

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*

1881

1881

Christensen.

Forfatter

Chemi.

1881

1881

1881

1881

1881

INDUSTRI-
FORENINGEN.

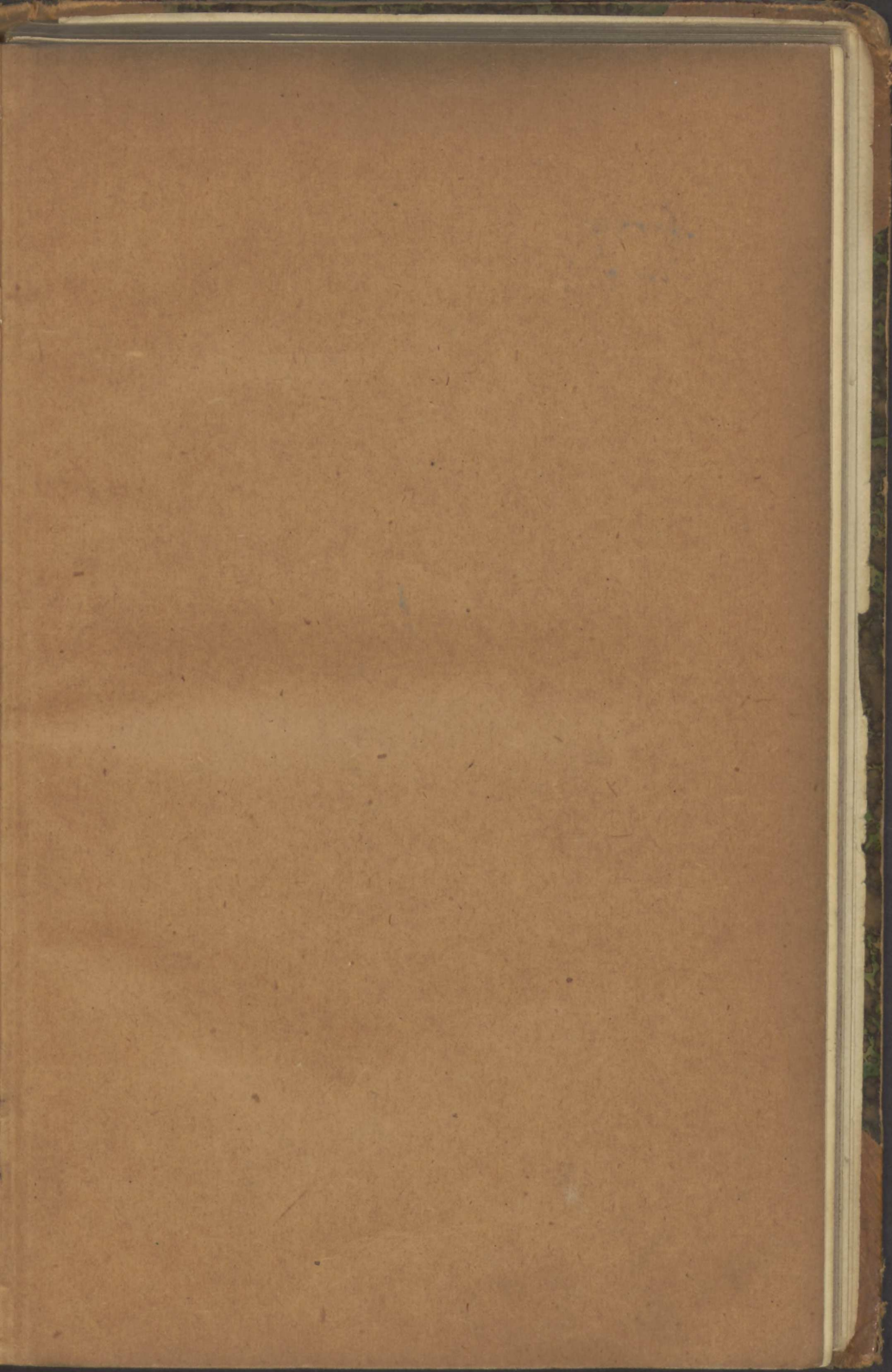
54 (024)

34a

54(024)

54(024)

IB gl



7-30

KORTFATTET CHEMI

BESTEMT TIL FORBEREDELSE

TIL

PHARMACEUTISK MEDHJÆLPEREXAMEN

AF

A. CHRISTENSEN

DOCENT I CHEMI VED PHARMACEUTISK LÆREANSTALT



**INDUSTRI-
FORENINGEN.**

KJØBENHAVN

DET REITZELSKE FORLAG (GEORGE C. GRØN)

FR. BAGGES BOGTRYKKERI

1894

Indholdsfortegnelse.

	Pag.
Indledning	1
Affinitet	4
Den chemiske Proces m. m.	5
Det chemiske Tegnsprog	11
Den chemiske Ligning	12
Valens	13
 Metalloiderne	15
Brint	15
Ilt	18
Ozon	24
Vand	25
Brintoverilte	32
 <i>Svovl</i>	32
Svovlbrinte	35
Svovlets Syrer og Ilter	37
 <i>Halogenernes Gruppe</i>	44
Chlor	45
Brom	47
Jod	47
Halogenernes Brintforbindelser	48
Halogenernes Iltforbindelser	52
 <i>Kvælstofgruppen</i>	53
Kvælstof	53
Luften	54

	Pag.
Ammoniak	56
Kvælstoffets Iltforbindelser og Syrer.....	58
Phosphor	63
Arsen	64
Antimon	65
Vismuth	65
Brintforbindelser	66
Iltforbindelser og Syrer.....	67
Halogenforbindelser ...	72
Svovlforbindelser.....	73
<i>Siliciumgruppen</i>	75
Kulstof	76
Kulstoffets Brintforbindelser.....	78
Kulstoffets Iltter.....	79
Kisel	81
Tin....	81
Iltforbindelser og Hydroxyder	82
Chlorider	83
Bor	84

Metallerne.

<i>Alkalimetallerne</i>	89
Kalium og Natrium	89
Iltter og Hydroxyder.....	90
Svovlforbindelser.....	92
Haloidsalte	93
Salte	97
Ammonium	106
Svovlammonium	107
Ammoniumsalte	107
<i>Baryumgruppen</i>	109
Metaller.....	110
Iltter og Hydroxyder.....	110
Svovlforbindelser.....	111
Chlorider	112
Salte	113

	Pag.
Bly	117
Blyets Iltter	118
Svovlbly	120
Blysalte	120
<i>Magniumgruppen</i>	122
Magnium	122
Zink	122
Iltter og Hydroxyder	124
Svovlforbindelser	125
Salte	125
<i>Aluminiumgruppen</i>	128
Aluminium	128
Iltter og Hydroxyder	129
Aluminiumsalte	129
<i>Jerngruppen</i>	132
Nikkel og Kobolt	133
Jern	133
Mangan og Chrom	136
Iltter og Hydroxyder	136
Svovlforbindelser	140
Salte	141
<i>Sølvgruppen</i>	145
Kobber	146
Sølv	147
Kvægsølv	148
Iltter og Hydroxyder	149
Svovlforbindelser	151
Haloidforbindelser	152
Salte	155
Guld	159
Platin	160
Organiske Forbindelser	163
Kulbrinter	163
Alkoholer	165

	Pag
Organiske Syrer	169
Sammensatte Ætherarter	175
Andre organiske Syrer	178
Kulhydrater	182
Aromatiske Forbindelser	190
Cyanforbindelser	194
Alkaloider	195
Glycocider	197

Indledning.

Ethvert Legeme vil paa en eller anden Maade kunne deles i mindre Smaadele, og fortsætter man hermed, vil man i mange Tilfælde kunne naa til overordentligt smaa Partikler.

Saaledes kan Guld hamres ud i yderst tynde Blade ($\frac{5}{1000.000}$ m m). En meget lille Del af det bittre Stof i Quassia amara (Quassiin) vil kunne meddele en stor Mængde Vand en bitter Smag, en yderst ringe Del af flere Farvestoffer (Pikrinsyre, Fuchsin) vil kunne farve en stor Mængde Vand eller Vinaand, en Ubetydelighed af Moskus vil være tilstrækkeligt til at udbrede en stærk Lugt i et Værelse, og mange andre Exempler kunne vi nævne paa, at vi ved vore Sanser kunne iagttage meget smaa Dele af forskellige Legemer.

Vi antage imidlertid, at der er en Grændse for Delingen, og de mindste Smaadele, der kunne tænkes at fremkomme, naar denne Grændse naaes, kalde vi *Molekuler* (lille Masse). Vi antage i Overensstemmelse hermed, at alle Legemer ere opbyggede af saadanne Molekuler, lejrede ved Siden af hverandre.

Foruden denne mekaniske Deling, som vi her have omtalt, kan der for mange Legemers Vedkommende finde en ganske anden Art af Deling Sted. Hvis vi f. Ex. ophedede lidt af det røde Kvægsølvteilde (Oxydum hydrargyricum) i en Retort, der ved et Afledningsrør stod i Forbindelse med en Glasklokke fyldt med Vand og afspærret med Vand, vilde vi faa at se, at der af det røde Kvægsølvteilde opstod 2 andre Stoffer, Kvæg-

sølv og en Luftart, som vi kalde Ilt. Kvægsølvteiltet er saaledes bleven delt i disse 2 saa forskjellige Stoffer; men hvad der sker med hele Mængden, sker jo med enhver af dens Dele, altsaa ogsaa med de mindste Smaadele, med Molekulerne. Disse ere da bleven delte, og de Smaadele — af Ilt og Kvægsølv — som vi her ved ere naaede til, kalde vi *Atomer*, den Proces, hvorved de ere fremkomne, en *chemisk Deling* (*Spaltning, Decomposition*). *Et Molekule er altsaa den mindste Mængde af et Stof, der kan existere, et Atom er den mindste Mængde af et Stof, der kan indgaa i et Molekule.* Af det ovenfor fremsatte vil det indses, at Atomerne, da de ere Dele af Molekuler, maa være mindre end disse, de kunne saaledes ikke optræde i fri Tilstand; men vi maa tænke os, at de strax, naar de dannes, forene sig med ensartede Atomere til Molekuler. I det ovenfor nævnte Exempel vil de Iltatomer og de Kvægsølvatomer, hvori Kvægsølvteiltet spaltes, strax forene sig indbyrdes til Iltmolekuler og Kvægsølvmolekuler.

Disse Stoffers Molekuler bestaa altsaa af ensartede Atomere, og ifølge dette vil det være klart, at det ikke vil kunne lade sig gjøre at dele et saadant Stof saaledes, som vi nyligt delte Kvægsølvteiltet. *Saadanne Stoffer, som Ilt og Kvægsølv, hvis Molekuler bestaa af ensartede Atomere, kalde vi Grundstoffer.* Af disse kjende vi for tiden 70, hvoraf de vigtigste ere anførte paa nedenstaaende Tavle. — I Modsætning til Grundstofferne kaldes alle andre Stoffer *sammensatte Stoffer*, fordi deres Molekuler ere sammensatte (af forskjelligartede Atomere) og ved Sønderdeling kunne danne Grundstoffer.

Omvendt kunne Grundstofferne forene sig indbyrdes og danne sammensatte Stoffer — chemiske Forbindelser.

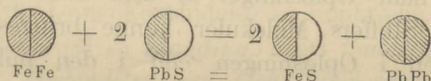
Chemien er Læren om Grundstofferne og deres Forbindelser, om disses Dannelse og Sønderdeling.

Chemiske Forbindelser kunne dannes ved forskjellige chemiske Processer.

1) Naar Grundstoffer virke (reagere) paa hinanden. Herved vil Processen bero paa, at et Atom fra den ene Art Molekuler bytter Plads med et Atom fra den anden. Nedenstaaende grafiske Fremstilling udtrykker Omsætningen imellem Molekuler af Svovl (Sulphur: S) og Jern (Ferrum: Fe).



2) En anden Mulighed for Dannelsen af en chemisk Forbindelse er den, at et Grundstof virker paa en chemisk Forbindelse, f. Ex. vil Svovlets Forbindelse med Bly (Plumbum: Pb) ogsaa give Svovljern, men tillige Bly.



3) En tredie Mulighed er den, at 2 forskellige chemiske Forbindelser virke paa hinanden: f. Ex.: 2, hvis Molekuler bestaa af Atomerne henholdsvis *ab* og *cd*. Herved vil et af Atomerne i den ene Art Molekuler bytte Plads med det første eller det andet i den anden Art. Ombyttes saaledes *a* med *c*, faas Molekulerne *cb* + *ad*, ombyttes det med *d*, faas *db* + *ac*. Men Forholdene kunne, som vi skulle se, ofte være langt mere indviklede, navnlig naar flere end 2 forskellige Arter af Molekuler paa samme Tid tage Del i Processen.

Hvilket Resultat, der kommer ud af en chemisk Proces, beror paa Størrelsen af den særlige chemiske Tiltrækningskraft (*Affinitet*), de forskellige Stoffers Atomer have til hinanden. Hvis f. Ex. Molekuler af et Grundstof reagerede paa en Forbindelse, hvis Molekuler bestode af Atomerne *ab*, vilde *a* Atomerne forbinde sig med Grundstoffets Atomer, hvis disse havde større *Affinitet* til dem end til *b* Atomerne, i modsat Fald vilde der dannes en Forbindelse med *b* Atomerne, medens der

samtidigt i første Tilfælde vilde frigjøres Molekuler af Grundstoffet *b*, i sidste af *a*. Endelig, hvis Atomerne *a* og *b* havde større Tiltrækning til hinanden indbyrdes end til det tilsatte Grundstofs Atom, vilde der intet ske, der vilde da allerede være kemisk Ligevægt tilstede.

Affiniteten, den kemiske Tiltrækning, er nu ingenlunde constant for de samme Stoffer, men varierer efter de forskellige Forhold, hvorunder de blive bragt sammen.

1) *Virker den kun i meget smaa Afstande.* Derfor ser man ofte, at Stoffer, der i tør Tilstand kunne blandes uden at reagere paa hinanden, dog omsætte sig med hinanden, naar Opløsninger af dem blandes, fordi de forskellige Stoffers Molekuler kunne bringes nærmere til hinanden i Opløsningen end i den pulverformige Blanding.

Et velkjendt Exempel herpaa er Brusepulver, hvis Bestanddele, Vinsyre og tvekulsurt Natron, kunne blandes uden at de forandres, medens Opløsninger af dem øjeblikkeligt omsætte sig til vinsurt Natron og Kulsyre, der udvikles under Brusning.

2) *Temperaturen har stor Indflydelse paa Affiniteten.* Opvarmning forøger den i Reglen.

