Hvidblik), Zink paa Gulvspande (galvaniseret Jern).

I Praxis anvender man for at beskytte Jernet mod Rust mest Maling med Oliefarve. Oliefarver bestaar af Linoliefernis, hvori der er udrørt et Farvestof. Da Malingen er noget gennemtrængelig for Fugtighed og Ilt, er Beskyttelsen langtfra fuldkommen. Den mest rationelle Fremgangsmaade bestaar i først at male det rensede Jern med en Grundfarve, der indeholder et rustbeskyttende, basisk eller kromatholdigt, Farvestof, f. Ex. Kromrødt (basisk Blykromat), Zinkgult (basisk Zinkkromat) eller Mønnie, og ovenpaa dette Lag paaføre et eller to Lag af en Farve, som udmærker sig ved at være bestandig mod Vejrliget, f. Ex. Kørøg eller Grafit.

For at forstaa de forskellige Metaller's Opførsel som Overtræk paa Jern

maa man erindre, at Metallerne sædvanlig angribes desto mindre af Atmosfæren, jo lavere de staar i Spændingsrækken, altsaa jo mere *ædle* de er; men af stor Vigtighed er endvidere følgende Forhold, som hyppig kan iagttages, naar to Metaller berører hinanden: ved en galvanisk Virkning koncentrerer Angrebet paa det mindst ædle Metal, saaledes at dette angribes stærkere end sædvanlig, men til Gengæld beskytter det andet Metal mod Angreb. Tin og Nikkel staar lavere i Spændingsrækken end Jern, og i Overensstemmelse hermed holder fortinnede og forniklede Jerngenstande sig meget længere blanke end de ubeskyttede Jerngenstande; men hvis Fortinningen eller Forniklingen paa enkelte Steder faar Huller, vil Jernet paa disse Steder ruste særlig hurtig, og det beskyttende Metal vil, efterhaanden som Rusten breder sig, skalle af. Zink staar højere i Spændingsrækken end Jern, derfor bliver forzinkede Genstande hurtig matte og uanselige; men da det dannede basiske Zinkkarbonat beskytter Zinken ret godt mod videre Angreb, kan Zinklaget alligevel holde længe, og selv om det faar nogle Huller, ruster det blottede Jern kun i ringe Grad; thi Atmosfærens Angreb koncentrerer ved galvanisk Virkning paa Zinket, saalænge der overhovedet er noget tilbage af det.

Jernfremstilling og tekniske Jernsorter.

Fremstilling af Raajern. De Malme, som man helst benytter til Jernfremstilling, er Jernglans og Magnetjernsten; de er nemlig de jernrigeste af alle Jernmalmen. Sverrig besidder i Norrland mægtige Lejer af disse Jernmalme. De tyske og engelske Jernmalme indeholder som oftest Jernet som Ferrokarbonat. Man kan ogsaa benytte ferrihydroxydholdige Malme til Jernfremstilling, men de fleste af disse Malme er meget urene og egner sig ikke videre godt til Jernudvinding. Den jyske Myremalm er saaledes altfor uren og for lidet jernholdig til, at det kan betale sig at udvinde Jern af den.

Jernet udvindes af sine Malme, ved at de blandes med Koks og nedsmeltes i taarnhøje Skaktovne, saakaldte *Højovne*. Ved den høje Temperatur, som hersker i Højovnens Indre, tager Koksene Ilten fra Malmens Jernilte, og det frigjorte Jern samler sig i smeltet Tilstand paa Bunden af Højovnen, dækket med en flydende *Slagge*, og aftappes derfra et Par Gange om Dagen. Slaggen indeholder Malmens Urenheder og Koksens Aske; hvis disse Bestanddele er tungtsmeltelige, maa man ved passende letsmelteligt *Tilslag* sørge for alligevel at faa dannet

flydende *Slagge*. I en moderne Højovn produceres om Dagen flere Hundrede Tons Jern.

Raajern, Støbejern. . Det Jern, som fremstilles i Højovne, kaldes for *R a a j e r n*. Det indeholder altid flere Procent Kulstof og kan indeholde mange andre Urenheder, f. Ex. Silicium og Fosfor. Det smelter paa Grund af sine Urenheder lettere end det rene Jern (ved ca. 1100°), og det er meget skørt og lader sig *ikke smede*. Det meste Raajern omdannes ved særlige Rensningsprocesser til smedeligt Jern; men en Del af det benyttes under Navn af *S t ø b e j e r n* i Jernstøberierne til Støbning af Kakkellovne og andre Jerngenstande, af hvilke der ikke kræves særlig stor Styrke, og hvor Raajernets Skørhed ikke er nogen Hindring for dets Anvendelse (Jernstøbegods i Mod-sætning til Staalstøbegods).

Smedeligt Jern. Raajern er den billigste Jernsort; for deraf at vinde smedeligt Jern, som er langt værdifuldere, maa man fjærne Raajernets Urenheder. Dette gør man ved at smelte Raajernet og ved Tilførsel af Luft bortbrænde Kullet og de andre Urenheder. Kulstoffet forflygtiges som Ilte, og Silicium forslagges som Siliciumdioxid; Fosfor bortbrændes kun fuldstændig, naar man tilsætter Kalk (basisk Tilslag), saa at det iltede Fosfor kan forslagges som Kalciumfosfat (Thomasslagge).

Det smedelige Jern kaldes efter Fremstillingsmaaden enten *S t a a l* eller *S v e j s e m e t a l*. Naar man ved Raajernets Rensning arbejder ved saa høj Temperatur, at det smedelige Jern vindes i smeltet Tilstand, skilles det let fra Slaggen og bliver meget ensartet. *Alt smedeligt Jern, som er fremstillet i flydende Tilstand, kaldes Staal*. Nu til Dags fremstilles det meste smedelige Jern i flydende Tilstand, men tidligere forstod man ikke at arbejde ved saa høj Temperatur, at det tungsmeltelige smedelige Jern holdt sig flydende; det blev udvundet i dejgagtig Form og skilt fra iblandet Slagge ved en besværlig mekanisk Bearbejdning under Damphammer. Et saadant Produkt fremstilles endnu nogle Steder og kaldes Svejsemetal.

Smedeligt Jern, som indeholder en halv Procent Kulstof eller mere, kan *hærdes* ved i glødende Tilstand at neddyppes

i koldt Vand. Kulstoffrigt Staal, som kan hærdes, kaldes for **h a a r d t S t a a l**, medens kulstoffattigt Staal, som ikke kan hærdes, kaldes for **blødt Staal**. Paa lignende Maade skelnes mellem hærdeligt Svejsemetal, der kaldes **Svejsestaal**, og ikke hærdeligt Svejsemetal, der kaldes **Svejsjern**.

Oversigt over smedelige Jernsorter.

	kulstoffattigt, ikke hærdeligt	kulstoffrigt, hærdeligt
fremstillet flydende :	Blødt Staal	Haardt Staal
fremstillet dejformigt:	Svejsjern	Svejsestaal

De ovennævnte Betegnelser for smedelige Jernsorter bruges af Ingeniører. Smede bruger Betegnelser, der afviger en Del fra disse. De kalder alt smedeligt Jern, som kan hærdes, for **Staal** og alt smedeligt Jern, som ikke kan hærdes, for **Smedejern**. Smedejernet kan igen enten være **Flusjern**, som er fremstillet i flydende Tilstand, eller **Svejsjern**, som sædvanlig faas fra Sverrig og gaar i Handelen under Navn af **svensk Jern**.

Det smedelige Jerns Anvendelse. Blødt Staal anvendes til Jernbjælker til Bygningsbrug, til Jernplader til Kedler og Skibe, til Skinner, til Jerntraad og som Baandjern og Stangjern. Haardt Staal anvendes til Kanoner og Panserplader, til Værktøj og Redskaber, f. Ex. Saxe, Knive, Spader, Plovjern, osv. Svejsjern anvendes en Del til Smedearbejde, da det let lader sig sammensvejses. Svejsestaal benyttes til Fremstilling af Værktøj.

Efter den anvendte Fremstillingsmaade giver man Staalet forskellige Navne, f. Ex. Bessemerstaal, Thomasstaal og Martinstaal.

Bessemerstaal fremstilles, ved at man blæser Luft op gennem det smeltede Raajern. Raajernet, som bruges hertil, skal være kulstoffrigt og siliciumrigt, men fosforfattigt. Ved Kulstoffets og navnlig ved Siliciummets Forbrænding udvikles saa meget Varme, at Temperaturen stiger flere Hundrede Grader, og derfor vedbliver Jernet at holde sig smeltet, selv om dets Smeltepunkt stiger, efterhaanden som Urenhederne brænder bort. Jernet skal være fosforfattigt, da man ikke kan brænde Fosforet fuldstændig bort uden samtidig at ilte meget af Jernet. Man arbejder sædvanlig med Portioner paa ca. 15 Tons Raajern; en saadan Portion omdannes i Løbet af 20 à 30 Minutter til Bessemerstaal.

Thomasstaal fremstilles paa lignende Maade, kun giver man et Tilslag af Kalk. Derved opnaas, at ogsaa Fosfor forslagges fuldstændig; til Frem-

stilling af Thomasstaal kan derfor anvendes saadan fosforrigt Raajærn, som ikke kan behandles efter den oprindelige Bessemerproces. Den calciumfosfatholdige Slagge, som vindes ved Thomasprocessen, anvendes i finmalet Tilstand som Fosfatgødning (Thomasfosfat).

Martinstaal fremstilles ved Sammensmeltning af Raajærn med Affald af smedeligt Jern i en *Siemens-Martin-Ovn*. En saadan Ovn udmærker sig ved at give en særlig høj Temperatur, saa at man i den kan smelte smedeligt Jern. Denne høje Temperatur opnaar man ved Fyring med Generatorgas og ved Udnyttelse af Røgens Varmeindhold til Forvarmning af Forbrændingsluften (Regenerativfyring). Naar man sørger for en *iltende* Flamme inde i Ovnen ved at tillede rigelig Luft, iltet efterhaanden Raajærnets Urenheder og forflygtiges eller forslagges. Martinprocessens Betydning ligger for en stor Del deri, at den tillader at nyttiggøre Affald af smedeligt Jern. Det eneste Staalværk her i Landet (Burmeister og Wains) arbejder efter Martinprocessen.

Digelstaal fremstilles ved Omsmeltning af andre Staalarter i mindre Digler. Det er meget homogent og kan fremstilles med meget konstant Sammensætning. Det benyttes til finere Værktøj.

Specialstaal er Staal, som ved Tilsætning af forskellige Bestanddele har faaet særlig værdifulde Egenskaber. Ved Tilsætning af Nikkel faas det sejge Nikkelstaal, som benyttes til Panserplader og Kanoner. Ved Tilsætning af Wolfram og lidt Krom faas det saakaldte Hurtigdrejestaal, som bevarer sin store Haardhed selv ved Ophedning til Glødhede.

Hærdning og Anløbning. Det haarde Staals Anvendelighed til Fremstilling af Værktøj beror paa, at man kan til-danne det, medens det er blødt, og derpaa ved Hærdning med paafølgende Anløbning give det en til Formaålet passende Haardhed. Den ved Neddypning i koldt Vand hærdede Genstand er til de fleste Anvendelser for haard og skør, men ved at ophede den nogle Hundrede Grader kan man berøve den en Del af dens Haardhed og Skørhed, desto mere jo stærkere man opheder den. Smedene bedømmer Temperaturen efter den Anløbsfarve, som Jernet antager paa et blankpudset Sted, og kalder derfor Processen for *Anløbning*. Anløbsfarven skyldes Dannelsen af en tynd Iltehinde.

Barberknive anløbes til lysegul Farve (225°), Lommeknive til mørkegul Farve (245°), Saxe til Brun Farve (260°), Bordknive til purpur Farve (270°), Urftjeder til blaa Farve (290°) og Savklinger til mørkeblaa Farve (320°).

Hærdningens Teori. Kulstoffet kan i Jern være bundet paa forskellige Maader. Det kan for det første findes udskilt som Grafitkrystaller eller som amorft Kulstof; Støbejernets graa Farve skyldes dets Grafitindhold. Dernæst

kan det være tilstede som hvide, metallignende Krystaller af Cementit, en Forbindelse af Kulstof og Jern, som besidder Formlen Fe_3C . Endelig kan det findes opløst i Jernet; det opløste Kulstof gør Jernet meget *haardt* og kaldes derfor for *Hærdningskul*.

Naar kulstofholdigt Staal er over 750° varmt, findes Kulstoffet opløst i Jernet som Hærdningskul; ved langsom Afkøling udskilles det som Krystaller af Cementit, og Grundmassen bliver derfor *blødt*, kulstoffrit Jern; men ved pludselig Afkøling i koldt Vand faar det ikke Tid til at udskilles som Cementit, men forbliver opløst som Hærdningskul og giver derved Staalet stor Haardhed. Ved Anløbningen foregaar en større eller mindre Omdannelse af Hærdningskullet til Cementit.

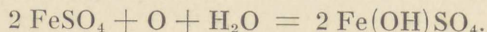
Jernets Valens. Jern optræder i Ferroforbindelserne divalent og i Ferriforbindelserne trivalent. Ferroforbindelserne kaldes ofte for Jernforilteforbindelser, og Ferriforbindelserne for Jernveilteforbindelser; thi de tilsvarende Ilter, Ferroxyd (FeO) og Ferrioxyd (Fe_2O_3), have fra gammel Tid heddet Jernforilte og Jernveilte.

I enkelte Forbindelser optræder Jern med højere Valens end tre. Saaledes er det i Svovlkis, FeS_2 , firegyldigt.

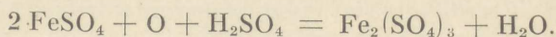
Ferroforbindelser.

Ferroforbindelserne ligner i Opløselighed og Sættning Zink- og Manganoforbindelserne. De besidder sædvanlig lyse, blaa-grønne Farver.

Ferrosulfat, (svovlsurt Jernforilte, Jernvitriol), FeSO_4 , dannes ved Opløsning af Jern i fortyndet Svovlsyre. Ved Inddampning af Opløsningen udskilles lysegrønne, vandholdige Krystaller af Ferrosulfat ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$). Ferrosulfat anvendes i Landbruget mod Ukrudt paa Markerne: ved Besprøjtning med en Ferrosulfatopløsning gaar mange Ukrudtsplanter til Grunde, medens Kornsorterne taaler denne Behandling ret godt. Ferrosulfat iltes langsomt af Luftens Ilt til brunt, tungtopløseligt basisk Ferrisulfat:

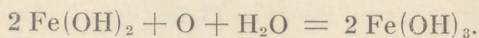


Derfor har Ferrosulfatkrystaller sædvanlig brune Pletter, og derfor udskiller Ferrosulfatopløsninger ved Henstand et brunt Bundfald. Ved Tilsætning af Svovlsyre kan man hindre Dannelsen af dette Bundfald, idet Iltningen i Nærværelse af Svovlsyre fører til det opløselige normale Ferrisulfat:



Ferroionen, Fe^{++} . En Opløsning af Ferrosulfat indeholder Jernet som Ferroion. Ferroionens Nærværelse i en Opløsning paavises ved, at den med Kaliumferricyanid giver Bundfald af Berlinerblaat. Af Hydroxylioner udfældes den som Ferrohdroxyd, af Fosfationer som Ferrofosfat og af Sulfidioner som Ferrosulfid. Med Cyanioner danner den en kompleks Ferrocyanidion.

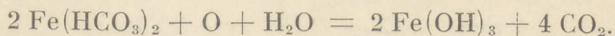
Ferrohdroxyd, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, er hvidt, men iltes i Luft meget hurtigt til brunt Ferrihydroxyd:



Ferrofosfat er opløseligt i Syrer, selv Eddikesyre, hvorfor Jernet i Analysen maa være tilstede som Ferrisalt, naar det skal fældes med Natriumfosfat i eddikesur Vædske.

Ferrosulfid faas ad vaad Vej som et dybsort Bundfald, der er letopløseligt i Syrer. Det benyttes til Fremstilling af Svovlbrinte og fremstilles til denne Anvendelse ved Sammensmeltning af Jern og Svovl.

Ferrokarbonat forekommer i Naturen som Mineral (Jernspat). Det kan opløses i kulsyreholdigt Vand som Bikarbonat (analogt med Kalciumkarbonat) og findes paa denne Maade ofte i Kildevand, som derved faar en ubehagelig metallisk Smag. Naar Vandet udsættes for Luftens Indvirkning, iltes Ferrosaltet, og Jernet udskilles som rustfarvet Ferrihydroxyd:

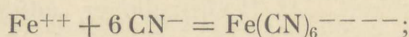


Københavns Drikkevand befries for Jern ved at *luftes* i aabne Render.

Ler, som ikke har været udsat for Atmosfærens Ilt, er oftest graat, idet det indeholder Jern som svagt farvet Ferrokarbonat eller Ferrosilikat (Blaaler). Naar det ved Opgravning udsættes

for Atmosfærens iltende Indvirkning bliver det gult eller brunt, idet der dannes Ferrihydroxyd.

Kaliumferrocyanid, $K_4 \cdot Fe(CN)_6$, er et gult, krystallinsk, *komplex* Dobbeltsalt. Dets Opløsning giver ingen af Ferroionens Reaktioner, hverken Berlinerblaat med Kaliumferricyanid, Ferrohydroxyd med Natriumhydroxyd, Ferrofosfat med Natriumfosfat eller Ferrosulfid med Ammoniumsulfid. Det indeholder Jernet som en meget bestandig Ferrocyanidion, $Fe(CN)_6^{4-}$, der opstaar, naar Ferroioner og Cyanioner træffer sammen:

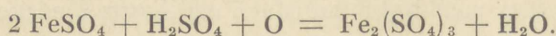


det er at opfatte som Kaliumsaltet af en Syre Ferrocyanbrinte, $H_4 \cdot Fe(CN)_6$.

Ferriforbindelser.

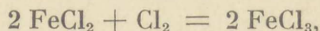
Ferriforbindelserne ligner i Opløselighed Aluminium- og Kromsiltene. De besidder oftest gule og brune Farver.

Ferrisulfat, $Fe_2(SO_4)_3$, fremstilles, ved at man ilter Ferrosulfat i svovlsur Opløsning:

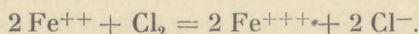


Som Iltningmiddel kan man bruge Salpetersyre. Ferrisulfat danner med Ammoniumsulfat Jernalun, $(NH_4)_2SO_4$, $Fe_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$, en velkrystalliserende, næsten ufarvet Ferriforbindelse (Lighed med Aluminium og Krom).

Ferriklorid, $FeCl_3$, fremstilles ved Opløsning af Jern i Saltsyre og Iltning af det derved dannede Ferroklorid med frit Klor:



eller skrevet med Ioner:



Ved Inddampning af den gulbrune Opløsning faas det som en vandholdig, brungul, henflydende Krystalmasse.

Ferrihydroxyd (Jerntveiltehydrat) fremstilles ved Fældning af Ferrisalte med Baser; det opstaar, naar Jern ruster, og naar Ferrokarbonat iltes. Det faas ad disse forskellige Veje

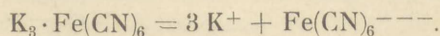
som et brunt, amorft Bundfald af vekslede Sammensætning og kolloid Beskaffenhed. Det normale Ferrihydroxyd, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, eller $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, er ubestandigt og afgiver stedse mere eller mindre af sin Brint i Form af Vand. Ved Glødning afgiver Ferrihydroxydet alt sit Vand og efterlader Ferrioxyd, Fe_2O_3 . En Række almindelig benyttede gule, brune og røde Malerfarver bestaar af Ferrihydroxyd eller Ferrioxyd; disse Stoffer kan alt efter Sammensætning og Fremstillingsmaade optræde med meget forskellige Farvenuancer.