Saaledes forener Kul sig ikke med Luftens Ilt (det forbrænder ikke) før ved Opvarmning, omvendt vil Kvægsølvilte, der kan dannes af dets Bestanddele ved en Temperatur lidt lavere end Kvægsølvets Kogepunkt, ved højere Temperatur igjen spaltes i Kvægsølv og Ilt.

3) *Lyset forøger Affiniteten.*

Brint og Chlor, eller Kulilte og Chlor, kan blandes i Mørke uden at reagere paa hinanden, men i Sollyset forene de sig henholdsvis til Chlorbrinte og Kulstofoxychlorid.

4) *Electriciteten har ogsaa Indflydelse paa Affiniteten;* i Reglen virker den dog adskillende.

5) Hvis et Stof kommer til at virke, i samme Øjeblik som det dannes, paa et andet — *Virkning i Fri-*

blivelsesøjeblikket, in statu nascendi — reagerer det ofte langt mere energisk end ellers. Dette forklares ved, at Atomerne, i samme Øjeblik de udvikles, og inden de endnu have sluttet sig sammen i Molekuler, komme til at virke, og der medgaar da ikke nogen Energi til at overvinde den Affinitet, hvormed de knyttes sammen i Molekulerne af vedkommende Grundstof.

6) Med Hensyn til Affiniteten kommer den dannede Forbindelses Egenskaber ofte i Betragtning. Saaledes er det en almindelig chemisk Lov (*Berthollets Lov*), at *Forbindelser, der ere uopløselige, ville dannes, naar Materialet til dem, indeholdte i andre Forbindelser, bringes sammen i opløst Tilstand*, f. Ex. vil en Forbindelse, der indeholder Baryt (et Barytsalt), med Svovlsyre give svovlsur Baryt, fordi denne Forbindelse er uopløselig.

Ligeledes vil en Blanding, hvori findes Materialet til en flygtig Forbindelse, ved Ophedning omsætte sig saaledes, at denne Forbindelse dannes, f. Ex. vil svovlsur Ammon og kulsur Kalk ved Ophedning omsætte sig til kulsur Ammon, fordi dette Stof (Hjortetaksalt) er flygtigt, og samtidigt maa der da dannes svovlsur Kalk.

Ved Dannelsen af de chemiske Forbindelser gjøre følgende Forhold sig gjældende:

1) *Forbindelsen, der dannes, har i Reglen ganske andre Egenskaber end de Bestanddele, hvoraf den opstod*, der har fundet en gennemgribende Forandring Sted i Stoffernes Natur. F. Ex. Svovl og Kul, der jo begge ere faste Legemer uden Lugt o. s. v., forene sig til en Forbindelse, Svovlkulstof, der er en Vædske, og som i det Hele taget har ganske andre Egenskaber end de nævnte Bestanddele.

2) *Forbindelsens Dannelse er altid ledsaget af en Varmetoning, der i Reglen er en Varmeudvikling*. Saaledes benytte vi jo netop til Opvarmning den Varmeudvikling, der finder Sted, naar Kul forener sig med Luftens Ilt til Kulsyre.

3) *Naar en chemisk Forbindelse dannes, sker det altid efter ganske bestemte Vægtforhold, der for de samme Stoffer altid ere de samme.*

Disse Phænomener optræde ikke ved Dannelsen af de *mekaniske Blandinger*, ved hvis Tilblivelse der altsaa ikke finder nogen chemisk Proces Sted. Tage vi f. Ex. Jern og Svovl, begge i fint pulveriseret Tilstand, og blander dem sammen, saa faa vi en Blanding, hvis Farve, hvis Vægtfylde, hvis Egenskaber i det Hele taget lade sig beregne af de 2 Stoffers, der benyttedes. Under Blandingsprocessen finder ingen Varmeudvikling Sted, og ved Tilberedningen kan man benytte sig af ganske vilkaarlige Vægtforhold, uden at Resultatet bliver anderledes, end det ifølge Vægtforholdet lader sig beregne.

Af en saadan mekanisk Blanding kan Bestanddelene igjen udskilles ved rent mekaniske Midler, f. Ex. ved Slemning, hvis der, som i det nævnte Exempel, er en væsentlig Forskjel paa deres Vægtfylde. I dette Tilfælde kan Jernet ogsaa ved en Magnet fjernes fra Svovlet, der jo ikke tiltrækkes af Magneten, eller Svovlet kan fjernes fra Jernet ved Svovlkulstof, hvori det, men ikke Jernet, er opløseligt.

Opvarmer man derimod en Blanding af Svovl og Jern, da vil der paa et vist Punkt gaa en Glødning igjennem Massen, og der vil nu være dannet en chemisk Forbindelse, Svovljern, og i denne lader Svovlet og Jernet sig ikke adskille ved de nyligt nævnte Midler. Dette lader sig kun gjøre ad chemisk Vej, f. Ex. naar man til Svovljernet sætter Saltsyre, d. e. en vandig Opløsning af Chlorbrinte; man faar da Jernet omdannet til Chlorjern, der opløses i det Vand, Saltsyren indeholder, medens Svovlet omdannes til Svovlbrinte, en ildelugtende Luftart, som undviger. Paa denne Maade har man ganske vist skilt Svovlet fra Jernet; men dette er netop sket ved en ny chemisk Proces.

Forskjellen mellem mekaniske Blandinger og kemiske Forbindelser er da den, at de første bestaa af uensartede, de sidste af ensartede Molekuler. Blandingen af Svovl og Jern indeholder Svovlmolekuler og Jernmolekuler, Svovljern derimod indeholder kun Svovljernmolekuler.

Ved den kemiske Proces gjælder det altid, at Vægten af de Stoffer, der benyttes, er lig med Vægten af de Stoffer, der dannes (Loven om Materiens Constans, Lavoisier). Benyttede jeg i det ovennævnte Exempel 32 Vægtdele Svovl og 56 Vægtdele Jern, som netop forene sig med denne Svovlmængde, vilde jeg faa dannet 88 Vægtdele Svovljern. Benyttede jeg i det næste Exempel 88 Vgdl. Svovljern og saameget Saltsyre, som indeholder 73 Vgdl. Chlorbrinte, vilde jeg faa dannet 127 Vægtdele Chlorjern og 34 Vægtdele Svovlbrinte, $88 + 73 = 127 + 34$.

Som anført (Pg. 6) forene Grundstofferne sig med hinanden efter ganske bestemte Vægtforhold til kemiske Forbindelser, og disse Vægtforhold ere nu ganske de samme som de, hvorefter de bytte Plads ved de kemiske Processer. I det netop nævnte Exempel (1) er det 32 Vgdl. Svovl, der forener sig med 56 Vgdl. Jern, i Exempel 2 er det atter 32 Vgdl. Svovl, der ombyttes med 71 Vgdl. Chlor; men 71 Vgdl. Chlor forener sig netop med 56 Vgdl. Jern.

Ved omfattende, nøjagtige Arbejder har man bestemt de Talforhold, hvorefter de forskellige Grundstoffer forene sig med hverandre; men for at kunne sammenligne disse bestemte Vægtforhold, maa vi henføre dem til en Enhed, ligesaavist som en Enhed jo maa bruges ved enhver anden Maaling. Som Enhed bruger man da nu altid 1 Vægtdel Brint, fordi Brinten er det af alle Grundstoffer, der har den mindste Foreningsvægt. Den Vægtmængde af et Stof, der forener sig med, eller i en kemisk Forbindelse erstatter 1 Vægtdel Brint, kaldes et Ækivalent. Saaledes forene $35,5$ Vægtdele Chlor, 80

Vgdl. Brom, 8 Vgdl. Ilt og 16 Vgdl. Svovl sig med 1 Vgdl. Brint, og 35,5, 80, 8 og 16 angive altsaa Ækvi-
valenttallene for de nævnte Grundstoffer.

Naar et Grundstof med et andet danner flere end en Forbindelse, da staa de varierende Mængder af det andet Stof, som forene sig med en og samme Mængde af det første, i et simpelt Talforhold til hinanden (Loven om de multiple Proportioner).

Kvælstof forener sig saaledes med Ilt til 5 forskellige Forbindelser, i hvilke Vægtforholdene mellem Bestanddelene ere følgende:

7 Dele Kvælstof	=	4 Dele Ilt.
7 — —	=	8 — —
7 — —	=	12 — —
7 — —	=	16 — —
7 — —	=	20 — —

Forholdet imellem disse forskellige Iltmængder, der forene sig med den samme Mængde Kvælstof, er 1:2:3:4:5.

At Stofferne forene sig efter bestemte Vægtforhold, og at de, forsaavidt som de danne flere Forbindelser med hinanden, følge Loven om de multiple Proportioner, finder nu netop sin Forklaring i Atomtheorien. Med Hensyn til det første Punkt er det et bestemt Antal Atomer af det ene Stof, der med et bestemt Antal af det andet Stof danner vedkommende Forbindelses Molekuler; med Hensyn til det andet Punkt, da er det et og samme Antal Atomer af det ene Stof, der forener sig med 1—2—3—4 eller 5 Atomer af det andet, idet der derved efter Omstændighederne dannes en af de 5 Forbindelsers Molekuler.

Vi sætte Brinten som Enhed for Atomtallene — Brintatomets Vægt = 1 — men ved at undersøge Forbindelsernes Dannelse i luftformig Tilstand komme vi til Erkendelse af, at Ækvivalent og Atom ingenlunde altid er det samme, at der tvertimod meget ofte skal mere

end 1 Atom Brint til at forene sig med eller til at erstatte et Atom af et andet Grundstof.

Ved at undersøge Forholdene, naar luftformige Legemer forene sig med hinanden, har man fundet, at *Foreningen sker ikke alene efter bestemte Vægtforhold, men ogsaa efter bestemte Rumfangsforhold, og at Rumfanget af den dannede luftformige Forbindelse igjen staar i et simpelt Forhold til Rumfanget af Bestanddelene.* F. Ex. forener

1 Rf. Brint sig med	1 Rf. Chlor	til 2 Rf. Chlorbrinte,
2 - — —	1 - Ilt	- 2 - Vanddamp,
3 - — —	1 - Kvælstof	- 2 - Ammoniak.

Udregne vi ved Hjælp af Luftarternes Vægtfylde de til lige store Rumfang svarende Vægtmængder, finde vi, at disse staa i et simpelt Talforhold til Ækvivalenttallene.

I luftformig Tilstand vise nu alle Legemer en stor Overensstemmelse, fordi deres Molekuler i denne Tilstand kunne bevæge sig frit og uhindret af Sammenhængskraften, og derfor for alle Stoffers Vedkommende tildels ere stillede under samme Forhold. Det er saaledes en Lov (*Boyle-Mariottes Lov*), at *ved samme Temperatur forholder alle Luftarters Volumen sig omvendt som det Tryk, hvorfor de ere udsatte.*

Det er endvidere en Lov (*Gay-Lussac's Lov*), at *alle Luftarter ved samme Tryk udvide sig lige meget for hver $^{\circ}$ Celsius, de opvarmes (nemlig $\frac{1}{273}$ af deres Volumen).* Ifølge disse Love har Avogadro opstillet den Sætning, at *lige store Rumfang af luftformige Legemer indeholde lige mange Molekuler*, men herigjennem har vi et Middel til at bestemme Molekulernes relative Vægt, og vi bestemme da denne i Forhold til Brintmolekulet, som maa udgjøre 2 Vægtdele, naar Brintatomet sættes lig 1.

Ville vi nu bestemme Molekultallet for et eller andet Stof, da lader dette sig gjøre ved at bestemme dets

Vægtfylde ligeoverfor Brint, under lagttagelse af, at Temperatur og Tryk ere ens for begge. Da Vægtfylde jo er Forholdet mellem Vægtene af lige store Rumfang, vil man have: Stoffets Vægtfylde, V : Brintens Vægtfylde, $v =$ Stoffets Molekule, M : Brintens Molekule, m . Thi de vejede ligestore Rumfang af Stoffet og Brint indeholde lige mange Molekuler, f. Ex. „ n “. Altsaa $\frac{n M}{n m} = \frac{M}{m} = \frac{V}{v}$. Da nu Brintens Molekule er 2, dens Vægtfylde 1, have $\frac{M}{2} = \frac{V}{1}$ eller $2 V = M$.

For alle de Stoffer, der kunne bringes i dampformig Tilstand, kunne vi nu paa denne Maade bestemme deres Molekultal (Vægten af Molekulerne i Forhold til Brintmolekulet $= 2$); for mange, som ikke kunne bringes i denne Tilstandsform, kunne vi benytte andre Metoder, der ikke skal omtales her.

Forsaavidt som de andre Grundstoffer kunne bringes i luftformig Tilstand, vil deres Atomtal være Vægtfylden ligeoverfor Brint, idet denne Størrelse jo udtrykker det Halve af Molekultallet; men det indses, at dette dog kun vil være rigtigt, naar vedkommende Grundstofs Molekuler — ligesom Brintens — indeholde 2 Atomer. Da dette nu ikke altid finder Sted, og da mange Grundstoffer ikke lade sig bringe i Dampform, saaledes at Dampenes Vægtfylde (Damptætheden) lader sig bestemme, maa man bruge den Fremgangsmaade at bestemme Molekultallet af de flygtige Forbindelser, vi kjende, for saadanne Grundstoffers Vedkommende. Da nu Atomet er den mindste Mængde af et Stof, der kan indgaa i et Molekule (se Pg. 2), saa vil en Bestemmelse angaaende Mængdeforholdet af vedkommende Forbindelses Bestanddele (en kvantitativ Analyse) og en Beregning af disses Vægtmængde for Molekulets Vægt give os Oplysning om Atomvægten. De Molekuler, der indeholde den mindste Mængde af vedkommende Grundstof, indeholde Atomet,

de andre Molekuler ville da vise sig at indeholde 2—3 o. s. v. Gange saameget, nemlig 2—3 o. s. v. Atomer.

Saaledes indeholder Chlorbrintemolekulet, som vejer 36,5, 35,5 Vægtdele Chlor, Kvægsølvtechlormolekulet, som vejer 271, 71 Vgdl. Chlor, Jerntvechlormolekulet, som vejer 162,5, 106,5, Vgdl. Chlor, og følgelig er 35,5 Chlorets Atomtal, medens Kvægsølvtechloret indeholder 2 Atomer og Jerntvechloret 3 Atomer Chlor i deres Molekuler.

Foruden den her nævnte Methode har man flere andre til Bestemmelse af Atomtallene (Atomernes relative Vægt); men disse kunne vi ikke her gaa ind paa.