Ferrihydroxyd er en *meget svag Base*; det danner slet ikke Salte med svage Syrer som Kulsyre, og selv dets Salte med stærke Syrer er ubestandige; i vandig Opløsning er de vidtgaaende hydrolyserede til fri Syre og mørkebrune basiske Salte: Fortyndede Opløsninger af Ferriklorid og Ferrisulfat bliver ved Ophedning mørkere og mørkere paa Grund af fremadskridende Hydrolyse og giver tilsidst Bundfald af basiske Salte eller Ferrihydroxyd.

Ferrihydroxyd kan i frisk fældet Tilstand opløses i en ganske ringe Mængde Saltsyre under Dannelse af en mørkebrun *kolloid* Opløsning, af hvilken den meste Saltsyre ved Dialyse igen kan fjernes.

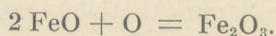
Ferriionen, Fe^{+++} , giver med Kaliumferrocyanid Bundfald af Berlinerblaat, hvilket benyttes til dens Paavisning. Med Kaliumferricyanid giver den hverken Bundfald eller blaa Farve. Med Natriumfosfat giver den i eddikesur Vædske et næsten hvidt Bundfald af Ferrifosfat (Lighed med Aluminium). Med Baser giver den Bundfald af Ferrihydroxyd. Dens Evne til at danne *komplexe* Forbindelser er langt større end Ferroionens: Med Cyanioner forener den sig til en meget bestandig Ferricyanidion; ligeledes danner den Komplekser med de fleste organiske Syrer; med Fenoler danner den *violette* (blaa, grønne) komplexe Forbindelser.

Kaliumferricyanid, $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$, er et rødbrunt, krystallinsk Dobbelt salt, hvis komplexe Natur viser sig ved, at det ikke giver nogen af Ferriionens Reaktionen: Det giver ikke Berlinerblaat med Kaliumferrocyanid, og ej heller Ferrihydroxyd med Alkalier. Det er i Opløsning ioniseret paa følgende Maade:



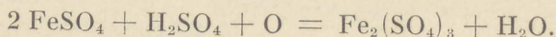
Overgangen mellem Ferro- og Ferriforbindelser.

For at omdanne en Ferroforbindelse til Ferriforbindelse maa man ilte, og for at omdanne en Ferriforbindelse til Ferroforbindelse maa man reducere. I Ferroforbindelserne svarer Jernets Iltningsgrad nemlig til FeO, og i Ferriforbindelserne svarer den til Fe₂O₃. Iltningsskemaet for Overgangen mellem disse Forbindelser bliver derfor:

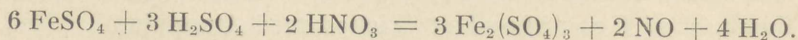


Deraf ses, at der maa iltes med et halvt Iltatom (lig et Ækvivalent Ilt) for hvert Jernatom, der gaar over fra Ferrotilstanden til Ferritilstanden, og omvendt maa der bortføres en tilsvarende Iltmængde, naar en Ferriforbindelse omdannes til Ferroforbindelse. Man kan i dette og andre Tilfælde ogsaa overse Forholdene ved Hjælp af den Regel, at *der skal tilføres et Ækvi- valent Ilt pr. Metalatom for hver Gang Metallets Valens stiger med en.*

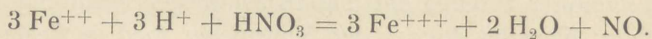
Ex. 1. Et Iltatom er i Nærværelse af Svovlsyre i Stand til at omdanne to Molekyler Ferrosulfat til Ferrisulfat:



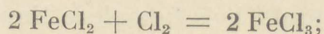
Ex. 2. To Molekyler Salpetersyre afgiver, naar de omdannes til Kvælstofilte, tre Iltatomer og kan derfor i Nærværelse af Svovlsyre ilte sex Molekyler Ferrosulfat til Ferrisulfat:



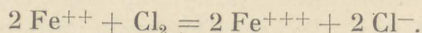
Et Molekyle Salpetersyre kan i det hele taget ilte tre Ferroioner til Ferriioner i sur Vædske:



Ex. 3. Et Molekyle Klor, Cl₂, virker som Iltningsmiddel lige med et Iltatom (Cl₂ + H₂O = 2 HCl + O) og kan derfor ilte to Molekyler Ferroklorid til Ferriklorid:

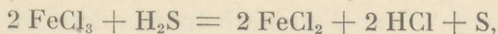


det kan i det hele taget ilte to Ferroioner til Ferriioner:

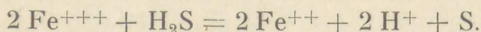


Ex. 4. Et Molekyle Svovlbrinte kan optage et Iltatom, idet det omdannes til Svovl og Vand (H₂S + O = H₂O + S); det

er derfor i Stand til at reducere to Molekyler Ferriklorid til Ferroklorid:



eller almindeligere to Ferriioner til Ferroioner:

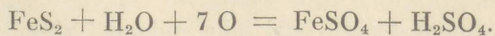


Ferforbindelserne besidder en ret stor Tilbøjelighed til at optage Ilt og omdannes til Ferriforbindelser, og derfor *kan Ferforbindelser ved mange Lejligheder benyttes som Reduktionsmiddel*. Ferrosalte reducerer saaledes Salpetersyre til Kvælstofilte, Guldsalte til metallisk Guld, Klor til Klorion osv. Men Jernets Tilbøjelighed til at gaa over i Ferritilstanden er dog ikke større end, at *Ferrisalte overfor Stoffer, som gerne vil optage Ilt, virker som Iltningmiddel*, idet de omdannes til Ferforbindelser. Saaledes kan de ilte Svovlbrinte til Svovl og Vand.

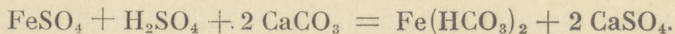
Syrers og Basers Indflydelse paa Ferforbindelsernes Iltning. Naar man skal have *normale* Ferrisalte dannede ved Iltning af Ferrosalte, maa man sørge for Tilførsel af Syre; thi de normale Ferrisalte indeholder pr. Jernatom et Ækivalent Syre mere end Ferrosaltene. Dette Forhold fremgaar da ogsaa af de ovenfor nævnte Exempler. Heraf maa man imidlertid ikke lade sig forlede til at tro, at Ferforbindelsernes Iltning foregaar lettest i sur Vædske. I Nærværelse af stærke Syrer er Ferrosaltene tværtimod ret bestandige, f. Ex. iltes Ferrosulfat i Nærværelse af fri Svovlsyre kun langsomt af Luftens Ilt til *Ferrisulfat*; derimod er de i Nærværelse af basiske Stoffer, som kan binde deres Syre, meget ubestandige, f. Ex. iltes Ferrosulfat i Nærværelse af Kalciumkarbonat meget hurtigt af Luftens Ilt til *Ferrihydroxyd* under samtidig Dannelse af Kalciumsulfat og Kuldioxyd.

Svovlkis.

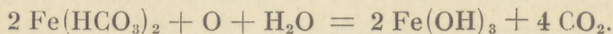
Svovlkis, FeS_2 , findes udbredt i Naturen dels som et tungt, kompakt, messinglignende Mineral og dels udskilt som fine, mørke Smaapartikler, f. Ex. i Mergel og Tørvejord. Det er uopløseligt i Vand og fortyndede Syrer; men udsat for Atmosfærens Indflydelse *forvitrer* det langsomt til Ferrosulfat og Svovlsyre:



Naar en Opløsning, som indeholder disse Stoffer, træffer sammen med Kalciumkarbonat (Kalksten), foregaar der i *Fra- værelse af Ilt* følgende Omsætning:



Herved forklares Forekomsten af Ferrokarbonat i Kildevand. I Nærværelse af Ilt iltes Ferrokarbonatet videre, og der udskilles rustfarvet Ferrihydroxyd:



Svovlkis anvendes i store Mængder til Fremstilling af Svovlsyre, idet det ved Forbrænding giver Ferrioxyd og Svovldioxyd, hvilket sidste Stof ved videre Iltning kan omdannes til Svovlsyre. Derimod anvendes det ikke til Jernudvinding.

Nikkel.

Ni = 58,68.

Nikkel er ligesom Jern et hvidt, tungtsmelteligt, magnetisk Metal. Det besidder en smuk hvid Glans og angribes kun meget langsomt i atmosfærisk Luft. Det anvendes i betydelig Mængde til *Fornikling* af Jerngenstande og til Legeringer, f. Ex. Nysølv (Nikkel, Kobber, Zink) og Nikkelstaal (Nikkel, Jern).

Nikkelsaltene er i vandholdig Tilstand grønne. Nikkelet optræder i dem med Valensen to og er i Opløsning fraspaltet som divalent Nikkelion, Ni^{++} . Saltene ligner i Opløselighedsforhold Ferrosaltene.

Fornikling foregaar ad galvanisk Vej. Genstanden, som skal fornikles, anbringes som Katode i et Bad, der indeholder Nikkelsulfat, og som Anode benyttes en Plade af rent Nikkel. Strømmen udskiller da Nikkel paa Genstanden; men samtidig gaar der Nikkel i Opløsning fra Anodepladen, og Badet forandrer derfor ikke Sammensætning, men kan stadig bruges paany.

Kobolt.

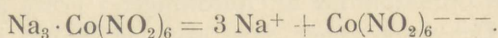
Co = 58,97.

Kobolt ligner baade i fri Tilstand og i sine Forbindelser paa mange Punkter Nikkel.

Koboltosaltene er i vandholdig Tilstand røde og i vandfri Tilstand blaa; de indeholder divalent Kobolt. Et Ko-

boltsilikat anvendes meget som blaat Farvestof ved Porcelænsfabrikationen. En Koboltforbindelse af anden Art er

Natriumkoboltinitrit, $\text{Na}_3\text{Co}(\text{NO}_2)_6$. Det indeholder trivalent Kobolt, hvad der bedst ses, naar det skrives $3\text{NaNO}_2, \text{Co}(\text{NO}_2)_3$. Det er et gulbrunt, letopløseligt, *komplex* Dobbeltsalt, som i vandig Opløsning er spaltet i Ioner paa følgende Maade:



Ved Opvarmning af dets Opløsning sønderdeles det under Dannelse af Koboltosalt. Det tilsvarende Kaliumsalt er gult og uopløseligt i Vand, hvilket Forhold anvendes til Paavisning af Kaliumioner.

Platin.

Pt = 195,2.

Platin er et hvidt, meget vægtfyldigt og tungtsmelteligt, ædelt Metal (Vægtfylde 21,4, Smp. ca. 1800°). Det iltes ikke ved Ophedning i Luft og angribes ikke af Syrer undtagen af Kongevand, en Blanding af Saltsyre og Salpetersyre. Paa Grund af sin *Uangribelighed* og sit *høje Smeltepunkt* anvendes det i Form af Digler og Skaale meget ved kemiske Arbejder.

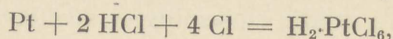
Paa Grund af Platinets store Kostbarhed maa det herved altid erindres, at det opløses i Kongevand og andre klorudviklende Vædsker, og at det ved højere Temperatur ødelægges af mange Metaller, f. Ex. af Bly og Tin (derimod ikke af Nikkel og Jern), og af Fosfor og Svovl. Man maa i Platindigler ikke smelte Blandinger, i hvilke der ved Ophedning kan dannes letsmeltelige Metaller eller Fosfor, f. Ex. Blandinger af Blyforbindelser eller Fosforforbindelser med Kul.

Platin besidder samme *Temperaturudvidelseskoefficient* som Glas og Porcellæn og kan derfor indsmeltes i disse Materialer, hvilket anvendes ved Fabrikation af Glødelamper og kunstige Tænder.

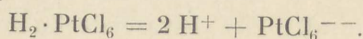
I findelt Tilstand (som Platinsvamp eller Platinsort) virker det ved mange kemiske Processer som *Katalysator*: Brint forbinder sig med Ilt allerede ved alm. Temp. i Nærværelse af Platinsvamp, og Platin benyttes som Kontaktsubstans ved den tekniske Fremstilling af Svovlsyreanhydrid og ved Forbrændingen af Ammoniak til Salpetersyre.

Platin danner en stor Mængde Forbindelser, i hvilke det optræder enten to- eller firegyldigt. Af disse skal her kun omtales

Brintplatinklorid, $H_2 \cdot PtCl_6$, i hvilket Platinet er firegyldigt. Det dannes, naar Platin opløses i Kongevand:



og vindes ved Inddampning af Opløsningen i Form af rødbrune Krystaller. Det er en stærk Syre, som er spaltet i Ioner paa følgende Maade:



Ved Ophedning fraspalter Syren Klorbrinte og Klor og efterlader rent Platin.

Syrens Kaliumsalt, **Kaliumplatinklorid**, $K_2 \cdot PtCl_6$, er tungtopløseligt i Vand og uopløseligt i Vinaand, hvilket Forhold anvendes til kvantitativ Bestemmelse af Kalium. Ogsaa **Ammoniumplatinklorid**, $(NH_4)_2 \cdot PtCl_6$, er tungtopløseligt; det efterlader ved Glødning Platinet i Form af en porøs Masse med stor Overflade, **Platinsvamp**.

Oversigt over de tunge Metaller Valensforhold.

Enhver Inddeling af de tunge Metaller er i kemisk Henseende mangelfuld, idet de Metaller, som optræder med flere forskellige Valenser, alt eftersom de optræder med den ene eller den anden af disse, burde henregnes til forskellige Grupper. Ved at sammenligne de Forbindelser, i hvilke tunge Metaller har samme Valens, vil man sædvanlig kunne konstatere store Ligheder, selv om Metallerne hører til forskellige Grupper. Saaledes ligner Merkurosaltene Kuprosaltene, uagtet Kviksølv og Kobber hører til forskellige Grupper, og Ferrisaltene ligner Kromisaltene, uagtet Jern og Krom ikke staar i samme Gruppe.

Det vil derfor være formaalstjenligt nu til Slutning at give en Oversigt over de tunge Metaller Forbindelsesrækker, ordnede efter Metallernes Valens i Forbindelserne.

Metalatomernes Valens er:

monovalent i: *Kupro-, Sølv-, Merkurosaltene.*

divalent i: *Kupri-, Merkuri-, Zink-, Bly-, Stanno-, Mangano-, Ferro-, Nikkel-, Koboltosaltene.*

trivalent i: *Kromi-, Ferri-, Kobolti-, Vismut-, Antimonsaltene.*
Brintguldklorid.

tetravalent i: *Bly- og Manganoverilte. Stannater, Brinttinklorid,*
Brintplatinklorid.

pentavalent i: *Antimonater.*

hexavalent i: *Kromater, Manganater.*

heptavalent i: *Permanganater.*

Internationale Atomvægte.

1917.

Aluminium	Al	27,1	Magnium	Mg	24,32
Antimon	Sb	120,2	Mangan	Mn	54,93
Argon	Ar	39,88	Molybdæn	Mo	96,0
Arsen	As	74,96	Natrium	Na	23,00
Baryum	Ba	137,37	Neodym	Nd	144,3
Beryllium	Be	9,1	Neon	Ne	20,2
Bly	Pb	207,20	Nikkel	Ni	58,68
Bor	B	11,0	Niobium	Nb	93,1
Brint	H	1,008	Niton	Nt	222,4
Brom	Br	79,92	Osmium	Os	190,9
Cerium	Ce	140,25	Palladium	Pd	106,7
Cæsium	Cs	132,81	Platin	Pt	195,2
Dysprosium	Dy	162,5	Praseodym	Pr	140,9
Erbium	Er	167,7	Radium	Ra	226,0
Europium	Eu	152,0	Rhodium	Rh	102,9
Fluor	F	19,0	Rubidium	Rb	85,45
Fosfor	P	31,04	Rutenium	Ru	101,7
Gadolinium	Gd	157,3	Samarium	Sm	150,4
Gallium	Ga	69,9	Selen	Se	79,2
Germanium	Ge	72,5	Silicium	Si	28,3
Guld	Au	197,2	Skandium	Sc	44,1
Helium	He	4,00	Strontium	Sr	87,63
Holmium	Ho	163,5	Svovl	S	32,06
Ilt	O	16,00	Sølv	Ag	107,88
Indium	In	114,8	Tallium	Tl	204,0
Iridium	Ir	193,1	Tantal	Ta	181,5
Jern	Fe	55,84	Tellur	Te	127,5
Jod	J	126,92	Terbium	Tb	159,2
Kalium	K	39,10	Tin	Sn	118,7
Kadmium	Cd	112,40	Titan	Ti	48,1
Kalcium	Ca	40,07	Torium	Th	232,4
Klor	Cl	35,46	Tulium	Tu	168,5
Kobber	Cu	63,57	Uran	U	238,2
Kobolt	Co	58,97	Vanadin	V	51,0
Krom	Cr	52,0	Vismut	Bi	208,0
Krypton	Kr	82,92	Wolfram	W	184,0
Kulstof	C	12,005	Xenon	Xe	130,2
Kviksølv	Hg	200,6	Ytterbium	Yb	173,5
Kvælstof	N	14,01	Yttrium	Yt	88,7
Lantan	La	139,0	Zink	Zn	65,37
Litium	Li	6,94	Zirkon	Zr	90,6
Lutecium	Lu	175,0			

REGISTER.

- Aandedræt** 3, 136.
Absolut Nulpunkt 25.
Absorption 131.
Acetylen 134.
 —, Dannelsesvarme 144.
Adsorption 131, 176.
Affinitet 53, 144.
Afrømningsalte 189.
Agat 163.
Aktinium 205.
Albit 168.
Alkalimetaller 180.
 —, Oversigt 191.
 —, Paavisning 181, 187, 201.
Alkalisk Reaktion 8, 93, 95.
Alkogel 175.
Alkohol 158.
Alkosol 175.
Allotropi 70.
Aluminater 208.
Aluminium 206.
 — fosfat 207.
 — gruppen 206.
 — hydroxyd 208.
 — ion 207.
 — ilte 208.
 — karbid 151.
 — salte 208.
 — silikat 167, 209.
 — sulfat 209.
Alun 209.
Amalgamer 234.
Amfoter 208.
Ammoniak 103, 118.
 —, Dannelsesvarme 144.
 —, Fremst. af Karbidkvælstof 150.
 —, Reaktion overfor Fenoltalein 193.
 —, Syntese 104.
 — salte 106.
 — vand 104.
Ammonium 106.
 — fosformolybdat 125.
 — hydroxyd 105.
 — karbaminat 108.
 — karbonat, 107.
 — —, surt 108.
 — klorid 107.
 — molybdat 249.
 — nitrat 107.
 — platinklorid 268.
 — salte 106.
 — sulfat 107, 115.
 — sulfid 107.
Amorf 14, 16.
Anløbning 259.
Anhydrid 47.
Anioner 85.
Anode 84.
Anortit 168.
Antiklor 83.
Antimon 243.
Antimonater 181, 243.
Antimoniter 243.
Antimonpentoxyd 243.
Antimonsalte 243.
Antimonsyre 181.
Antimontrioxyd 243.]
Antracit 152, 155.
Antændelsestemperatur 49, 151.
Apatit 119.
Argilliter 167.
Argon 178.
Argongruppen 178.
Arrhenius 89.
Arsen, 127.
 —, Forgiftning 242.
Arsenater 128.
Arseniter 128.
Arsensyre 128.
Arsensyring 128.
Arsensyringanhidrid 127.
Arsentrioxyd 127.
Arsentrisulfid 170.
Asbest 167, 168.
Assimilere 136.
Atmosferisk Luft 71, 110, 112.
Atom 11.
 —, Bygning 214.
 — kerne 214.
 — tal 29.
 — — tabel 270.
 — tegn 30, 270.
 — teoriens Historie 43.
 — vægt 29.
 — —, Tabel 270.