Da Chlorbrintens Molekule bestaar af 1 Atom Brint og 1 Atom Chlor, falder i dette Tilfælde Ækvivalenttal og Atomtal sammen; men som nævnt Pg. 8, er dette langtfrå altid Tilfældet. Et Exempel herpaa er Sammensætningen af Vandet. Da Vand i Dampform er 9 Gange saa tungt som Brint, maa Vandmolekulets Vægt være 18, men da en Analyse af det viser, at det bestaar af 1 Vægtdel Brint for hver 8 Dele Ilt, maa dets Sammensætning være 2 Atomer Brint og 1 Atom Ilt, idet det bemærkes, at ingen anden luftformig Iltforbindelse i Molekulet indeholder mindre end 16 Vægtdele Ilt, som derfor maa være dette Stofs Atomtal.

Vi skulle under Omtalen af Valens se mange Exempler paa det samme.

Det chemiske Tegnsprog. For Bekvemmeligheds Skyld har man dannet et eget chemisk Tegnsprog. Hvert enkelt Grundstof betegnes heri ved Begyndelsesbogstavet til dets latinske Navn, og — forsaavidt som der er flere Grundstoffer, hvis Navne begynde med samme Bogstav — tillige med det næstfølgende eller et andet, som sammen med det første giver en Betegnelse, der ikke kan forvexles, f. Ex. skrives Svovl (Sulphur): S, Silicium: Si, Selen: Se, Strontium: Sr. De chemiske

Forbindelsers Navne dannes ved Sammenstilling af Tegnene for de Grundstoffer, der findes i deres Molekuler, og hvis disse indeholde flere Atomere af samme Grundstof, tilføjes bag dettes Tegn Antallet med Smaa skrift, f. Ex. skrives Vand H_2O , Chlorbrinte HCl , Jerntvechlor FeCl_3 . Et Tal sat foran et Molekule gjælder derimod for hele dette, f. Ex. $2\text{H}_2\text{O}$, 2FeCl_3 betyder 2 Molekuler Vand, 2 Molekuler Jerntvechlor.

Ofte bruger man i de kemiske Formler Parentheser, f. Ex. svovlsurt Jerntveilt, som bestaar af $\text{Fe}_2\text{S}_3\text{O}_{12}$, skrives $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, og Tallet, der staar bag efter Parenthesen, gjælder da for denne.

Den kemiske Ligning. Ved de kemiske Formlers Hjælp kunne vi nu skrive de kemiske Processer som kemiske Ligninger. F. Ex. at Svovl og Jern danne Svovljern udtrykke vi: $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$. Da Atomet ikke eksisterer i fri Tilstand, skulde vi egentlig skrive: $2\text{Fe} + 2\text{S} = 2\text{FeS}$; men for Nemheds Skyld forkortes det i Reglen. At Svovljern og Saltsyre give Chlorjern og Svovlbrinte skrives: $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{S} + \text{FeCl}_2$. Den kemiske Ligning støtter sig paa Loven om Materiens Constans (se Pg. 7), og den sætter os istand til at udføre Beregninger over den Mængde af de dannede Stoffer, der faas ved en given Mængde af de benyttede Stoffer, eller omvendt til at beregne de Vægtmængder, der af vedkommende Stoffer ere nødvendige til at fremstille en vis given Mængde af et Stof. Saadanne Beregninger kaldes *støchiometriske*, og de udføres ved at indsætte Atomtallene i de kemiske Ligninger. Ville vi f. Ex. beregne hvormeget Svovljern, der dannes af 100 gram Jern, da faa vi ved at indsætte Atomtallene i den ovenfor angivne Ligning: 56 gr. $\text{Fe} + 32\text{ gr. S} = 88\text{ gr. FeS}$; altsaa $\frac{56\text{ Fe}}{88\text{ FeS}} = \frac{100\text{ Fe}}{x}$; $x = \frac{8800}{56}\text{ gr. Svovljern}$ $= 157,1\text{ gr.}$ Ville vi beregne hvormeget Svovljern, der

behøves for at fremstille 100 gr. Svovlbrinte, have vi ifølge den næste Ligning: 88 gr. FeS giver 34 gram Svovlbrinte; altsaa

$$\frac{34 \text{ gr. H}_2\text{S}}{88 \text{ gr. FeS}} = \frac{100 \text{ gr. H}_2\text{S}}{x \text{ gr. FeS}} = \frac{8800}{34}$$

$= x \text{ gr. FeS} = 258,8 \text{ gr.}$

Valens. Medens nogle Grundstoffer forene sig med hinanden, Atom for Atom, f. Ex. $\text{H} + \text{Cl} = \text{HCl}$, $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$, gives der andre, af hvilke 1 Atom forene sig med 2 eller flere af et andet. Saaledes forener 1 Atom S sig med 2 Atomer H og danner H_2S , Svovlbrinte. Man siger derfor, at Atomerne have en forskjellig *Gyldighed*, *Valens* i de chemiske Forbindelser.

Da Brintatomet nu er iblandt de Stoffer, som have den ringeste Valens eller Gyldighed, saaledes at et Atom af det aldrig forener sig med flere end et Atom af de andre, har man sat det som Enhed for Valensen, og man forstaar da ved et Stofs Valens: *det Antal Brintatomer et Atom kan forene sig med eller kan erstatte i en chemisk Forbindelse.* — Et Grundstof kaldes 1—2—3—4—5-gyldigt eller mono—di—tri—tetra—penta-valent, alt eftersom dets Atom forener sig med eller i Forbindelser erstatter en, to, tre, fire eller fem Brintatomer.

I efterfølgende Tabel er Valensen for de fleste vigtigere Grundstoffer nævnt.

Engyldige. H. F. Cl. Br. J. K. Na. Ag.

Togyldige. O. S. Ba. Ca. Mg. Zn. Fe. Ni. Mn. Sn. Hg.

Tregyldige. N. P. As. Sb. Bi. B. Al. Cr. Fe. Mn.

Firegyldige. C. Si. Sn. Pt.

Femgyldige. N. P. As. Sb. Bi.

De Grundstoffer, der staa i samme Række, forene sig med hinanden, Atom for Atom, f. Ex. HCl , KJ , CaO o. s. v. Af Grundstofferne i første Række forene 2 Atomer sig med 1 af 2den, 3 med 1 af 3die, 4 med 1 af 4de o. s. v., f. Ex. H_2S , PCl_3 , SiCl_4 . Af 2den

Række forene 3 Atomer sig med 2 af 3die, 2 Atomer sig med 1 af 4de, 5 Atomer sig med 2 af 5te o. s. v., f. Ex. As_2O_3 , CO_2 , P_2O_5 .

Medens et Stofs Valens i Reglen er constant ligeoverfor Brint, varierer den ofte ligeoverfor andre Stoffer, f. Ex. ligeoverfor Chlor og Ilt. Saaledes vil det allerede af Tabellen fremgaa, at Jernet kan være enten 2-gyldigt eller 3-gyldigt, saa at der af dette Stof kan dannes 2 Chlorforbindelser FeCl_2 og FeCl_3 , samt 2 Iltforbindelser FeO og Fe_2O_3 ; men i enkelte Tilfælde kan denne Variation føres langt videre. Saaledes kjende vi af Svovlet Iltforbindelserne SO_2 og SO_3 , i hvilke Svovlet optræder 4-gyldigt og 6-gyldigt ligeoverfor Iltten.

Legemerne kunne optræde i 3 forskjellige Tilstande (Agregatformer), faste, flydende og luftformige. Ved Tilførsel af Varme kunne de faste bringes i den flydende Tilstandsform (smeltes), og disse igjen ved yderligere Varmetilførsel eller ved Formindskelse af det tilstedeværende Lufttryk bringes i luftformig Tilstand, i Dampform. Omvendt kunne ved Afkøling eller ved Forøgelse af Trykket de luftformige Legemer bringes i flydende Form, fordraabes, og de flydende fortættes til faste Legemer.

De faste Legemer kunne optræde *amorfe (formløse)* eller *krystallinske*, idet man ved en Krystal forstaar et Legeme, der er begrændset af plane Flader, som støde sammen under bestemte Vinkler.

De mangfoldige Former af Krystaller, der kunne forekomme, har man indordnet under 6 forskellige Systemer. 1) Det regulære, 2) det kvadratiske, 3) det rhombiske, 4) det monokliniske, 5) det trikliniske og 6) det hexagonale System. Et Stof kan stundom under forskellige Forhold bringes til at krystallisere i Krystaller af forskellige Systemer, det kaldes da dimorft, trimorft o. s. v., f. Ex. Svovl (se dette).

Stoffer, der have tilsvarende kemisk Sammensætning

og som krystallisere i samme Krystalsystem, kaldes isomorfe, f. Ex. ere Blynitrat $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ og Baryumnitrat $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, der begge krystallisere i regulære Octaedrer, isomorfe. Saadanne Stoffer kunne ikke skilles fra hinanden ved Krystallisation, hvorved man ellers vilde kunne rense et Stof for fremmede Indblandinger.

Af Grundstofferne ere 5 luftformige, nemlig Brint, Ilt, Fluor, Chlor og Kvælstof; kun 2 af dem, nemlig Brom og Kvægsølv, ere flydende, alle de andre ere faste.

Fra gammel Tid inddeles de i 2 Hovedgrupper, Metalloiderne (Ikke Metaller) og Metallerne.

Metalloiderne

inddeler man i følgende Grupper, i hvilke her kun er angivet de vigtigste Stoffer:

- I. *Brint.*
- II. *Fluor. Chlor. Brom. Jod.*
- III. *Ilt. Svovl.*
- IV. *Kvælstof. Phosphor. Arsen. Antimon. Vismut.*
- V. *Bor.*
- VI. *Kulstof. Silicium. Tin.*

Brint. $\text{H} = 1$.

Forekommer kun sjældent i fri Tilstand i Naturen, men er en meget almindelig Bestanddel af kemiske Forbindelser, saaledes af Vandet og af næsten alle organiske Stoffer. — Brint er en farveløs Luftart uden Lugt og Smag. Den kan kun yderst vanskeligt — ved meget stærk Afkøling og ved meget stærkt Tryk — fortættes til Vædske, og er det letteste af alle Legemer, 14,47 Gange lettere end atmosfærisk Luft, eller dens Vægtfylde er 0,0693. En Lit. (= 1000 Ccm.) vejer kun 0,0893 gram. — Den brænder i Luft eller Ilt under

Dannelse af Vand: $\text{H}_2 + \text{O} = \text{H}_2\text{O}$, og herved udvikles en Varmemængde, større end ved noget andet brændbart Stof. Blandinger af Brint med Ilt (Knaldluft) eller med atmosfærisk Luft, explodere med stor Voldsomhed under Dannelse af Vanddamp. Brint er saagodt som uopløselig i Vand.

Brinten fremstilles ved Opløsning af Zink i fortyndet Saltsyre eller Svovlsyre: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ eller $\text{Zn} + 2 \text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$. Zinken kommes i en Kolbe eller Kogeflaske, der er lukket med en dobbelt gjennemboret Prop. Gjennem Borehullerne anbringes en Tilgydningstragt, der naaer næsten til Bunden, og et passende bøjet Afledningsrør, der fører den udviklede Brint over i et aabent Kar med Vand, og i dette anbringes over Rørets Munding en med Vand fyldt Glas-klokke eller omvendt stillet Flaske for at optage den udviklede Luftart. Til Opsamling af større Mængder Brint benytter man et Gassometer. Dette (se Teknik) bestaar af en nedre lukket cylindrisk Beholder, der paa tre Støtter bærer en ovenover staaende aaben. De to Beholdere staa i Forbindelse med hinanden ved 2 Rør, der begge kunne lukkes ved Haner, og af hvilke det ene naaer til Bunden af den nedre Beholder, medens det andet kun fører igjennem Laaget. Den nedre Beholder har paa Siden et Vandstandsrør og er forneden forsynet med en temmelig vid Aabning, der kan lukkes med en Skrueprop. Naar man vil benytte det, fylder man først Gassometret med Vand ved at lukke for den nedre Aabning, aabne Hanerne for Rørene og hælde Vand i det øvre Kar. Derefter lukkes Hanerne, og naar Skrueproppen er aftaget, indsættes Lufttiledningsrøret igjennem den nederste Aabning; det af Luftarten fortrængte Vand vil da løbe ud udenom Tilledningsrøret.

Naar Brintudviklingen er begyndt, maa man sørge for, at al Luften (der jo indeholder Ilt) er ud-dreven, før Brinten opsamles, da denne ellers vilde

komme til at indeholde Knaldluft. Om dette er sket, prøves ved at fylde et Reagensglas med den udviklede Brint og antænde denne. Saalænge der herved høres en hvinende Lyd, er der endnu Knaldluft tilstede, og først, naar den antændes med et svagt Knald og derpaa brænder roligt, tør den opsamles.

Jo renere den anvendte Zink er, desto langsommere foregaar Brintudviklingen. For at paaskynde den, udfælder man lidt Kobber eller Platin paa Zinken ved at tilsætte et Par Draaber af en Kobbersulfat- eller Platinchlorid-Opløsning. Ogsaa ved at anvende andre Metaller, f. Ex. Jern, kan man fremstille Brint af Syrerne, men den bliver da uren, hvad der blandt andet viser sig ved, at den har en ubehagelig Lugt.

Brint kan ogsaa dannes af Vand ved Elektrolyse (se Pg. 31), samt ved at kaste saadanne Metaller som Kalium eller Natrium paa Vand. Herved vil der vise sig en livlig Brintudvikling fra det svømmende Metals Overflade og en Varmeudvikling saa stærk, at Brinten endogsaa tændes, hvis der har været anvendt Kalium. Imidlertid frigjøres herved kun Halvdelen af Vandets Brint, den anden Halvdel tilligemed Ilten forener sig med det tilsatte Metal til en Forbindelse, Kali- eller Natron-Hydrat, $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}$.

Saadanne Forbindelser, der bestaa af et Metal i Forbindelse med Atomgruppen „OH“, kaldes *Baser*. De farve rødt Lakmos blaat — reagere alkalisk — og forene sig med Syrerne under Dannelse af Salte og Vand. — *Atomgruppen OH, der kaldes „Hydroxyl“, er et sammensat Radikal, hvorved forstaas en ikke mættet Gruppe af Atomer, der ved chemiske Processer kan overflyttes gennem en Række Forbindelser.* Da Iltatomet er 2-gyldigt, vil Hydroxylgruppen endnu have en Binding, hvorved Grundstoffer eller sammensatte Radikaler kunne knyttes til det, nemlig $\text{H}-(\text{O}-\text{H})$ Vand. $-(\text{O}-\text{H})$ Hydroxyl. $\text{K}-(\text{O}-\text{H})$ Kalihydrat. Vi se ogsaa heraf, at Vand-

molekulet er en Forbindelse af Hydroxyl med Brint, Kalihydrat en Forbindelse af Hydroxyl med Kalium.

Som nævnt, forene Baserne sig med Syrerne til Salte — de neutraliserer Syrerne — saaledes, at disses sure Smag, ligesom ogsaa deres Evne til at farve blaåt Lakmos rødt, ophæves, f. Ex. $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$, $2 \text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$.

Ved en Base forstaa vi altsaa: en Forbindelse af Metal med Hydroxyl. De i Vand opløselige Baser farve rødt Lakmos blaåt, det gule Kurkumafarvestof brunt, og have en ludagtig Smag.

Ved en Syre forstaa vi: en Forbindelse, hvis Brint kan ombyttes med Metal, idet der dannes et Salt, og som neutraliserer Baserne. Syrerne farve blaåt Lakmos rødt, men forandre ikke Kurkumafarvestoffet, og have i Reglen en sur Smag.

Ved et Salt forstaa vi: Syren, hvori Brinten er ombyttet med Metal, eller: en Forbindelse, der er dannet under Udskillelse af Vand af en Syre og en Base. Vi kunne ogsaa sige, at Saltet er et Anhydrid af Base og Syre, idet vi i det Hele taget ved et Anhydrid forstaa: en Forbindelse, der dannes under samtidig Udskillelse af Vand.

Ilt. O = 16.

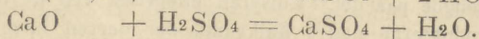
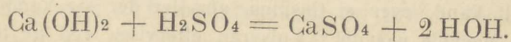
Ilt forekommer i fri Tilstand i Luften, idet 100 Maal af denne omtrent indeholder 21 Maal Ilt (nøjagtigt 20,9). Den forekommer endvidere meget udbredt i kemiske Forbindelser, i de fleste Syrer og deres Salte, og i de allerfleste organiske Forbindelser. Den er det Stof, der forekommer i størst Mængde i Naturen.

Iltten er ligesom Brint en farveløs Luftart uden Lugt og Smag; men den er 16 Gange tungere end denne, idet dens Vægtfylde er 1,1056. 1 Liter Ilt vejer 1,43 gr. Den er ligesom Brinten en af de Luftarter, der vanskeligst

fortættes, og er ligeledes kun lidet opløselig i Vand. Den forener sig med (ilter) en meget stor Mængde af de andre Grundstoffer; Foreningen foregaar hyppigt under Ildfænomener og kaldes da en Forbrænding. Iltten er den ildnærende Bestanddel af Luften; men i ren Ilt foregaar Forbrændingen langt livligere end i Luften. Saaledes bryder en glødende Træspaan strax i Brand, naar den holdes ned i et Glas med Ilt, Phosphor brænder deri med et glimrende Lys, Brint med langt varmere Flamme end i Luft, ja selv Jerntraad og tyndt Kobberblik kunne brænde deri.

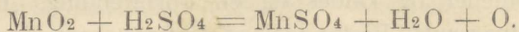
Ilt fremstilles, i det mindre, almindeligst ved Ophedning af chlorsurt Kali, blandet med lidt Brunsten, der leder Varmen godt og derved bevirker en jævnere Udvikling. Ophedningen kan foretages i en Glasretort, der ved Hjælp af en Kautschukslange og et passende bøjet Glasrør er forbunden med et Vandbassin, hvori er anbragt en med Vand fyldt Klokke til Opsamling. Iltten kan iøvrigt dannes paa flere andre Maader, saaledes ved Elektrolyse af Vand, og endvidere af de højere Metalilter.

Vi have i det foregaaende set, at Baserne, d. e. Metallernes Hydroxylforbindelser, ved Behandling med Syrerne danne Salte og Vand. Baseanhydriderne give da med Syrerne de samme Stoffer, blot mindre Vand; thi medens Processen i 1ste Tilfælde beror paa, at Syrens Brint danner Vand med Basens Hydroxylgrupper, dannes Vandet i sidste Tilfælde af Syrens Brint med Baseanhydridets Ilt, og i saa Fald maa Syren afgive dobbelt saa meget Brint for at faa dannet et Vandmolekule som i første Tilfælde, f. Ex.:

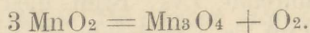


Nu findes der for en stor Del Metaller Vedkommende Ilt, som indeholde mere Ilt end Baseanhydriderne.

Disse Iltter, der ofte kaldes Overiltter, give i Overensstemmelse med de ovennævnte Processer ved Behandling med Syrer: Salt, Vand og Ilt, f. Ex.:



Ogsaa ved ligefrem Ophedning af Overiltter, f. Ex. af Brunsten, Manganoverilte, kan man vinde Ilt, idet en Del af denne undviger.



De ædle Metaller (Au, Ag, Hg) Iltter spaltes ved Ophedning ligefrem til Metal og fri Ilt. Ved stærk Ophedning af Kvægsølvtilte vil dette spaltes i Kvægsølv og Ilt. Ilten blev først opdaget af Scheele og kort efter — uafhængigt af ham — fremstillede Prietzley den af Kvægsølville (1774).

Som allerede nævnt, vil enhver Forbrænding, der finder Sted i Luften, bero paa en Forening mellem det brændbare Stof — eller dets Bestanddele — og Ilten, og da nu Brint ved Forbrænding danner Vand og Kul danner Kulsyre, ville de fleste organiske Stoffer, som indeholde disse 2 Bestanddele, være brændbare under Dannelse af de nævnte Forbindelser. Ofte bliver der, efter at Forbrændingen er endt, en Askerest tilbage; denne indeholder uorganiske Bestanddele — mineralske Bestanddele. Forbrændingsprodukterne, Vand og Kulsyre, der begge ved den under Forbrændingen udviklede Temperaturforøgelse ere luftformige, kunne undgaa en flygtig lagtagelse, men eftervises let.

Vandet giver sig tilkjende, naar man holder en kold Gjenstand ind i Flammen. Naar man f. Ex. anbringer et Bægterglas, fyldt med koldt Vand, over et Gasblus, afsætter der sig Vanddraaber i betydelig Mængde paa det. Kulsyren eftervises ved at lede Forbrændingsprodukterne ned i Kalkvand, der derved bliver uklart, idet der udskilles en uopløselig Forbindelse mellem Kulsyren og Kalken, kulsur Kalk. Man kan f. Ex. lade et lille Voxlys brænde i en Flaske paa 1 à 2 Lit., og naar det er taget op, bringe c. 50

gram Kalkvand derned; ved Omrystning vil Kalkvandet blive plumret, hvad der ikke vilde ske, naar Lyset ikke havde brændt deri.

Foruden Kul og Brint kunne mange andre Grundstoffer forbrænde i Luften (eller i Ilt), f. Ex. Phosphor, Svovl, Tin, Kalium, Natrium, Magnium, Zink o. s. fr. Metalloiderne danne herved i Reglen Syreanhydrider, Metallerne derimod Baseanhydrider.

Forbrænde vi f. Ex. et lille Stykke Phosphor paa en Jernskaal, der er anbragt i et større Glas, fyldt med Ilt (af ca. 1 Lit. Vol.), vil der dannes et hvidt, fast Legeme, der afsætter sig paa Glassets Sider. Dette hvide Stof er Phosphorsyrens Anhydrid, og det vil derfor, naar vi komme lidt Vand i Glasset og omryster det, forene sig med Vandet og danne Phosphorsyre, som farver et Stykke blaåt Lakmospapir rødt. Hvis vi antænde et Stykke Magniumtraad, vil det brænde under Dannelse af et hvidt Legeme, Magnesia, som efter Befugtning med Vand farver rødt Lakmospapir blaåt.

For at et Stof skal kunne brænde, fordres der en vis Temperatur til Indledning af Forbrændingen; denne Temperatur kaldes Antændelsestemperaturen, og den ligger altid betydeligt lavere end den Temperatur, der udvikles under Forbrændingen — Forbrændingstemperaturen. Et godt Exempel paa dette Forhold ses i de gamle Svovlstikker, smaa Træpinde, i den ene Ende dyppede i Svovl og yderst i Spidsen forsynede med et lille Hoved af Phosphor. Naar Svovlstikken stryges, udvikles der ved Friktionen saamegen Varme, at Phosphoret antændes (60° C.), og, naar det brænder, igjen saamegen Varme, at Svovlet tændes (250°), og endelig antænder Svovlet under Forbrændingen Træet.

Afkjole vi et brændende Legeme under Antændelsestemperaturen, vil det slukkes. Saaledes kunne vi slukke et Baal ved at slaa Vand derpaa, idet dette, dels ved sin lavere Temperatur, dels ved den Varmemængde, det bruger til sin Fordampning, vil frembringe en til-

strækkelig Afkjøling. Et Lys eller en anden lille Flamme kunne vi slukke ved et Pust, hvorved der føres kold Luft henover Flammen. Kun Brintflammen, der er meget varm, vil vanskeligt kunne slukkes paa denne Maade.

Iltningsprocessen, der altsaa finder Sted ved Forbrændingen i Luften, foregaar ogsaa almindeligt i Naturen uden at ledsages af Ildfænomen. Saaledes ville de fleste Metaller ved Henliggen i Luften, og navnlig naar denne er fugtig, overtrækkes med et Lag af Metalilte eller Metalhydroxyd; Jern rustet. Ogsaa de organiske Stoffer undergaa ved Formuldningsprocessen en saadan langsom Iltning, der særlig let foregaar, naar det iltelige Legeme er fugtigt og porøst. Porøse Legemer have nemlig en meget stor Overflade, og den Fortætning af Luftarter, der altid finder Sted paa et Legemes Overflade, vil derfor hos de porøse blive mange Gange fordoblet. Det vil da forstaas, at den store Iltmængde, der herved kommer i Berøring med det iltelige Stof, i høj Grad forøger Iltningsprocessens Fremadskriden. Det er en vel kjendt Ting, at fugtigt Hø kan „tage Varme“, idet Opvarmningen er frembragt ved den her beskrevne Iltningsproces, ja, man har endogsaa Exempler paa, at Opvarmningen er naaet op til de organiske Bestanddeles Antændelsestemperatur og har havt en saakaldet Selvantændelse til Følge.

Ved Dyrenes Aandedræt gjør Iltningsprocessen sig ogsaa gjældende. De indaande den atmosfæriske Luft, hvis Kvælstof — den anden Hovedbestanddel af Luften — atter udaandes uforandret, medens Ilten igjennem Pulsaarerne føres ud i Legemet og der forener sig med de organiske Stoffer til Vand og Kulsyre, som da gjennem Blodaarerne føres tilbage og udaandes gjennem Lungerne. Ved denne Proces frembringes den dyriske Varme. Aande vi paa en kold Rude, afsætter der sig Dug derpaa, blæse vi ved et Glasrør Luft fra Lungerne ned i Kalkvand, bliver dette uklart af kulsur Kalk. Ved Planternes Livs-

virksomhed gjør en modsat Proces sig gjældende, idet disse indaande Kulsyre gennem Bladene, og atter i Sollyset udskille Ilt, medens Kulstoffet optages.

Af det her fremsatte vil det indses, at der ved en Forbrænding maa finde en Vægtforøgelse Sted, idet Vægten af Forbrændingsprodukterne maa være lig Vægten af de forbrændte Stoffer plus Vægten af den forbrugte Iltmængde. Vilde man lede Kulsyren og Vanddampene, der dannes, naar et Lys brænder, gennem vejede Rør med Kalihydrat og Chlorcalcium, hvilke Stoffer med Begjærlighed indsuge henholdsvis Kulsyre og Vanddamp, vilde disse Rørs Vægt tiltage betydeligt mere, end Lysets vilde aftage. Lettere viser man Vægtforøgelsen ved Forbrændingen, naar man ophænger en i Jernpulver dyppet Magnet paa en Vægt, tarerer denne og derefter gløder det ved Magneten hæftende Jern, hvad der kan ske ved en almindelig Bunsens Gaslampe. Vægten vil da synke til den Side, ved hvilken Magneten er ophængt.

Som nævnt (Pg. 21), danne Metalloiderne med Ilt Forbindelser — Oxyder —, der ere Syreanhydrider; men, hvis der af samme Metalloid eksisterer flere Iltforbindelser, ville de laveste — de, der indeholde mindst Ilt for den samme Mængde af Metalloidet — være neutrale, og om de højere, der ere Syrer, gjælder det, at jo større Iltmængde, de indeholde, jo stærkere Syrer ere de. For Metalilternes (Metaloxydernes) Vedkommende ere i Reglen de laveste Iltter Baseanhydrider, altsaa netop Modsætninger til Syreanhydriderne; de derefter iltrigere Oxyder (Overilterne) ere neutrale Stoffer, og endelig, de højeste Iltforbindelser ere Syreanhydrider. Vi se heraf, at Iltten har Indflydelse med Hensyn til Forbindelsernes mere eller mindre fremtrædende sure Karakter; derfor kaldes den ogsaa i Norge Surstof, i Tyskland Sauerstof, i Sverrig Syre. Det danske Navn, Ilt, hentyder til dens ildnærende Egenskaber.

Ozon.

Ozon er en allotropisk Form af Iltens. Den er ligesom Ilt en farveløs Luftart, men af en stærk, ejendommelig Lugt. Dens Vægtfylde er $1\frac{1}{2}$ Gange Iltens, saa dens Molekule bliver O_3 . Den forekommer i ringe Mængde i Luften. — Ozon virker langt kraftigere iltende end almindelig Ilt, f. Ex. farver den Jodkalium gul, idet den frigjør Jod og forener sig med Kalium. Den virker kraftigt iltende paa organiske Legemer, dræber Bakterier, og er derfor et desinficerende Middel.

Ozon dannes: 1) Ved Fordampning af Vand. Luften ved Havet og i Skove, hvor Træerne fordampe en stor Mængde Vand, er derfor særlig ozonholdig og ren. Ved Vandfald og paa Tøjtørningspladser er Ozonlugten ofte kjendelig.

2) Ved langsom Iltning af forskellige Stoffer, f. Ex. naar Phosphor ilter sig langsomt i Luften uden at bryde i Brand. Holder man over Krukken med Phosphorgift en Strimmel Filtrepapir, vædet med Stivelsevand, hvori lidt Jodkalium er opløst, vil det farves blaat af det ved Ozon frigjorte Jod.

3) Ved elektriske Udladninger, f. Ex. i Tordenvejr. Det er altsaa rigtigt, naar man siger, at Torden renses Luften, thi den dannede Ozon virker dræbende paa Luftens Mikrober eller deres Kim.