- Auriforbindelser 230.
 Auroforbindelser 230.
 Autogen Svejsning, Skæring 70.
Avogadro 26, 43.
- Barythydrat** 201.
 Barytvand 201.
 Baryum 200.
 — hydroxyd 201.
 — ion 201.
 — karbonat 201.
 — klorid 202.
 — platocyanid 203.
 — overilte 49.
 — sulfat 202.
 — —, Opløselighedsprodukt 91.
- Baser 8, 93.
 —, svage 102.
 Basicitet, en Syres 81.
 Basisk Blykarbonat 242.
 — Natur 11.
 — Reaktion 95.
 — Salte 222.
 — Vismutnitrat 244.
- Begblende 202, 250.
 Belysning 161.
 Belysningsgas 158.
 Benkul 131.
 Benzin 157.
 —, Brændværdi og Vægtfylde 158.
- Beregninger, kemiske 41.
 —, termokemiske 142.
 Berlinerblaat 148.
 — i Gasrensemasse 159.
Berzelius 43.
 Beryllium 211.
 Beskyttelseskolloid 175.
 Bessemerstaal 258.
 Beton 197.
 Bevægelig kemisk Ligevægt 116.
 Bikarbonater 138.
Birkeland 112.
- Bisulfater 82.
 Bittersalt 194.
 Bjærgkrystal 163.
 Blaasten 221.
 Blaasyre 147.
 Bladguld, ægte og uægte 229.
 Blandinger 12.
 Blegevand 58.
 Blodludsalt 149.
 Bly 240.
 — acetat 242.
 — ant 130.
 — aske 240.
 — forgiftning 242.
 — glans 240.
 — hvidt 242.
 — hydroxyd 242.
 — ilte 241.
 — ion 242.
 — kammermetoden 79.
 — karbonat, basisk 242.
 — klorid 242.
 — kromat 248.
 — mellemilte 241.
 — nitrat 241.
 — overilte 241.
 — sukker 242.
 — sulfat 242.
 — sulfid 75, 113, 242.
 — syre 241.
- Bor 177.
 Borater 177.
 Borax 177, 186.
 Bordeaux-Vædske 222.
 Bordsalt 184.
 Boroversyre 178.
 Borsyre 177.
 —, Dissociationsgrad 97.
 — anhydrid 177.
 Borvand 177.
 Briketter 154.
 Brillanter 130.
 Brint 44, 159.
 —, Mængde i Jordskorpen 206.
- Brint, Plads i Spændingsrække 217.
 — guldchlorid 230.
 — ion 93.
 — ionexponent 95.
 — overilte 48.
 — platinklorid 268.
 — siliciumfluorid 169.
 — tinklorid 239.
 Brom 61.
 — brinte 62.
 — —, Dannelsesvarme 144.
 — natron 62.
 Bronze 220, 245.
Brown'ske Bevægelser 25.
 Brunjernsten 254.
 Brunkul 152.
 —, Brændværdi 155.
 Brunsten 252.
 Brænde, Brændværdi 155.
 Brændsel, fast 152.
 —, flydende 157.
 —, luftformigt 158.
 Brændt Gips 198.
 — Kalk 195.
 Brændværdi 155.
 Bunsenflammen 161.
 Bunsenlampe 162.
 Bøhmisk Glas 168.
- Caliche** 115.
 Cement 165, 197.
 Cementmørtel 197.
 Cementit 260.
 Cerium 212, 270.
 — ilte 162.
Chatelier, le 116.
 Chilesalpeter 114.
 Cinders 153.
 Cinnober 233.
 Citronsodavand 137
 Cyan 205.
 Cyan 147.
 — amid 149.
 — brinte 147.
 — forbindelser 147.

- Cyanider 147.
 Cyanion 147.
 Cyansyre 149.
 Cæsium 191, 270.
- Dalton** 43.
 Dampkul 152.
 — Brændværdi 155.
 Dannelsevarme 143.
 Destillation 13.
 —, tør 153.
 Destilleret Vand 13, 48.
 Dialysator 170.
 Dialyse 170.
 Diamant 130.
 — Krystalstruktur 132.
 — Forbrændingsvarme 144.
 Diamminølvforbindelser 226.
 Dicyandiamid 150.
 Diffusion 33.
 Digelstaa 259.
 Dikromsyre 248.
 Dispersitetsgrad 174.
 Dissociation 50.
 —, elektrolytisk 84.
 —, termisk 95.
 Dissociationsgrad, Elektrolyters 88.
 —, Syrers 97.
 —, Vandets 94.
 Dissociationskonstant, Vandets 94.
 Dissociationstryk 195.
 Dobbeltcyanider 147.
 Dobbeltspat 198.
 Dobbeltsonderdeling 56.
 Dolomit 192.
 Dowsongas 160.
 Dysprosium 212, 270.
 Døbereiners Fyrtøj 50.
- Eddikesurt** Blyilte 242.
 Eddikesyre 119.
 —, Dissociationsgrad 97.
- Ehrlich**, therapia magna sterilisans 128.
 Elektrode 84.
 Elektrolyse 84.
 — af Natriumklorid 183.
 Elektrolyter 84.
 —, svage, stærke 89.
 Elektrolytisk, Dissociation 84.
 Elektroner 203, 214.
 Elektroplet 227.
 Elektropositiv 179.
 Element = Grundstof 1.
 Elementer, aristoteliske 5.
 —, Guldmagernes 5.
 Emanation 204.
 Endoterm Proces 142.
 — Forbindelse 117.
 Engelsk Salt 194.
 Erbium 212, 270.
 Europium 212, 270.
 Eutektisk Legering 247.
 Exoterm Proces 142.
 — Forbindelse 117.
 Exsikkator 47.
Egde 112.
- Faraday's Lov** 87.
 Fase 12.
 Fast Opløsning 15, 245.
 Fayence 209.
Fehlings Vædske 222.
 Feldspat 166.
 Fenoltalein 97.
 Ferri-cyanbrinte 148.
 — forbindelser 262.
 — —. Overgang til Ferroforb. 264.
 — fosfat 263.
 — hydroxyd 262.
 — ion 263.
 — klorid 262.
 — oxyd 263.
 — sulfat 262.
 Ferro-cyanbrinte 148.
 — forbindelser 260.
- Ferro-forbindelser, Overgang til Ferriforbindelser 264.
 — fosfat 261.
 — hydroxyd 261.
 — ion 261.
 — karbonat 261.
 — sulfat 260.
 — sulfid 261.
 Filtrering 12.
 Fixerbad 228.
 Fixersalt 83.
 Flamme 161.
 Flammepunkt 158.
 Flint 163.
 Flogiston 6.
 Fluor 61.
 Fluorbrinte 61.
 —, Dannelsevarme 144.
 Flusjern 258.
 Flusspat 61.
 Flussyre 61.
 —, Forhold overfor Silikater 169.
 Forbindelse, kemisk 13, 22.
 Forbrænding 2.
 Forbrændingsvarme 143 155.
 Forilte 71.
 Forkulning 82, 131, 152.
 Formler, kemiske 30.
 Fornikling 266.
 Forsølvning 227.
 Forvitring 46, 167, 209, 265.
 Fosfater 123.
 Fosfatrest, Paavisning, kvantitativ Bestemmelse 124.
 Fosfiter 125.
 Fosfor 119.
 —, i Jern 255.
 — brinte 126.
 — bromider 127.
 Fosforit 119.
 Fosforjodider 127.

- Fosfor-molybdænsyre 249.
 — pentaklorid 127.
 — pentoxyd 121.
 — syre 122.
 — —, citratopløselig 124.
 — —, citronsyreopløselig 124.
 — —, Dissociationsgrad 97.
 — —, tilbagegaaet 124.
 — —, vandfri 125.
 — —, vandopløselig 124.
 — syreanhydrid 121.
 — syrling 125.
 — syrlinganhydrid 126.
 — triklorid 126.
 — undersyrling 125.
 Fotografering 228.
 Fremkalder 228.
 Frysepunkts-kurve 21.
 — sænkning 21, 34.
 Fyring 155.
- Gadolium** 212, 270.
Gallium 212, 270.
Galvaniseret Jern 231, 256.
Gas 158.
 — glødenet 162.
 — kul 153.
 — vand 107, 159.
Gay-Lussac Taarn 80.
Gel 175.
Gelatiner 174.
Gélé 174.
Generatorgas 160.
Germanium 213.
Gips 194, 198.
Garmesterdiamant 130.
Glas 168.
Glaubersalt 184.
Glimmer 167.
Glovertaarn 80.
Gnejs 167.
Grafit 130.
 —, Forbrændingsvarme 144.
- Grammolekyle** 28.
Gramækvivalent 81.
Granit 167.
Gravrust 255.
Grubegas 134.
Grundstof 1.
 —, Tabel 270.
 — begrebets Udvikling 4.
Graat Tin 238.
Guld 229.
 — mønter, Sms. 229.
Guldberg og Waage's Lov VIII.
Gummi 175.
Gyldighed 36.
- Haardhedsgrad, Vands** 47.
Haardt Vand 47, 199.
Haardtby 240.
Halogener 52.
Halogengruppen, Oversigt 64.
Halvgennemtrængelig Hinde 31.
Hammerskæl 255.
Havvand 90, 183.
Helium 179, 203.
Helvedessten 226.
Henfaldshypotese 204.
Henflydende 46.
Hennebiquekonstruktioner 197.
Henry's Lov 22.
Hess's Lov 142.
Heterogen Proces 66.
Heterogent Stof 12.
Hjortetaksalt 107.
Hoff, van't 43.
 — —'s Regel 66.
Holmium 212, 270.
Homogen Proces 66.
Homogen Blanding 13.
Homogent Stof 12.
Hoste-mixtur, -pastiller 107.
Hurtigdrejestaal 259.
- Hvidblik** 238, 256.
Hydrater 46.
Hydrazin 108.
Hydrogel 175.
Hydrolyse 100.
 — af Ferrisalte 263.
 — af Klor 57.
 — af Metalloiddklorider 54.
 — af Vismutnitrat 244.
Hydrosol 175.
Hydroxyl 9, 39.
Hygroskopisk 47.
Hypofosfiter 126.
Hypokloriter 58.
 —, elektrolytisk Fremst. 183.
 —, Omdannelse til Klorat 67.
- Hæmoglobin** 140.
Hærdning 259.
Hærdningskul 260.
Højovn 256.
- Ilt** 69.
 — Mængde i Jordskorpen 206.
- Ilt** 2, 11, 70.
Iltningsgrad 83.
Indikatorer 96.
Indium 212, 270.
Ioner 84.
 — Ladning 86.
 — Sættning 85.
 — Tilstand i Opløsning. 88.
- Ionogen** 191.
 — Forbindelse 215.
- Ir** 220.
Iridium, 212, 270.
Irreversible Kolloider 176.
Isoelektrisk Punkt 175.
- Jern** 254.
 —, galvaniseret 231.
 — i Ler 261.
 — i Vand 261, 266.