At Ozon, trods disse fra Iltens forskellige Egen-skaber, dog kun er en allotropisk Form af Ilt fremgaar af, 1) at den kan dannes af Ilt alene, 2) at den atter kan omdannes til Ilt og 3) endelig af, at Ozon og Ilt danne de samme Forbindelser, nemlig Oxyder, med andre Stoffer.

Vand.

Vand forekommer i stor Mængde i Naturen, det dækker $\frac{4}{5}$ Del af Jordens Overflade og findes desuden altid i vekslede Mængder i Luften som Vanddampe. Ved disses Fortætning fremkommer Sne eller Regnvand, der er det reneste naturlige Vand, men dog ikke absolut rent, idet der altid vil findes lidt salpetersurt Ammon deri. Ved at passere hen ad Jordoverfladen bliver Regnvandet yderst urent, dels ved at optage saadanne uorganiske Salte, som ere opløselige i Vand, dels ogsaa ved at opløse organiske Bestanddele, hidrørende fra Planter og Dyr. Dette Overfladevand vil ved at passere igjennem Jordlagene renses betydeligt, da det derved undergaar en Filtration, ved hvilken Jordens Porøsitet og dens Evne til at tilbageholde, absorbere, forskellige Stoffer gjør sig gjældende. Imidlertid vil det ogsaa herved optage Kulsyre fra Jorden, og da nu kulsyreholdigt Vand er istand til at opløse forskellige Salte, som rent Vand ikke opløser, ville disse Salte optages af Vandet, hvis de træffes i de passerende Lag. Navnlig kommer Vandet ofte til at indeholde kulsur Kalk og Magnesia; sjældnere bliver det „jernholdigt“ af kulsurt Jernforilte.

Indeholder Vandet — Brøndvand, Kildevand — en større Mængde Kalk eller Magnesia (0,2 pr. mille), kaldes det *haardt Vand*, medens det i modsat Tilfælde kaldes *blødt*. Haardt Vand kan ikke bruges til Vask, da Kalksaltene med Sæben — d. e. fedtsurt Natron — danner fedtsur Kalk, et i Vand uopløseligt Salt, der altsaa bundfældes. Haardt Vand kan gøres blødt ved at koges, thi herved vil Kulsyren, som holder den kulsure Kalk opløst, gaa bort, og denne vil da bundfældes (*Kjedesten*). Det samme kan opnaaes ved Tilsætning af en passende Mængde Kalk eller kulsurt Natron, idet disse Stoffer ville binde Kulsyren under Dannelse af kulsur

Kalk, der fældes. I sidste Tilfælde dannes tillige tve-kulsurt Natron, der vel bliver i Opløsningen, men ikke indvirker paa Sæben. Til Bestemmelse af Vandets Haardhedsgrad tjener en Sæbeopløsning af kjendt Styrke. Til en vis Mængde af Vandet sættes Sæbeopløsningen lidt efter lidt, idet man ved Tilsætning af hver enkelt lille Portion omryster, men hører op hermed, saasnart der viser sig Skumning. Naar dette Punkt indtræder, vil al Kalk og Magnesia være fældet, og der vil være Sæbe i Overskud; man beregner da, efter den forbrugte Sæbeopløsning, Mængden af de fældede Salte, d. e. Haardhedsgraden.

Vand fra Floder og Søer er blødt, da det har afgivet den største Del af Kulsyren til Luften, derimod indeholder det hyppigt større Mængder af organiske Bestanddele, hidrørende fra Vegetation og fra Tilløb af Overfladevand. Gletschervandet, i hvilket ingen Vegetation finder Sted, er meget rent. Her i Landet vil Brøndvand eller Kildevand — Grundvand — være det reneste og er derfor det, der bedst egner sig til Drikkevand. Godt Drikkevand skal være koldt om Sommeren, hvad der viser, at det er Grundvand; det maa ikke indeholde for meget organisk Stof, og navnlig ikke Forbindelser, der opstaa ved Forraadnelse af de i Reglen kvælstof- og svovlholdige dyriske Bestanddele, idet Indhold af saadanne Forbindelser, særlig Svovlbrinte, Ammoniak og Salpetersyre, maa vække Mistanke om en sundhedsfarlig Inficering. Om saadanne Forhold vil da en bacteriologisk Undersøgelse, der gaar ud paa at paavise de farlige Mikrober, ofte give Oplysning.

Havvandet indeholder navnlig Natron- og Magnesia-salte, og da i overvejende Mængde Chlornatrium (Kogsalt). I de store Have findes omtrent 3,5 % faste Stoffer, hvoraf 2,7 % Kogsalt. I Indhave, hvor Tilløbet fra Floderne overstiger den Mængde, der fordamper fra

Vandets Overflade, er Vandet mere eller mindre brakt. I Østersøen findes f. Ex. kun 1,6 % Salte.

De naturlige mineralske Vande benyttes, ifølge deres forholdsvis betydelige Indhold af forskellige Salte, i Lægekunsten. Saaledes indeholder Karlsbadervand og Marienbadervand navnlig svovlsurt Natron, Chlornatrium og tvekulsurt Natron. Püllnaer Vand og Hunyadi-Janos Vand indeholder svovlsurt Natron, svovlsur Magnesia og Chlornatrium.

Vandet dannes ved Forbrænding af Brint og af alle brændbare, brintholdige Forbindelser, derfor ogsaa i Naturen af organiske Legemer. Det dannes endvidere ved mange chemiske Processer. Saaledes naar man leder Brint over ophedede Metalilte, f. Ex. Jerntvrilte: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 = 3\text{H}_2\text{O} + \text{Fe}_2$. En saadan Proces, hvorved det iltede Metal bringes tilbage i sin oprindelige Tilstand, kaldes en *Reduktion*. Reduktion er Modsætning til Iltningen (Oxydation), og betegner i det Hele taget enhver Proces, hvorved der finder en Afltning Sted. Ophede vi Jerntvrilte med Kul, finder der ogsaa en Reduktion Sted: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C}_3 = \text{Fe}_2 + 3\text{CO}$. Koge vi en Opløsning af Arsensyre med Svovlsyrilngvand, er det ligeledes en saadan Proces, der foregaar, idet Arsensyren berøves en Del af sin Ilt, reduceres: $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_3\text{AsO}_4 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_3\text{AsO}_3$ (se Pg. 27).

Rent Vand fremstilles altid gjennem en Rensning af naturligt Vand, og denne kan kun ske ved en Destillation. Vandet kommes i en forlinnet Kobberkjedel, der ved en tætsluttende, paaskruet Hjælm er forbunden med et Svaleapparat af forlinnet Kobber, som kan være indrettet paa forskjellig Maade, f. Ex. bestaaende af en Cylinder, som foroven er indsnævret til en Tubus, hvori Hjælmen passer, og som forneden ender i et Rør, hvoraf det fortættede Vand løber ud og opsamles i et Forlag. Cylindren er anbragt i et større Kar, Svalekarret, i hvilket der ved Bunden

indledes koldt Vand, der, efterhaanden som det opvarmes, stiger op og endelig løber ud gennem et Afløbsrør ved Overfladen. I Destillerkjedlen bringes Vandet i Kog ved Indfyring under Kjedlen eller ved spændte Dampe (se E. Petersens pharm. Teknik), og Destillationen gaar da for sig. Det først overgaaede Destillat, der indeholder Kulsyre, Ammoniak og organiske Urenheder, bortkastes, saalænge det gjør Kalkvand uklart eller affarver en Draabe af en manganoversurt Kali-Opløsning. Det destillerede Vand maa være uden Lugt og Smag, det maa ikke efterlade Rest ved Inddampning i en Platinskaal, ikke affarve en Opløsning af manganoversurt Kali (organiske Urenheder), og heller ikke give Uklarhed med Kalkvand (Kulsyre) eller med en Opløsning af salpetersurt Sølv (Chlormetaller). — Ved Filtrering kan Vand ikke renses for opløste Bestanddele, men kun for opslømmede eller indblandede faste Dele; en saadan Rensning er imidlertid tilstrækkelig ved Vandværkerne i Byer. Vandet filtreres gennem Lag af Sten, Grus eller Sand, hvoraf det fineste Materiale ligger øverst og fornyes, naar det er bedækket med Urenheder. For sundhedsfarlige Organismer kan Vandet renses ved Filtrering gennem porøse Lercylindre (Chamberlands Filtre).

Vand er, som nævnt, uden Lugt og Smag, naar det er rent; den forfriskende Smag, som Brøndvand har i Modsætning til det destillerede, skyldes Kulsyren. Det er farveløst; kun i meget tykke Lag har det en blaagrøn Farve. Det fryser ved 0° og koger ved 100° under normalt Lufttryk; det har sin største Tæthed ved 4° C., og 1 Ccm. vejer ved denne Temperatur 1 gram. Ikke alene naar man opvarmer det fra denne Varmegrad, men ogsaa naar man afkøler det, udvider det sig. Dette Forhold har en stor Betydning i Naturen. Naar Vanddelene om Vinteren afkøles, ville de afkølede Dele fra Overfladen synke til Bunds og erstattes af andre varmere og lettere Dele, der atter afkøles og synke til Bunds, og dette

Kredsløb vil fortsættes, men kun indtil hele Vandmassen har faaet en Temperatur af 4° . Herefter ville de yderligere afkølede Vanddele blive lettere og holde sig paa Overfladen, indtil de endelig fryse til Is. Isen er, som vi alle vide, endnu lettere — c. $\frac{1}{14}$ — end Vand ved 0° , og derfor holder den sig i Vandoverfladen. Hvis disse Forhold ikke gjorde sig gældende, vilde Søerne i mange Egne bundfryse, og Sommervarmen kunde ikke strække til for at optø dem; der vilde være en evig Vinter.

Vandet spiller en stor Rolle som Opløsningsmiddel. Ingen Planter, intet Dyr kan leve uden Vand, thi alle levende Væsner optage i det væsentlige Næringsmidlerne opløste deri, eller omsætte dem ved Stofskiftet i vandig Opløsning. Ogsaa i Chemien er Vandet vort almindeligste Opløsningsmiddel; det opløser mange Syrer: Svovlsyre, Salpetersyre, Haloidsyrerne (se disse), Kulsyre, Phosphorsyre, Arsensyre, Borsyre og fl. a. Det opløser flere Baser: Kali, Natron, Ammoniak, Baryt, Kalk og en stor Mængde Salte.

I nedenstaaende Tabel er angivet de almindeligste Syrers i Vand opløselige eller uopløselige vigtigere Salte.

Svovlsure Salte. Alle opløselige, undtagen Baryum-, Strontium- og Bly-Sulfat; tungtopløselige ere Calcium-, Sølv- og Mercuro-Sulfat.

Salpetersure Salte. Alle opløselige.

Chlorbrintesure Salte. Alle opløselige, undtagen Chlorsølv og Mercurochlorid; Chlorbly er tungtopløseligt.

Brombrintesure og jodbrintesure Salte forholde sig i Almindelighed ligesom de chlorbrintesure, dog ere enkelte af dem tungere opløselige. Saaledes ere Mercurijodid (Kvægsølvvejod) og Jodbly uopløselige.

De kulsure, kiselure, borsure, phosphorsure og arsensure Salte ere med Undtagelse af Alkalisaltene (se disse) alle uopløselige eller tungtopløselige i Vand. Dog

ere flere sure Carbonater og primære Phosphater (se Pg. 67) og Arseniater mere eller mindre opløselige.

Det er en almindelig Regel for faste Legemers Vedkommende, at de opløses lettere i varmt end i koldt Vand. Mætter man kogende Vand med et opløseligt Salt og lader Opløsningen afkjøle, vil der udkrystallisere saameget af Saltet, som svarer til Forskjellen mellem Saltets Opløselighed ved de to Temperaturer. Saaledes opløses Salpeter ved almindelig Temperatur (15° C.) i c. 4 Dele Vand, ved Koghede i 0,3—0,4 Dele.

Mange krystallinske Stoffer, navnlig Salte, indeholde Krystalvand, der, skjøndt det udgjør en Del af Krystallernes Molekuler, vil kunne uddrives ved Ophedning, uden at Saltet lider anden Forandring end den, at det mister Krystalformen. Naar det gjenopløses i Vand, kan det atter udkrystallisere deraf i samme vandholdige Tilstand som oprindelig. Salte, der allerede ved Henliggen i Luften miste Krystalvand, kaldes henfaldende. I det chemiske Tegnsprog skrive vi Krystalvandet adskilt fra den Forbindelse, hvortil det hører, ved et (.) eller (+) F. Ex. svovlsurt Natron, der krystalliserer med 10 Molekuler Vand, skrives: Na_2SO_4 , 10 H_2O eller $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 10 \text{H}_2\text{O}$. Soda skrives: Na_2CO_3 , 10 H_2O . Barythydrat skrives: $\text{Ba}(\text{OH})_2$, 8 H_2O . Arsensyre skrives: 2 H_3AsO_4 , H_2O .

Naar vi behandle Base- eller Syreanhydrider med Vand, finder der ogsaa i flere Tilfælde en Forening Sted med dette, noget der hyppigt sker under betydelig Varm udvikling; men, idet Vandet optages, foregaar her en langt dybere gaaende chemisk Proces, saaledes at der dannes en Forbindelse, der ikke længer indeholde Vandets Bestanddele som Vand, og hvoraf dette tidt ikke igjen kan udskilles uden ved en chemisk Omsætning med andre Forbindelser. F. Ex. naar vi lædske Kalk have vi: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$; naar vi sætte Svovlsyreanhydrid, SO_3 , til Vand, have vi: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$. I de

nævnte 2 Exempler er der bleven dannet en Base, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, og en Syre, H_2SO_4 , og af disse 2 Forbindelser kunne vi ikke frigjøre Vand ved Ophedning; dette vil derimod udskilles, naar Syren og Basen danne en Forbindelse med hinanden: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Ogsaa Luftarter ere mere eller mindre opløselige i Vand. 1 Lit. Vand opløser saaledes c. 20 Ccm. Brint, 40 Ccm. Ilt, men 40 Lit. Svovlsyring og 700 Lit. Ammoniak. De to førstnævnte Luftarter ere altsaa meget tungt opløselige i Vand, de 2 sidste meget let opløselige. Medens det for faste Legemers Vedkommende gjælder, at de opløses lettere, jo varmere Vandet er, gjælder her det omvendte, at jo koldere Vandet er, jo mere vil det kunne opløse af en Luftart. Koger man en Opløsning af en Luftart i Vand, vil Luften gaa fuldstændig bort, forsaavidt som den ikke netop danner en chemisk Forbindelse med Vand, saaledes som f. Ex. Chlorbrinten gjør det. — Naar man opløser faste Legemer i Vand, bindes der Varme, ved meget let opløselige Stoffer stundom i en saadan Grad, at Opløsningsprocessen kan benyttes til Frembringelse af „kunstig Kulde“. Naar man opløser Luftarter i Vand, udvikles der derimod Varme. Man kan derfor fremme et fast Stofs Opløsning ved Tilførsel af Varme, en Luftarts ved Afkøling.

Leder man en galvanisk Strøm igjennem Vand, hvortil er sat lidt Svovlsyre for at gjøre det ledende, spaltes det i Brint, som gaar til den negative Pol, og i Ilt, som gaar til den positive. Hvis vi nu lade Polerne være af Platin, som ikke angribes af Ilten, og ovenover dem anbringer 2 lige vide Reagensrør fyldte med Vand, se vi, at der i Røret ved den negative Pol samler sig et dobbelt saa stort Rumfang Brint, som der ved den positive samler sig Ilt. Dette Forsøg lærer os altsaa, at Vand indeholder 2 Rumfang Brint for hvert Rumfang Ilt; men da Ilten er 16 Gange saa tung som Brinten, lærer det

os tillige, at Vandet indeholder 1 Vægtdeel Brint for hver 8 Vægtdele Ilt. Da nu Vanddampenes Vægtfylde er 9 Gange Brintens, og Brintens Molekule er 2, maa Vandets Molekulvægt være 18, og der er da i 1 Molekule Vand 2 Vægtdele Brint = 2 Atomer og 16 Vægtdele Ilt = 1 Atom, eller: Vandets Formel er H_2O .

Brintoverilte. H_2O_2 er Brintens anden Iltforbindelse. Den forekommer i ringe Mængde i Luften, og dannes sammen med Ozon ved langsomme Iltninger.

Brintoverilten kjendes kun i vandig Opløsning og danner da en farveløs Vædske. Den spaltes let til H_2O og O, saaledes ved Opvarmning, eller naar man drysser pulverformige Legemer i Opløsningen, der derfor er et kraftigt Iltningsmiddel.

Det er sikkert Brintoverilte, der bevirker, at Tøj bleges ved at henligge „paa Bleg“, og den benyttes til kunstig Blegning af Elfenben, til at opfriske gamle Kobberstik og gamle Malerier, hvilke sidste i Tidens Løb faa en mørk Tone af Svovlbly, der skriver sig fra en Indvirkning paa de blyholdige Farver af smaa Mængder Svovlbrinte i Luften. Det sorte Svovlbly vil af Brintoverilten iltes til hvidt Blyulfat: $PbS + 4H_2O_2 = PbSO_4 + 4H_2O$, og Maleriet vil da antage en lysere Tone. Den ilter endvidere blankt Kvægsølv.

Brintoverilten fremstilles af Baryumoverilte med Svovlsyre: $BaO_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + H_2O_2$. Efter endt Indvirkning frafiltreres det udskilte Baryumsulfat, som er uopløseligt i Vand, og Opløsningen kan concentreres ved uden Opvarmning at inddampes i Vacuum.

Svovl. S = 32.

Svovlet forekommer i fri Tilstand i Naturen i Italien — særlig paa Sicilien —, paa Island og i andre vulkanske Egne. Det forekommer endvidere i en stor

Mængde chemiske Forbindelser: 1) i mange Svovlmetaller, f. Svovlkies, FeS_2 , Blyglands, PbS , Antimonglands eller Spydglands, Sb_2S_3 , Zinkblende, ZnS .; 2) i de naturligt forekommende svovlsure Salte (eller Sulfater), f. Ex. Gips (Calciumsulfat), Tungspath (Baryumsulfat), Kiese-rit (Magniumsulfat), Glaubersalt (Natriumsulfat) o. s. v.; 3) i mange organiske Stoffer, f. Ex. Albuminstoffer, Horn, Haar o. fl.

Det naturligt forekommende Svovl krystalliserer i det rhombiske System; det er gult og sprødt, uden Lugt og Smag og af Vf. 2,0. Det er uopløseligt i Vand, i ringe Grad opløseligt i Vinaand og Æther, men opløses lettere i Terpentiniolie og særlig let i Svovlkulstof. Svovl smelter ved $114,5^\circ$ til en gul, olieagtig Vædske; ved fortsat Ophedning bliver det tyktflydende og brunt, saa det ved c. 250° ikke kan hældes ud af mindre Kar. Ved Ophedning udover denne Temperatur bliver det atter tyndtflydende, men beholder den brune Farve, indtil det endelig ved 448° kommer i Kog. Hældes det til c. 400° ophedede Svovl ud i et Kar med koldt Vand, stivner det til en brun, amorf, plastisk Masse — *amorf Svovl* —, der ved Henliggen i Luften igjen gaar over til almindeligt rhombisk Svovl.

Afkjører man smeltet Svovl langsomt, saaledes at Temperaturen ikke naaer ned under $95,6^\circ$, stivner det til gjennemsigtige og bøjelige, monokliniske Krystaller, der ogsaa ved almindelig Temperatur gaa over til rhombisk Svovl. Svovlet er altsaa dimorft.

Ved Ophedning i Luften brænder Svovl under Dannelse af Svovlsyrtinganhydrid: $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$. Det forener sig ligeledes ved Ophedning med de aller fleste andre Grundstoffer, saaledes med alle Metaller, undtagen Guld.

Svovlet fremstilles særlig ved Rensning af det naturligt forekommende, som paa selve Stedet, hvor det brydes, underkastes en Afsmeltning. Denne foretages almindeligst

i Miler — de saakaldte Calcaroni —, i hvilke Svovlet opstables og antændes. Herved forbrænder en Del af det og gaar tabt, medens Resten smelter ved den frembragte Varme, og tappes fra. Det saaledes vundne *Raasvovl* er dog endnu langtfra rent, men indeholder jordagtige Indblandinger; det renses derfor i Reglen yderligere ved en Sublimation, der næsten udelukkende foretages i Marseille. Svovlet ophedes i Retorter af Støbejern, og de udviklede Dampe ledes ind i et stort, muret Rum, hvor de fortættes. Naar Sublimationen foregaar langsomt, afkjøles Svovlet under Smeltepunktet og falder da ned som Fnug, der danner de saakaldte Svovlblomster, Sulfur sublimatum venale. Foregaar Sublimationen derimod hurtigt, vil Temperaturen i Fortætningsrummet snart naa op over Svovlets Smeltepunkt, og der faas da smeltet Svovl, som tappes ud, og i fugtige, koniske Træformer støbes til *Stangsvovl*. — Svovl vindes ogsaa ved Ophedning af det i stor Mængde, f. Ex. i Sverrig, forekommende Svovlkies. Herved foregaar Indvindingen paa lignende Maade som ved Fremstillingen af Sulphur sublimat. venale, men kun $\frac{1}{3}$ af Svovlet frigjøres: $3 \text{ FeS}_2 = \text{FeS}_4 + \text{S}_2$. Da Svovlkiesen i Reglen indeholder Spor af Svovlarsen, bliver Svovl, der vindes af dette Materiale, arsenholdigt, og man maa derfor altid vente at træffe denne farlige Urenhed deri.

I Ph. Dan. 1893, er Svovl officinel som:

1) *Sulfur sublimat. venal.* Dette bestaar af almindeligt rhombisk Svovl, der er uopløseligt i Svovlkulstof.

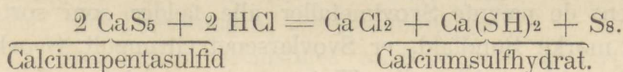
Efterat være bortbrændt, maa det højst efterlade 1 % Urenheder.

2) *Sulfur sublimat.*, der vindes af det foregaaende ved Digestion med 1 % -holdig Ammoniakvand. Ved denne Behandling vilde Svovlarsen nemlig opløses i Ammoniakvand, medens Svovlet slet ikke paavirkes. Efter to Dages Henstand med Ammoniakvandet frahældes dette, og Svovlet udvaskes fuldstændigt og tørres.

Det saaledes præparerede Svovl maa være arsenikfrit, hvad der netop prøves ved at digerere en Prøve af det med Ammoniakvand, der da, naar det frafiltreres, ikke maa give gult Bundfald af Svovlarsen ved Overmætning med Saltsyre, hvori Svovlarsen er uopløseligt.

3) *Sulfur præcipitatum*. Dette Præparat, der bestaar af fuldstændig rent, amorft, i Svovlkulstof opløseligt Svovl, fremstilles ved at koge Sulfur sublimatum venale med Kalkmælk, og ved derefter at fælde den erholdte Opløsning med Saltsyre.

Den brunrøde Opløsning, som herved faaes, indeholder Calciumpentasulfid (femfold Svovlcalcium) CaS_5 . Til denne Opløsning sættes nu et Underskud af Saltsyre, saaledes at der foruden Chlorcalcium dannes Calciumsulfhydrat. Dette daner nemlig med Svovlarsen en opløselig Forbindelse, og Svovlet, der udfældes, er saaledes arsenfrit. Processen vil være følgende:



Kalkforbindelserne ere begge let opløselige i Vædsken, kun Svovlet fældes. Det udvaskes fuldstændigt og tørres ved svag Varme.

Prøver. Efter Ph. Dan. skal Sulfur præcipitatum kunne forbrænde fuldstændigt uden at efterlade nogen Rest. Gjennemfugtet med Vand maa det ikke farve blaåt Lakmospapir rødt (Svovlsyre). Det maa kunne opløses fuldstændigt ved Kogning med Natronlud, og maa ikke indeholde Arsen, hverken som Svovlarsen eller som Arsensyring. For Svovlarsen prøves paa samme Maade som angivet for Sulfur sublimatum; skal der prøves for Arsensyring, maa der, efterat det ammoniakalske Udtræk er overmættet med Saltsyre, tilledes Svovlbrinte, hvorved Arsensyringen omdannes til Svovlarsen, der da udfældes.

Svovlbrinte, H_2S , forekommer i ringe Mængde i Naturen, hvor den dannes i vulkanske Egne og ved Forraadelse af svovlholdige, dyriske eller vegetabiliske Bestanddele — raadne Æg, raadden Tang. — Det er en farveløs, ildelugtende Luftart, som let opløses i Vand. —

Ved almindelig Temperatur opløser Vand 3—4 Rumfang, men afgiver dem igjen fuldstændigt ved Kogning. Svovlbrinten brænder, naar den antændes, med blaalig Flamme til Vand og Svovlsyring: $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$. Den vandige Opløsning, Svovlbrintevand, ilter sig i Luften under Udskillelse af frit Svovl: $\text{H}_2\text{S} + \text{O} = \text{H}_2\text{O} + \text{S}$.

Metaller paavirkes let af Svovlbrinte, idet de forene sig med det indeholdte Svovl til Svovlmetaller; derfor blive Kobber- og Sølvgenstande sorte i svovlbrinteholdig Luft.

Svovlbrinte omsætter sig let med Opløsninger af Metalsalte, saaledes at Svovlmetallet udfældes, f. Ex.: $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS} + \text{H}_2\text{SO}_4$. — $2 \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{Ag}_2\text{S} + 2 \text{HNO}_3$. Salte af Kvægsølv, Sølv, Bly, Vis-muth og Kobber forholde sig paa denne Maade, og hertil slutte sig Forbindelser af Arsen, Antimon og Tin. Medens de nævnte Svovlmetaller alle fældes som sorte eller mørke Bundfald, er Svovlarsenet citrongult, Svovlantimonet appelsinrødt, Tintvesvovl smudsiagt gult og Tinforsvovl brunt.

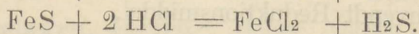
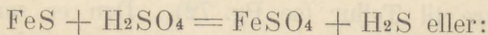
Alle de her nævnte Svovlforbindelser ere uopløselige i fortyndede Syrer. Da der ved Dannelsen af Svovlmetallet frigjøres Syre, hvad der ses af de anførte 2 Processer, er det klart, at Svovlmetaller, der, i Modsætning til de nævnte, let opløses i Syrer, ikke ville kunne fældes af Svovlbrinte. For at dette kan ske, maa man samtidig med Fældningen mætte den frigjorte Syre med Ammoniak, eller — hvad der bliver det samme — istedetfor Svovlbrinte og Ammoniak anvende den Forbindelse, disse to Stoffer danne med hinanden, og som kaldes Svovlammonium. Saa-danne Metaller, hvis Svovlmetaller ere let opløselige i fortyndede Syrer, og hvis Salte derfor ikke fældes af Svovlbrinte, men vel af Svovlammonium, ere Jern og Zink.

Paa Grund af disse Forhold er Svovlbrinten et vigtigt Reagens. Vil man undersøge et Jern- eller Zinksalt for

et Indhold af de først nævnte Metaller, fældes en Opløsning af Saltet, der er tilsat lidt fri Syre, med Svovlbrinte. Hvis Saltet har været rent, vil der intet Bundfald fremkomme. — Vil man omvendt undersøge et Salt af de først nævnte Metaller for et Indhold af Jern eller Zink, fælder man det fuldstændigt med Svovlbrinte, og Filtratet overmættes derefter med Ammoniak (og tilledes, om nødvendigt, mere Svovlbrinte); der vil da udfældes Svovljern (sort) eller Svovlzink (hvidt), hvis et Salt af disse Metaller har været blandet i det undersøgte Salt.

Endelig findes der en Del Metaller, hvis Salte heller ikke i neutral eller alkalisk Opløsning fældes af Svovlbrinte. De vigtigste af disse ere Kalium, Natrium, Magnium, Calcium og Baryum, og i Opløsninger af deres Salte vil man kunne eftervise Indblandinger fra de to foran nævnte Metalgrupper ved Tilledning af Svovlbrinte eller ved Tilsætning af Svovlammonium.

Svovlbrinten fremstilles af Svovljern og fortyndet Saltsyre eller Svovlsyre:



Processen foregaar ved almindelig Temperatur, uden at Opvarmning er fornøden. Da Svovlbrinten mest anvendes som Reagens og i smaa Mængder, benytter man til Fremstillingen bekvemmest et constant Luftudviklingsapparat, hvoraf en simpel og hensigtsmæssig Form er angivet i E. Petersens Teknik.

Svovlets Syrer og Ilter.

Af Svovlets Syrer skulle vi her omtale følgende:

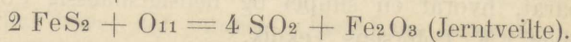
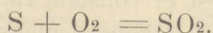
Svovlsyrling, H_2SO_3 , svarende til Anhydridet SO_2 , der i Almindelighed kaldes Svovlsyrling.

Svovlsyre, H_2SO_4 , hvortil svarer Anhydridet SO_3 .