- Jern, Mængde i Jordskorpen 206.
 —, smedeligt 257.
 —, svensk 258.
 — alun 262.
 — beton 197.
 — forilte 260.
 — fremstilling 256.
 — glans 254.
 — malm 256.
 — sorter, tekniske 256.
 — spat 254.
 — tveklor = FeCl_3 262.
 — tveilte 260.
 — tveiltehydrat 262.
 — vitriol 260.
 Jod 62.
 Jodbrinte 63.
 — Dannelsesvarme 144.
 Jodider 64.
 Jodkvælstof 116.
 Jodsyre 64.
 Jodtinktur 63.
 Joner, se Ioner.
 Jordolie 157.
- Kadmium** 237.
 Kainit 187, 189.
 Kalcineret Soda 185.
 Kalcium 194.
 —, Mængde i Jordskorpen 206.
 — cyanamid 149.
 — cyanid 150.
 — fluorid 61.
 — fosfat 119, 123, 200.
 — gruppen 191.
 — —, Oversigt 205.
 — hydroxyd 196.
 — hypoklorit 58.
 — ilte 195.
 — ion 194.
 — karbid 151, 200.
 — karbonat 198.
 — — Forhold ved Glødning 195.
- Kalcium-karbonat, Opløselighedsprodukt 91.
 — —, Opløsning i Salt-syre 99.
 — —, surt 198.
 — klorid 199.
 — nitrat 115.
 — nitrid 103.
 — oxalat 195.
 — salte, Oversigt 200.
 — silikat 168.
 — sulfat 198.
 — —, Opløselighedsprodukt 91.
 — sulfid 185.
- Kali** 5.
 —, kaustisk 188.
 —, klorsur 59.
 —, kulsur 189.
 —, manganoversur 253.
 —, tvekromsur 248.
 — alun 190.
 — feldspat 168.
 — hydrat 188.
 — salpeter 114.
- Kalium** 187.
 —, Mængde i Jordskorpen 206.
 —, Radioaktivitet 203.
 — antimonat 181.
 — bromid 62.
 — cyanat 149.
 — cyanid 147.
 — dikromat 190, 248.
 — ferricyanid 263.
 — ferrocyanid 190, 262.
 — gødninger 188.
 — holdige Dobbelt-silikater 189.
 — hydroxyd 188.
 — ion 187.
 — —, Jordbundens Absorptionsevne 210.
 — jodid 64.
 — karbonat 189.
 — klorat 59, 190.
- Kalium-klorat, Opløselighedsprodukt 91.
 — klorid 188.
 — koboltinitrit 188.
 — kromat 248.
 — —, Reakt. m. H_2O_2 49.
 — manganat 252.
 — nitrat 190.
 — nitrit 111.
 — perklorat 60.
 — permanganat 253.
 — platinklorid 268.
 — rodanid 149.
 — salte, Oversigt 190.
 — silikat 168.
 — sølvcyanid 227.
 — sulfat 190.
 — tinklorid 239.
 — tiocyanat 149.
 — trijodid 63.
- Kalk** 5, 195.
 —, brændt 195.
 —, fosforsur 119, 123, 200.
 —, kulsur 195, 198.
 —, læsket 196.
 — brænding 195.
 — feldspat 166, 168.
 — hydrat = Kalciumhydroxyd 196.
 — kvælstof 149.
 — mælk 196.
 — mørtel 196.
 — salpeter 115.
 — sten 195, 198.
 — vand 196.
- Kalomel** 236.
 Kammersyre 80, 124.
 Kaolin 167, 168.
 Karat 130, 229.
 Karbidkvælstof 149.
 Karbonater 138.
 Karborundum 164.
 Karburere 160.
 Karlsbadersalt 184.
 Karnallit 188, 189.
 —, Elektrolyse 192.

- Katalysator 65.
 Kationer 85.
 Katode 84.
 Kaustisk Kali 188.
 Kaustisk Natron 182.
 Kemisk Forbindelse 13, 22.
 — Ligevægt 51, 116, 146.
 — Proces 17, 49, 64, 116, 141, 215.
 Kieserit 192, 194.
 Kildekalk 199.
 Kildevand, kalkholdigt 48, 199.
 Kildevand, jernholdigt 261, 266.
 Kiselsyre 164.
 — anhydrid 163.
Kjeldahl 81.
 Klor 52.
 —, elektrolytisk Fremstilling 183.
 — ammonium 107.
 Klorater 59, 60, 67.
 —, elektrolytisk Fremstilling 183.
 Klorbrinte 54.
 —, Dannelsesvarme 144.
 Klorcyan 149.
 Klorider 56.
 Klorion 85, 92.
 Klorit 57.
 Klor-kalcium 199.
 — kalium 188.
 — kalk 58, 199.
 — kvælstof 116.
 — natrium 183.
 — natron 58.
 Klorotinsyre 240.
 Kloroversyre 60.
 — anhydrid 60.
 Klorisyre 59.
 Klorisyre Kali 59.
 Klorisyrling 57.
 Klorundersyrling 57.
 —, Dissociationsgrad 97.
 — anhydrid 60.
 Klorvand 53.
 Knaldluft 46.
 Knogler 119.
 Koagulation 174.
 Kobber 220.
 Kobberforilte 71, 223.
 Kobberilte 71, 221.
 Kobberveilte = Kuprioxyd 221.
 Kobbervitriol 221.
 Kobolt 266.
 Koboltinitrit 188.
 Kogepunktsforhøjelse 34.
 Kogepunktskurve 21.
 —, Saltsyrens 55.
 Kogegasapparat 162.
 Kogsalt 183.
 Koks 131, 153.
 —, Brændværdi 155.
 Koldskørt 255.
 Kollargol 225.
 Kolloid Opløsning 170.
 Kolloider 31, 175.
 Komplekse Forbindelser 148, 215, 218, 222, 226.
 Koncentration 19.
 —, molær 91.
 —, normal 81.
 Kongevand 229.
 Kongo 97.
 Konstitutionsformler = Strukturformler 38.
 Kontaksubstans 78.
 Kopiering 228.
 Kraftgas 160.
 Kredsløb, Kalkens 199.
 —, Kulstoffets 136.
 Kridt 198.
 Krom 248.
 — i Jern 259.
 Kromalun 249.
 Kromater 249.
 Kromgruppen, Oversigt 250.
 Kromgult 242.
 Kromforbindelser 249.
 Krom-rødt 255.
 — syre 248.
 — syreanhydrid 248.
 — syreblanding 248.
 — trioxyd 248.
 Krud 114.
 Kryolit 61, 169, 206.
 Krypton 178.
 Krystalglas 168.
 Krystaller 14, 16.
 Krystalloider 176.
 Krystalvand 46.
 Kul 152.
 Kulbrinter 133.
 Kuldeblending 184.
 Kuldemaskiner 104.
 Kuldioxyd 135.
 —, Bestandighedsforhold 145.
 Kulilte 140.
 —, Bestandighedsforhold 146.
 —, Dannelse i Ovne 156.
 —, Forbrændingsvarme 144.
 —, Forekomst i Gas, Vandgas, Generatorgas 159, 160.
 Kuljærsten 254.
 Kulmonoxyd 140.
 Kulstofgiftning 157.
 Kulstof 129.
 —, Forbrændingsvarme 144.
 —, i Jern 254, 257, 259.
 —, Mængde i Jordskorpen 206.
 Kulstofgruppen 129.
 Kulsur Ammoniak 107.
 — Kali 189.
 — Kalk 198.
 — Natron 184.
 Kulsyre 137.
 —, Assimilation 136.
 —, Dissociationsgrad 97.