Svovlundersyrning (Thiosvovlsyre), $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, der kun eksisterer i Salte, og hvoraf intet Anhydrid kjendes, og endelig *Tetrathionsyren*, $\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_6$.

Svovlsyrtinganhydrid, SO_2 , forekommer i vulkanske Egne. Den er Svovlets Forbrændingsprodukt og danner en farveløs Luftart af den kvælende Lugt, der mærkes, naar Svovl brænder. Den fortættes let til Vædske. Da Molekulvægten er 64, er den 32 Gange tungere end Brint, og har saaledes Vægtfylde 2,2. Vand opløser ved almindelig Temperatur over 40 Rumfang. Den vandige Opløsning kan antages at indeholde Forbindelsen H_2SO_3 , der forholder sig som en Syre ($\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$). Ved Henstand gaar denne Forbindelse let over til Svovlsyre, idet den optager Ilt fra Luften: $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$. Det samme finder Sted, naar den bringes i Berøring med Forbindelser, som let afgive Ilt; f. Ex. afilter den Arsensyre til Arsensyrning (se Pg. 27), Salpetersyre til Kvælstoftveite (se Pg. 41) og Tellursyre til Tellur (se Pg. 72). Den er saaledes et almindeligt anvendt Reduktionsmiddel.

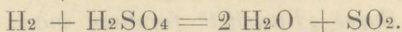
Svovlsyrtingen fremstilles i det Store ved Forbrænding af Svovl eller Svovlmetaller, navnlig Svovlkies, og den bruges da udelukkende til Fabrikation af Svovlsyre. De Processer, der herved foregaa, ere følgende:



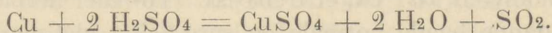
Ophedningen foregaa her i egne Ovne under kraftig Lufttilførsel; en saadan Proces kaldes en *Ristning*.

I det chemiske Laboratorium fremstilles Svovlsyrtingen af Svovlsyre, der altsaa maa afilteres, hvad der almindeligst sker med Kobber. Kobberet kommes i en Kolbe med Sikkerhedstragt og Afledningsrør, og paa hældes concentreret Svovlsyre. Kolben ophedes i Sandbad, og Kobberet bytter da Plads med Svovlsyrens

Brint, saa at der dannes Kobbersulfat; men Brinten frigjøres ikke, saaledes som naar fortyndet Svovlsyre indvirker paa Zink. Den virker in statu nascendi paa et andet Svovlsyremolekule og danner Vand og Svovlsyring, nemlig:



Ved Addition af de 2 Ligninger faas da den samlede Proces:



Til Fremstilling af Svovlsyringvand anvendes iøvrigt det Woulfske Apparat (se E. Petersens Teknik). Altsaa, Kolben forbindes med en Udvaskningsflaske og en Absorptionsflaske, der holdes afkølet o. s. v.

Teknisk finder Svovlsyring Anvendelse til Blegning af Straa, Uld og Silke og i Form af surt svovlsyrligt Kalk til Affarvning af Træmasse til Papir (det saakaldte Sulfit). — Aller størst Anvendelse finder den dog til Fremstilling af:

Svovlsyre, H_2SO_4 . Denne vigtige Syre er en tung, olieagtig Vædske (Vitriololie), af Vægtfylde 1,84, og som koger ved 338° . Den forbinder sig med Vand under stor Varmeudvikling, hvorfor man maa anvende Forsigtighed, naar man fortynder den. Svovlsyren hældes i en tynd Straale og under Omrøring i Vandet — ikke omvendt; thi herved vilde der kunne opstaa en explosionsagtig Kogning af Vandet, der da tillige med den ætsende Syre vilde slynges ud af Karret. Paa Grund af denne udprægede vandsugende Evne forkuller den concentrerede Svovlsyre Træ og mange andre organiske Legemer, idet den fradrager dem Vandets Bestanddele, saa Kul eller mere kulrige Forbindelser udskilles. Den er derfor stærk ætsende og maa omgaas med Forsigtighed.

Svovlsyren er en stærk Syre; den formaar at uddrive

de fleste andre Syrer af deres Forbindelser. Den benyttes derfor til Fremstilling af mange andre, selv saa stærke Syrer som Saltsyre og Salpetersyre, hvis Salte ved Opvarmning afgiver Metallet til den stærkere Svovlsyre, og da selv frigjøres, idet Svovlsyrens Brint træder istedetfor Metallet. Den er en tobasisk Syre.

Ved en Syres „Basisitet“ forstaar man: det Antal Brintatomer i den, der kan ombyttes med Metal. Salt-syren, HCl , er énbasisk, Svovlsyren, H_2SO_4 , er tobasisk, Phosphorsyren, H_3PO_4 , er trebasisk. To- eller flerbasiske Syrer danne baade normale og sure Salte, idet man ved et surt Salt forstaar en Forbindelse, der kan opfattes som Syren, hvori kun en Del af de erstattelige (de basiske) Brintatomer ere ombyttede med Metal. De nævnte Syrers normale Natriumsalte ere sammensatte: NaCl , Na_2SO_4 og Na_3PO_4 , men desforuden danner Svovlsyren endnu med Natrium Forbindelsen, surt svovlsurt Natron, NaHSO_4 , Phosphorsyren de to sure Salte, Na_2HPO_4 og NaH_2PO_4 . Derimod er det indlysende, at énbasiske Syrer, der kun indeholde et Brintatom, ikke kunne danne sure Salte. Det skal endnu angaaende Syrernes Basisitet bemærkes, at medens i de 3 nævnte Exempler al den i Syren indeholdte Brint kan erstattes af Metal, gives der mange Syrer, der indeholde flere Brintatomer end de basiske. Dette er navnlig Tilfældet for de aller fleste organiske Syrers Vedkommende, f. Ex. er den tobasiske Vinsyre sammensat $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6$. — Hvis et normalt Salt forener sig med en Base af Saltets Metal, kaldes Produktet *et basisk Salt*, f. Ex. danner kulsurt Kobberilte, CuCO_3 , med Basen Kobberiltehydrat, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, basisk kulsurt Kobberilte (basisk Kobbercarbonat), der kan skrives: $\text{Cu}(\text{OH})_2, \text{CuCO}_3$.

Ved et surt Salt forstaar man da: en Forbindelse, der dels er et Salt, dels en Syre; ved et basisk Salt forstaar man en Forbindelse, der dels er et Salt, dels en Base.

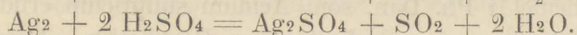
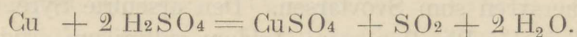
Som vi allerede have set i det foregaaende, opløser

Svovlsyren mange Metaller under Udvikling af Brint, f. Ex. Jern og Zink, og hertil anvendes Syren i fortyndet Tilstand, for at det dannede Salt, der ellers vilde lægge sig som en Skorpe udenom uomdannet Metal, kan opløses af Vandet.

Medens Processerne her foregaa saaledes:



er der flere Metaller, f. Ex. Kobber, Kvægsølv, Sølv, der ikke paavirkes af fortyndet Svovlsyre, men kun af concentreret, og der sker da ingen Brintudvikling, men Svovlsyrlingdannelse, idet Brinten, som angivet under Svovlsyrling, virker reducerende paa et andet Svovlsyremolekule, f. Ex.:



Svovlsyren fremstilles i egne Fabrikker, hvor Svovlsyrling tilligemed Vanddampe og Luft ledes ind i store Rum, forfærdigede af Bly (Blykamre), hvori der er anbragt Skaale med Salpetersyre. Salpetersyren vil da afgive Ilt til Svovlsyrningen, som hermed og med Vanddampene danner Svovlsyre: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$.

Salpetersyren reduceres til en mindre iltholdig Forbindelse, Kvælstoftveilte, NO; denne iltes igjen af Luften, under samtidig Indflydelse af Vanddampene, til Salpetersyre, som saa atter virker iltende paa Svovlsyrningen osv. Theoretisk set vilde da den Salpetersyre, der engang er indbragt i Blykamrene, strække til for et ubegrændset Tidsrum; men Praxis viser, at der gaar en stor Del luftformige Kvælstofilter bort med den igjennem Blykamrene passerende Luft, et Tab, man søger at indskrænke ved særlige Indretninger, saaledes at Salpetersyren i hvert Fald omdanner en meget betydelig Mængde Svovlsyrning

til Svovlsyre, og herpaa beroer Methodens Rentabilitet. Den i Blykamrene dannede Svovlsyre, Kammersyren, indeholder c. 40 % Vand; den concentreres i Blypander, indtil c. Halvdelen af Vandet er gaaet bort, men har da naaet en saadan Concentration, at den angriber Blyet og opløser en ikke ubetydelig Mængde Blyulfat. Concentrationen fortsættes derefter i Platin- eller Glas-Retorter, indtil Vandindholdet er bragt ned til c. 8 %. Den herved vundne *raa Svovlsyre* har Vægtfylden 1,83 og indeholder 92 % H_2SO_4 , svarende til 75 % Anhydrid, SO_3 . Den kan indeholde Arsen fra Svovlkiesen, Bly fra Blypanderne, og endelig Salpetersyre.

Den rene Svovlsyre, *Acidum sulfuricum*, har Vægtfylden 1,84, og indeholder 98 % H_2SO_4 eller 80 % Anhydrid. Den faas af den *raa*, idet Arsenet udfældes af Kammersyren som Svovlarsen. Den arsenfrie Syre, der er officinel i Ph. Dan. som *Acidum sulfuricum crudum*, concentreres og underkastes en Destillation, hvorved Salpetersyren først overgaar og fjernes, medens der derefter overdestillerer den rene Syre. Blyulfatet bliver tilbage i Retorten. — *Acidum sulfuricum dilutum* er en Blanding af 1 Del ren Svovlsyre med 7 Dele Vand. Ved Blandingen maa man lidt efter lidt sætte Syren til Vandet (se Pg. 39).

Svovlsyre kjendes, foruden ved de allerede nævnte Egenskaber, derved, at den, fortyndet med Vand, giver et hvidt Bundfald med en Opløsning af Chlorbaryum, hvilket Bundfald er uopløseligt i Saltsyre og Salpetersyre.

Pharmacopoeens rene Svovlsyre prøves for ¹⁾ Arsenik ved at sættes til Tin og Saltsyre, som reducere Arsensyring (As_2O_3) til brunt, amorf Arsen, der er uopløseligt i Syrer og derfor udfældes. ²⁾ For Salpetersyre ved Tilsætning af en Opløsning af Ferrosulfat, der afiler Salpetersyren og med det herved dannede Afiltningssprodukt, Kvælstofveilde, danner en brunsort Forbindelse, der, naar Opløsningen af Jernforiltessaltet forsigtigt hældes ovenpaa Svovlsyren, viser sig som en mørk Ring imellem Vædskelegene. ³⁾ Bly paavises ved til den fortyndede Syre at lede Svovlbrinte, der med

Blyulfat giver Svovlbly, et sort Bundfald. ⁴⁾ Lerjord og Jern paa-vises, efter Overmætning med Ammoniak, ved Svovlammonium.

⁵⁾ Svovlsure Salte ville udfældes ved Tilsætning af Vinaand, hvori de ere uopløselige.

Rygende Svovlsyre (*Acidum sulfuricum fumans*, Pyrosvovlsyre), $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ eller $\text{H}_2\text{SO}_4, \text{SO}_3$, dannes, naar man leder Svovlsyreanhydrid i almindelig Svovlsyre, der ogsaa kaldes *engelsk Svovlsyre*, medens den rygende kaldes *Nordhauser-Svovlsyre*. Man rister (opheder under Lufttilførsel) svovlsurt Jernforilte, hvorved dette dels afgiver Krystalvand, dels optager Ilt af Luften. Det iltede Salt ophedes derefter i Retorter, og spaltes herved under Dannelse af Svovlsyreanhydrid og Jern-tveilt: $2 \text{FeSO}_4 + \text{O} = 2 \text{SO}_3 + \text{Fe}_2\text{O}_3$.

Svovlsyreanhydridet destilleres ned i Forlag med concentreret Svovlsyre: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$. Jern-tveiltet bliver tilbage i Retorterne og danner det saakaldte *Caput mortuum*, der anvendes som Malerfarve og paa anden Maade.

Denne Syre afgiver allerede ved almindelig Temperatur Dampe af *Svovlsyreanhydrid*, et fast, hvidt og krystallinsk Legeme, der koger ved 46° og som ved at forene sig med Luftens Fugtighed frembringer Dampe af Svovlsyre.

Svovlundersyring (Thiosvovlsyre), $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ existerer, som tidligere (Pag. 38) omtalt, ikke i fri Tilstand. Dens Natriumsalt $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3, 5 \text{H}_2\text{O}$ dannes ved Kogning af svovlsyrligt Natron med Svovl: $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Denne Forbindelse finder teknisk Anvendelse i Fotografien til „Fixering“ af Billederne og i Blegierne til at borttage Overskud af Chlor. I den chemiske Analyse benyttes den til Bestemmelse af frit Jod, hvormed den omsætter sig efter følgende Formel: $2 \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 2 \text{J} = 2 \text{NaJ} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$. Saltene kaldes Thiosulfater.

Bestemmelsen udføres ved Maalanalyse (Titrering) og Fremgangsmaaden herved er den, at man tilbereder sig en saakaldt „normal

Opløsning af Natriumthiosulfat, der kommes i et inddelt Maalerør (Burette), hvoraf Opløsningen kan udtappes i en fin Straale eller draabevis. Opløsningen indeholder $\frac{1}{10}$ Molekule, udtrykt i Gramvægt, pr. Liter, og ifølge ovenstaaende Ligning vil da 1 Ccm. ($= \frac{1}{1000}$ Liter) svare til $\frac{1}{10000}$ af et Atom Jod udtrykt i Gramvægt, altsaa til 0,0127 Gram. Den Mængde af Jodopløsningen, hvis Jodindhold skal bestemmes, kommes i et lille Bægerglas — eller i et andet passende Kar — og man lader Natriumthiosulfat-Opløsningen flyde til under Omrøring, indtil Farven, som det frie Jod giver Opløsningen, netop er forsvunden. Man aflæser da paa Burettens Inddeling, hvormange Ccm. af Natriumthiosulfat-Opløsningen, man har forbrugt, og multiplicerer dette Tal med 0,0127, som er det Antal Gram Jod, hver Ccm. af Opløsningen kan omdanne efter nævnte Formel.

Vi skulle i det følgende gaa nærmere ind paa Maalanalysen og dens Anvendelse.