- Kulsyreanhydrid 135.
 Kulsyresne 136.
 Kupriarsenit 128.
 — forbindelser 221.
 —, komplekse 222.
 —, Overgang til Kupro-
 forb. 224.
 Kupri-ion 222.
 — karbonat, basisk 220,
 222.
 — oxyd 221.
 — sulfat 221.
 Kuproforbindelser 223.
 —, Overgang til Kupri-
 forb. 224.
 Kupro-ion 224.
 — klorid 223.
 — oxyd 223.
 — sulfat 224.
 Kvarts 163.
 Kvartsglas 168.
 Kviksølv 206, 233.
 —, Rensning 234.
 — forilte = Merkurooxyd
 236.
 — forklor = Merkuro-
 klorid 236.
 — tveilte = Merkuroxyd
 236.
 Kvægsølv, se Kviksølv.
 Kvældning 176.
 Kvælstof 102.
 —, Mængde i Jordskorpen
 206.
 — forilte 108.
 — gruppen 102.
 — —, Oversigt 128.
 — gødning 107, 115.
 — ilte 109, 118.
 — —, Dannelsesvarme
 144.
 — — syntesens Teori 110.
 — overilte 109.
 Kærne, Atomernes 214.
 Køkkensalt 184.
 Kønrog 131.
- L**aboratorielampe 162.
 Lakmus 97.
 Lantan 212, 270.
 Larvegift 128.
Lavoisier 5, 6.
Le Blanc 184.
Le Chatelier's Princip 116.
 —, Anvendelser 135, 146,
 193, 232, 244.
 Ledningsevne, elektrisk 84.
 Legeringer 245.
 Ler 167, 175, 209.
 Lerjernsten 254.
 Lerjord 208.
 Lerjordhydrat 208.
 Lervarer 209.
 Let Kulbrinte 134.
 Lette Metaller 179.
 Ligevægt, kemisk 51, 116,
 146.
 Ligninger, termokemiske
 142.
 Lim 170.
 Limonade 137.
 Lition 191.
 Litium 191.
 Loddemetal 238, 240.
 — Smeltning og Størkning
 246.
 — Struktur 245.
 Luft, atmosfærisk 71, 110,
 112.
 Luftarters Molekylvægt 27.
 — Opløselighed 22.
 — Rumfangsforhold 26.
 — Molekylstruktur 16.
 — Vægtfylde 28.
 Luftgas 160.
 Luftsalpeter 115.
 Lutecium 212, 270.
 Lypulver 192.
 Lystgas 108.
 Læsket Kalk 196.
- M**agma 166.
 Magnesia 192.
- Magnesia, svovlsur 194.
 Magnesiablanding 193.
 Magnesit 191.
 Magnetjernsten 254.
 Magnium 191.
 —, Mængde i Jordskorpen
 206.
 — ammoniumfosfat 125,
 192.
 — hydroxyd 193.
 — karbonat 192.
 — klorid 188.
 — ilte 192.
 — ion 192.
 — ortosilikat 166.
 — oxyd 192.
 — pyrofosfat 125.
 — salte, Oversigt 194.
 — silicid 164.
 — silikat 191, 194.
 — sulfat 194.
 Malakit 220.
 Mangan 251.
 Manganater 252.
 Mangano-hydroxyd 252.
 — klorid 251.
 — nitrat 251.
 — salte 252.
 — sulfat 251.
 Manganoverilte 252.
 Manganoveriltehydrat 252.
 Manganoversur Kali 253.
 Manganoversyre 253.
 Manganperoxyd 252.
 Mangansyre 252.
 Marieglas 167.
 Marmor 129, 194, 198.
 Martinstaal 259.
 Maskinolie 135.
 Masut 158.
 Massevirkning VIII.
 Materiens Konstans 11.
 Mekaniske Blandinger 12.
 Mekanisk Varmeteori 12,
 25.
 Melasse 190.

- Melkalk 196.
 Mellemilte 71.
Mendelejeff 213.
 Mergel 129, 140, 198.
 Merkuri-forbindelser 235.
 — hydroxyd 236.
 — ion 235.
 — jodid 236.
 — klorid 235
 — nitrat 234.
 — oxyd 236.
 — sulfat 235.
 Merkuro-forbindelser 236.
 — ion 236.
 — klorid 236.
 — nitrat 236.
 Merskum 191.
 Mesotorium 205.
 Messing 220, 245.
 Metafosforsyre 121.
 Metaller, lette 4, 179.
 —, tunge 4, 179, 219.
 —, ædle 4, 218.
 Metakiselsyre 165.
 Metalloider 2, 44.
 Metan 134.
 Metasilikater 165.
 Metylorange 97.
 Metylrodt 97.
 Mineralvand 48.
 Molekyle 15.
 Molekylvægt, Best. af Luftarter 27.
 —, Best. af opløste Stoffer 31.
 Molybdæn 249.
 — syre 249.
 — trioxyd 249.
 Molær Koncentration 91.
 Monier-Konstruktioner 197.
 Mursten 209.
 Myggestik 141.
 Myremalm 159, 254, 256.
 Myresyre 141.
 Mættet Opløsning 18.
- Mønne 241.
 Mørkgrundsbelysning 172.
 Mørtel 196.
- Nafta** 157.
 Naftalin 135.
 Natrium 180.
 —, Mængde i Jordskorpen 206.
 — acetat 186.
 — aluminat 208.
 — amalgam 180, 234.
 — antimonat 181, 243.
 — arsenit 128.
 — bikarbonat 139, 186.
 — bromid 62.
 — cyanid 147.
 — disulfid 76.
 — formiat 140.
 — fosfat 186.
 — guldklorid 230.
 — hydroxyd 182.
 — hypobromit 62.
 — hypoklorit 58, 183.
 — ilte 181.
 — ion 181.
 — karbonat 100, 139, 184.
 — —, surt 139, 186.
 — klorat 183.
 — klorid 19, 183.
 — —, Opløselighedsprodukt 91.
 — koboltinitrit 188, 267.
 — metasilikat 166.
 — nitrat 114.
 — nitrit 111.
 — overilte 180.
 — pentasulfid 76.
 — perborat 178.
 — perklorat 60.
 — plumbit 242.
 — salte, Oversigt 187.
 — silikat 168, 186.
 — stannat 239.
 — sulfat 184.
 — —, surt 54.
- Natriumsulfid 75.
 — sulfid 78.
 — sulfostannat 239.
 — sølvliosulfat 228.
 — tiosulfat 83, 186.
 Natron 181, 182.
 —, fosforsurt 186.
 —, kulsurt 100, 139, 184.
 —, salpetersurt 114.
 —, svovlsurt 184.
 —, tvekulsurt 139, 186.
 — feldspat 168.
 — hydrat 182.
 — kalk 196.
 — lud 182.
 — vandglas 186.
 Naturgas 134.
 Negativt Billede 228.
 Neodym 212, 270.
 Neon 178.
Nesslers Reagens 236.
 Neutral 10, 95, 96.
 Neutralisation 10, 93.
 Neutralisationsvarme 94, 144.
 Neutralrodt 97.
 Nikkel 266.
 —, Plads i Spændingsrækken 217.
 — staal 259.
 Niobium 212, 270.
 Niton 204.
 Nitrater 114.
 Nitrider 103.
 Nitrit 111.
 Nitrose 80, 112.
 Nomenklatur, Ifternes 70.
 —, Syrernes og Saltenes 57.
 Normal Opløsning 81.
 Normalomstændigheder 27.
 Normalrumfang 42.
 Norgesalpeter 115, 199.
 Nysølv 220.
 Nøddekul 152, 155.

- Okkermalm** 254.
Omdannelses-temp. 21, 73.
OmkrySTALLISATION 17.
Opløselighed 19.
 —, forskellige Formers 22.
 —, Luftarters 22.
Opløselighedsprodukt 90.
 —, Anvendelser 193, 195,
 198, 207, 223, 227,
 233.
Opløsninger 13, 18, 31.
 —, faste 15, 245.
 —, mættede 18.
 —, overmættede 20.
Optisk tom 172.
Organiske Forb. 133.
Organisk Kemi 134.
Ortofosforsyre 122.
Ortoklas 168.
Ortokiselsyre 165.
Ortosilikater 165.
Osmium 212, 270.
Osmometer 32.
Osmotisk Tryk 32.
Overilte 71.
Ozon 70, 144.
Oxyd 2.

Palladium 212, 270.
Pandemetal 238.
Paraffin 135.
Parisergrønt 128.
Passivitet 207, 255.
Perboratsyre 178.
Periodisk System 211.
Perklorater 60.
Permanganater 253.
Peroxyd 71.
Peroxydase VIII.
Petroleum 157, 158.
Platin 50, 78, 113, 267.
 — kloridion 188.
 — metaller 254.
 — svamp 268.
Plet 227.
Podning 20.

Polervand 81.
Polymorfi 73.
Polysulfider 76.
Porcellæn 210.
Porcellænsler 167, 209.
Potaske 189.
Præsedym 212, 270.
Primær Luft 160.
Proportioner, konstante 22.
 —, multiple 24.
Protargol 225.
Proteinstoffer 102.
Prouts Hypotese 214.
Præcipitat, hvidt 236.
Prøvesølv 225.
Pullmotor 70.
Pyrofosforsyre 122.
Pyrosvovlsyre 82.

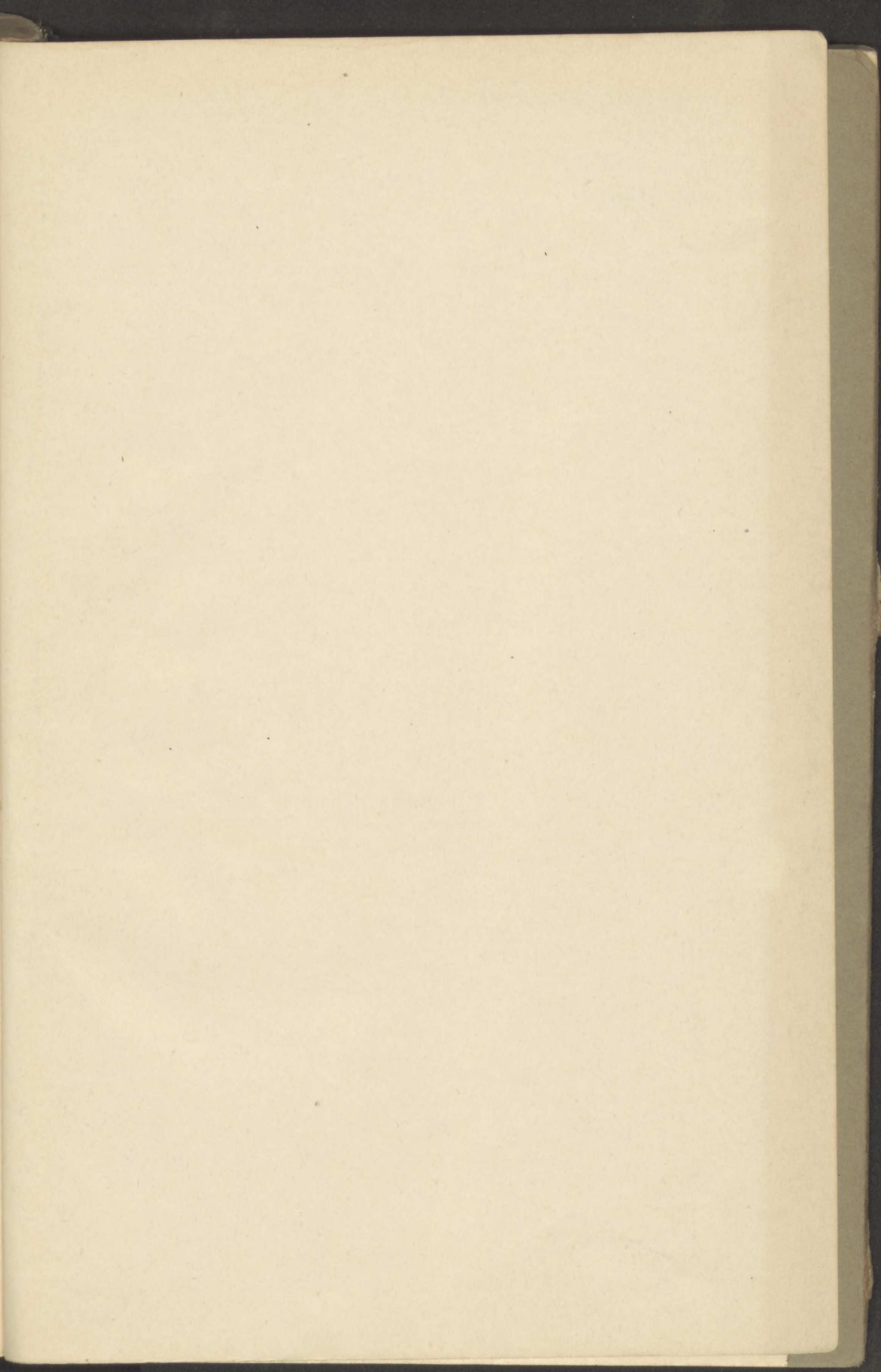
Raajern 257.
Radikal 39.
Radioaktive Omdannelser
 215.
Radioaktivitet 203.
Radium 202.
 — emanation 204.
Reagens 92.
Reaktion, amfoter 208.
 —, basisk, neutral, sur 3,
 8, 93, 95, 96
Reaktioner, analytiske 92.
Reaktionshastighed 64.
Reaktionsskala 96.
Reciprok Proces 51.
Reducerende 75.
Regenerator 160.
Regenerativfyring 259.
Regnvand 48.
Rene Stoffer 13.
Reversibel Proces 51.
 — Kolloid 176.
Rodanbrinte 149.
Rodium 212, 270.
Rubidium 191.
Rubin 208.
Rust 255.

Rutenium 212, 270.
Rutherford 205.
Rødskeort 255.

Safir 208.
Salmiak 107.
Salmiakspiritus 104.
Salpeter 114.
Salpeterbakterier 115.
Salpetersurt Kviksølvfor-
ilte 236.
Salpetersurt Natron 114.
 — Sølvilte 226.
Salpetersyre 111.
 —, rygende 112.
Salpetersyring 111.
Saltblandinger 89.
Salte 8, 84.
 —, Fremstilling 200.
 —, Hydrolyse 100.
 —, sure 8, 186.
 —, svage Syrers 98.
Saltsyre 54.
Saltsyre-est, Paavisning 56.
Salvarsan 128.
Sand 163.
Sandsten 163.
Schweinfurtergrønt 128.
Sekundærluft 160.
Selen 69, 212, 270.
Siemens-Martin-Ovn 259.
Sikkerhedstændstikker
 121.
Silicium 163.
 —, i Jern 257.
 —, Mængde i Jordskorpen
 206.
 — brinte 164.
 — dioxyd 163.
 — fluorid 169.
 — karbid 164.
Silikater 165.
Sjældne Jordarters Metal-
ler 213.
Skandium 212, 270.
Skedevand 111.

- Skorstenstab 155, 157.
 Skrubber 159.
 Slagge 256.
 Slibesten 163.
 Smedejern 258.
 Smeltepunkt 21, 34, 246.
 Smergel 208.
 Smøreolier 158.
 Sod 161.
 Soda 139, 184.
 Sodavand 137.
 Sol 175.
 Solvay 185.
 Specialstaa 259.
 Spiritus 158.
 Sprit 158.
 Spændingsrække 216.
 Staal 257, 258.
 Stangsvovl 73.
 Stannater 239.
 Stanniforbindelser 239.
 Stanniolpapir 238.
 Stannoforbindelser 239.
 Stassfurthersalte 187, 189.
 Stenkul 152.
 Stenkulsgas 159.
 Stenkulstjære 159.
 Stensalt 183, 187.
 Strontium 205.
 Strukturformler 126.
 Støbejern 257.
 Sublimat 235.
 Suboxyd 71.
 Sukkerkul 131.
 Sulfater 82.
 Sulfatrest, Paavisning 82.
 Sulfider 75.
 Sulfiter 76, 78, 83.
 Sulfotinsyre 239.
 Sumpgas 134.
 Superfosfat 123, 200.
 Superoxyd 71.
 Sure Karbonater 138.
 — Salte 8, 186.
 Sur Natur 11.
 — Reaktion 3, 93, 95.
 Surt Kalciumkarbonat 198.
 — Kaliumtartrat 190.
 Surt Natriumkarbonat 138,
 186.
 Svejsejern 258.
 Svejsemetal 257.
 Svejsestaa 258.
 Svovl 72, 159,
 —, i Jern 255.
 —, Mængde i Jordskorpen
 206.
 — ammonium 75.
 — blomster 73.
 — brinte 74, 97,
 — — fældningens Teori 232.
 — dioxyd 77.
 — gruppen 69.
 — jern 74, 261.
 — kalk 76.
 — kis 265.
 — kulstof 146.
 — mælk 73.
 Svovlsur Baryt 202.
 — Jernforilte 260.
 — Kalk 198.
 — Lerjörd 209.
 — Kobberilte 221,
 — Zinkilte 231.
 Svovlsyre 79.
 —, rygende 82.
 — anhydrid 78.
 Svovlsyrting 77,
 —, Dissociationsgrad 97.
 — anhydrid 77.
 Svovltrioxyd 78.
 Svovlundersyrligt Natron
 83,
 Svovlundersyrting 83.
 Syrer 7, 93, 97.
 —, svage 97,
 Syreradikal 40.
 Syrerest 7.
 Sæbesyderlud 183.
 Sølv 225.
 —, kolloidalt 173, 225.
 — bromid, 62, 91, 226.
 Sølv-cyanid 147, 227.
 — gruppen 219.
 — —, Oversigt 230.
 — hydroxyd 226.
 — ilte 226.
 — —, salpetersurt 226.
 — jodid 64, 91, 226.
 — klorid 56, 91, 226.
 — mønter, Sms. 225.
 — nitrat 226.
 — sulfid 75, 113, 225.
Tallium 212, 270.
 Tantal 212, 270.
 Tellur 69, 212, 270.
 Temperatur, Indfl. paakem.
 Ligevægt 50, 117.
 — — — Reaktionshast 49,
 64.
 Termit 207.
 Termokemi 141.
 Terpentiniolie 135.
 Tetramminkupriion 222.
 Thio-, se Tio.
 Thomasfosfat 124, 200, 259.
 Thomasmel 124.
 Thomaslagge 257.
 Thomasstaa 258,
 Thomsen, Julius 144.
 Thüringerglas 168.
 Tilbagegang, af vandopl.
 Fosforsyre 124.
 Tilslag 256.
 Tilstandsform 16.
 —, Varmetoningens Af-
 hængighed af 143.
 Tin 237.
 — aske 238.
 — dioxyd 239.
 — forklor 239.
 — gruppen 237.
 — — Oversigt 243.
 — klorure = SnCl_2 239.
 — pest 238.
 — sten 237, 239.
 — syre 239.

- Tintvektor = Sn Cl₄ 239.
 Tiocyansyre 149.
 Tiosvovlsyre 83.
 Titan 212, 270.
 Tjære 153, 159.
 Tonbad 229.
 Torium 162, 203, 205.
 Tropæolin 00, 97.
 Træ 152.
 Trækul 131, 153,
 Træsyre 153.
 Trætjære 153.
 Tulium 212, 270.
 Tunge Metaller 179, 219.
 —, Oversigt over Valens 268.
 Tungspat 200.
 Tusch 175.
 Tvekulsurt Natron 138.
 Tændstikker 120.
 Tør Destillation 153.
 Tørring 47.
 Tørv, 152, 155.
- U**ltramikroskopi 172.
 Underilte 71.
- Uran 203, 205, 250.
 Urinstof 150.
- V**alens 36.
 Vanadin 212, 270.
 Vand 45.
 —, Best. af org. Stof deri 253.
 —, Dannelsesvarme 144.
 Vand, Dissociationskonstant 94,
 Vanddamp, Dissociation 50.
 Vandgas 159.
 Vandglas 168.
 Vandsugende Stoffer 47.
 Vandværksvand 48.
van't Hoff 43, 66.
 Varmeteori, mekanisk 25.
 Varmetoning 141, 144.
 Vaseline 158.
 Vinsten 190.
 Vinaand 158.
 Vismut 244.
 Vitriololie 79.
 Vægtfylde, Luftarters 28.
- W**aage VIII.
- Wolfram 250.
 —, i Jern 259.
 Wood's Metal 244.
- X**enon 178.
- Z**ink 231.
 — fosfat 232.
 — gruppen 231.
 — — Oversigt 237.
 — gult 255,
 — hvidt 231.
 — hydroxyd 232.
 — ilte 231.
 — —, svovlsurt 231.
 — ion 231.
 — sulfat 231.
 — sulfid 203, 232.
 — vand 231.
 — vitriol 231,
 Zirkon 212, 270.
- Æ**ggehvistedoffer 102, 170.
 Ækvivalent, Syrernes 81.
 Ækvivalente Mængder 10.
 Ætskali 188.
 Ætsnatron 182.



1870
1871
1872
1873

J. JØRGENSEN & Co.

BOGTRYKKERI

KRYSTALGADE 16

KØBENHAVN K.