Tetrathionsyren $\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_6$ skal kun nævnes her, fordi det er Tetrathionsurt Natron, $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$, der dannes, naar Natriumthiosulfat reagerer paa frit Jod.

Halogenernes Gruppe.

Denne omfatter følgende Grundstoffer: Fluor, Chlor, Brom og Jod, der alle ere engyldige (monovalente). Hvis vi give disse Grundstoffer den fælles Betegnelse R, vil Formlen for deres Brintforbindelser derfor være HR, deres Forbindelser med monovalente Metaller, f. Ex. Na, være NaR, medens Forbindelserne med et divalent Metal som Ca vil være CaR_2 , Forbindelserne med et trivalent som Al: AlR_3 . De forene sig direkte med Brint og danne Syrer, HR, der kaldes Haloidsyrer, og direkte med Metaller og danne Salte — heraf Navnet Halogener, der betyder Saltdannere. Jod har den svageste Tiltrækning til Brint og Metaller, derefter følger Brom, saa Chlor og endelig det for os mindre vigtige

Fluor. Heraf følger, at Chlor kan uddrive baade Brom og Jod af Brint- og Metalforbindelser, medens Brom kan uddrive Jod.

Chlor. Cl. = 35,5.

Chlor eksisterer ikke i fri Tilstand i Naturen, men forekommer i stor Mængde i Forbindelse med Metaller og da navnlig i rigelig Mængde som Chlornatrium, hvoraf Havvandet indeholder omtrent 2,7 %.

Det er en gulgrøn Luftart, der har en kvælende Lugt og som angriber Slimhinderne og derfor er farlig at indaande.

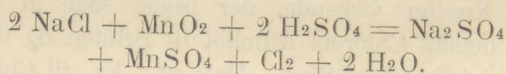
Ved almindelig Temperatur opløser Vand c. 4 Rumfang Chlorluft og danner en Opløsning af Chlorets Farve og Lugt. Chlorvand maa opbevares i Mørke eller i gule Flasker; thi i Sollyset omsætter Chloret sig med Vand: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2 \text{HCl} + \text{O}$. Denne Spaltning af Vandet foregaar endnu langt lettere, naar man til Chlorvand sætter et Stof, som har Affinitet til Ilt; thi der vil da være 2 Kræfter virkende, der begge søge at adskille Vandet, nemlig Chlorets Affinitet til Brinten og det iltelige Stofs Affinitet til Iltten. Hvis vi f. Ex. til Chlorvand sætte Svovlsyring, der har Tilbøjelighed til at iltes til Svovlsyre, ville vi have: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_3 = 2 \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$.

Chlorvandet bliver saaledes et kraftigt Iltningsmiddel og virker derfor ogsaa stærkt blegende, da det ved Iltningen affarver de organiske farvende Stoffer, f. Ex. Lakmosfarven.

Chloret fremstilles ved at sætte Saltsyre til Brunsten (MnO_2), hvorved 4 Molekuler af Syren omsætter sig med hvert Molekule Brunsten, saaledes at Brinten og Iltten danne Vand; men da kun de 2 Chloratomer forene sig med Manganatomet til Manganforchlor, MnCl_2 , frigjøres de andre 2 Atomere: $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2$.

Til Fremstillingen af Chlorvand anvendes det Woulfske Apparat. Ofte ændrer man dog Fremgangsmaaden derhen, at man istedetfor Absorptionsflasken har en almindelig Medicinflaske af passende Størrelse, halvt fyldt med Vand. Den stilles under Tilledningsrøret, der naaer lidt ned i Vandet, og Chlortilledningen fortsættes, indtil Luftrummet i Flasken er stærkt gulgrønt. Flasken borttages da, og en anden ligeledes halvfylt Flaske stilles istedet, medens den første omrystes kraftigt, for at Vandet kan optage Chlorluften. Naar den anden Flaske er fyldt med Chlor, ombyttes den med den første, og denne Ombytning og Omrystning fortsættes, indtil Vandet er fuldstændigt mættet.

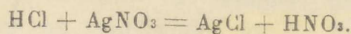
En mere jævn Chlorudvikling faar man ved at sætte Svovlsyre, fortyndet med lidt Vand, til en Blanding af Brunsten og Kogsalt (Chlornatrium). Herved vil Svovlsyren, der er en stærkere Syre end Chlorbrinten, danne Salt baade med Mangan og Natrium, og al Chloret vil da frigjøres:



„Pulvis ad vapores chlori“ er en Blanding af Brunsten og Kogsalt i dette Forhold, der udleveres samtidigt med Svovlsyre til Paahældning.

Sættes Chlorvand til et Brom- eller Jodmetal, vil Brom eller Jod frigjøres, idet der dannes Chlormetal, f. Ex.: $\text{Cl} + \text{KJ} = \text{KCl} + \text{J}$.

Vil man bestemme Chlorvandets Chlorindhold, kan man titrere det ved denne Proces frigjorte Jod med Natriumthiosulfat, idet man, naar Beregningen udføres, istedetfor hver 127 = 1 Atom Jod, indsætter 35,5 = 1 Atom Chlor. — Chlor kjendes ved, at dets Brint- og Metallforbindelser med salpetersurt Sølvite give et hvidt Bundfald af Chlorsølv, der er uopløseligt i Salpetersyre, men opløseligt i Ammoniak, f. Ex.:

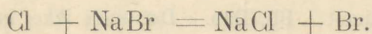


Brom. Br = 80

forekommer i Havvandet som Bromnatrium og Brommagnium, og rigeligere i visse Saltsøer, som f. Ex. det døde Hav.

Brom er en mørkebrun, tung Vædske af Vf. omtr. 3, der allerede ved almindelig Temperatur udstøder rødbrune, kvælende og giftige Dampe, og som koger ved 63°. Brom er opløseligt i 30 Dele Vand og giver en brun Opløsning, Bromvand, der ligesom Chlorvand virker iltende. Det er endvidere opløseligt i Vinaand, Æther, Chloroform og Svovlkulstof med brun Farve. Det viser i sine chemiske Egenskaber stor Lighed med Chloret, og forener sig ligesom dette direkte med Brint og mange Metaller.

Det fremstilles ved at lede Chlor til Moderluden fra det af Havvandet udkrystalliserede Kogsalt, idet denne Opløsning indeholder Natrium- og Magniumbromid i rigelig Mængde:



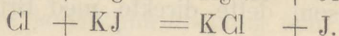
Af Brommetallerne, der fremstilles med Brom som Udgangspunkt, ere Alkalibromiderne vigtige Lægemidler. Brommetallerne give med salpetersurt Sølvilte lysegult Bromsølv, uopløseligt i Salpetersyre, tungt opløseligt i Ammoniak.

Jod. J = 127.

Jod forekommer i Havvandet i langt ringere Mængde end Bromet, og ligesom dette kun i Metalforbindelser. Det er et metalglandsende Legeme, der krystalliserer i rhombiske Tavler eller Blade, som farve Huden brun og ved Ophedning forflygtige fuldstændigt, idet de gaa over til blaa violette Dampe. Det meddeler Vand en brunlig Farve, men opløses kun i yderst ringe Mængde.

Derimod opløses det med brun Farve i 10 Dele Vinaand (Pharmacopoeens Sol. Jodi spirituosa er en vinaandig Opløsning 1—19), i Æther og i en concentreret Opløsning af Jodkalium; med violet Farve opløses det i Chloroform og Svovlkulstof.

Jodet findes i for ringe Mængde i Havvandet til at kunne fremstilles deraf, men da det i forholdsvis rigelig Grad optages af Havplanter, vinder man det ved at forkulle den tørrede Tang og udlude Kullene med Vand, samt, efterat mindre let opløselige Salte ere udkrystalliserede, af den erholdte Opløsning, ved til denne at lede Chlor.



De udviklede Joddampe fortættes i egne Forlag og Produktet omsublimeres. — Jodmetallerne give et gult Bundfald med salpetersurt Sølvilte, uopløseligt i Salpetersyre og Ammoniak.

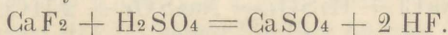
Jod er officinelt i Ph. Dan. Det maa ikke indeholde Cyan eller Chlor. — Til Paavisning af Cyanjod, som er opløseligt i Vand, udrystes Jodet hermed, og Opløsningen affarves ved Tildrypning af en Natriumthiosulfat-Opløsning, hvorefter der tilsættes en Draabe Jerntvechlor-, en Draabe Ferrosulfat-Opløsning og lidt Natron. Herved dannes, saafremt Cyan har været tilstede, Berlinerblaat, som bliver uopløst, naar det samtidigt fældede Jerntveiltehydrat og Jernforiltehydrat opløses i Saltsyre. — For at paa-vise et Indhold af Chlorjod, fældes den vandige Opløsning med Sølvnitrat, efterat være tilsat Ammoniak, som opløser Chlorsølv, men ikke Jodsølv. Filtratet fra det fremkomne Jodsølvbundfald maa da ikke give Bundfald ved Overmætning med Salpetersyre (Chlorsølv).

Halogenernes Brintforbindelser.

Disse, nemlig: Fluorbrinte HF, Chlorbrinte HCl, Brombrinte HBr og Jodbrinte HJ, ere alle Luftarter (Fluorbrinte koger dog først ved 19 °), der let opløses i Vand og danne stærke Syrer. Da Affiniteten mellem

Halogenerne og Brint er mindst for Jodbrinte, men tiltager nedefter, er Jodbrinte en Forbindelse, der let decomponeres, f. Ex. af Luftens Ilt. Det samme er — om end i betydeligt ringere Grad — Tilfældet med Brombrinten, hvorfor disse 2 Forbindelser fremstilles paa en særlig Maade.

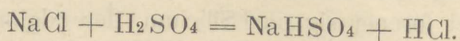
Fluorbrinten, Flussyre HF, er en Vædske, der koger ved 19° og som let opløses i Vand. Den ætser Glas, idet Fluoret forener sig med Silicium, der udgjør en Bestanddel i Glasset, til en luftformig Forbindelse, og herpaa beroer den Anvendelse, man gjør af Flussyren, til at skrive i Glas, til at ornamentere det eller til at gjøre det mat. Den er en meget ætsende og farlig Forbindelse. Flussyren fremstilles af det i Naturen forekommende Fluspath, CaF_2 eller af Kryolith (Natrium-Aluminiumfluorid) Na_3AlFl_6 ved Destillation med Svovlsyre i et Apparat af Platin, hvilket Metal staar sig imod Flussyre og Svovlsyre.



Chlorbrinte (Saltsyre), HCl, er en farveløs Luftart af en stikkende Lugt, som let og under betydelig Varmeudvikling opløses i Vand. 1 Maal Vand indsuger ved almindelig Temperatur c. 450 Maal Chlorbrinte-Luft, hvorved dannes en stærkt sur Opløsning, som koger ved 110° , men som ved lavere Temperatur afgiver betydelige Mængder af Luftarten. Ja, selv ved almindelig Temperatur sker dette, saa at Syren ryger i Luften (rygende Saltsyre). Saltsyren opløser mange Metaller, f. Ex. Jern og Zink under Brintudvikling: $\text{Fe} + 2 \text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$. Den opløser Metalilter under Dannelse af Vand og det til Iltet svarende Metalchlorid: $\text{ZnO} + 2 \text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$. — $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6 \text{HCl} = 2 \text{FeCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$. Med Overilter og andre Iltter, der indeholde mere Ilt end Baseanhydriderne, udvikler den Chlor, f. Ex.

$\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} = \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$. Med Svovlmetaller udvikler den Svovlbrinte, f. Ex. $\text{FeS} + 2 \text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$. — Det ses let, at alle disse Processer bero paa en Ombytning imellem Metallet og Chlorbrintens Brint. Saltsyren viser saaledes alle en Syres Egen-skaber.

Den fremstilles af Chlornatrium og Svovlsyre i et Woulfsk Apparat, idet Luftarten opsamles i Vand i en afkjølet Absorptionsflaske. Processen er herved følgende:



Der dannes altsaa her surt svovlsurt Natron som Biprodukt. Ved Fremstillingen af den raa Saltsyre (Acidum hydrochloratum crudum) vinder man derimod 2 Molekuler Chlorbrinte for hvert Svovlsyremolekule, idet der da dannes normalt Natriumsulfat, som bruges til Fabrikation af Soda; men hertil fordres en højere Temperatur, hvorfor Processen finder Sted i egne Jern-ovne:



Den i Pharmacopoen officinelle rene Saltsyre skal have Vægtfylden 1,124 og indeholde 25 % Chlorbrinte. Den maa være fuldstændig flygtig ved Ophedning og med Sølvnitrat give et hvidt, osteagtigt Bundfald, opløseligt i Ammoniakvand (Pg. 46). Den maa ikke indeholde Arsenik, hvilket prøves ved Tilsætning af raspet Tin og koncentreret Svovlsyre (Bettendorffs Prøve). Naar Syren overmættes med Ammoniak, maa den ikke farves af Svovlammonium (Metaller, navnlig Jern), og ikke med oxalsur Ammoniak give hvidt Bundfald af oxalsur Kalk. Naar 20 Gram afdampes til c. 1 Gram er tilbage, og Resten atter fortyndes til c. 20 Gram, maa Opløsningen ikke give Bundfald med Chlorbaryum (Svovlsyre).

Chlorbrinteindholdet kontrolleres iøvrigt ved Syrens Mætnings-evne ligeoverfor *normal Natron*, hvorved man forstaar en Natronopløsning, som pr. Liter indeholder et Gram-Molekule $\text{NaOH} = 40$ Gram. Denne Opløsning mætter lige Volumen normal Saltsyre, hvorved forstaas en Saltsyre, som pr. Liter indeholder 1 Gram-Molekule Chlorbrinte = 36,5 Gram.

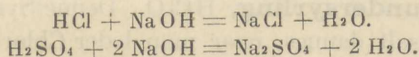
Pharmacopoen fordrer, at 5 Gram Acidum hydrochloratum mindst skal bruge 34 Ccm. normal Natronopløsning for at neutrali-

seres. Hvis dette Volumen af Natronopløsningen netop medgik til Neutralisationen, vilde de 5 Gram Saltsyre indeholde $\frac{1}{1000}$ Chlorbrintemolekule $= 0,0365 \text{ gr.} \times 34 = 1,241 \text{ gr.}$ Altså:

$$\frac{5}{1,241} = \frac{100}{\times}; \times (\text{Chlorbrinteindhold i 100 Dele Saltsyre}) = 24,82.$$

Prøven udføres saaledes, at man afvejer de 5 Gram Saltsyre, fortynder med Vand og tilsætter nogle Draaber af en Lakmosopløsning. Derefter lader man fra Buretten flyde til af den normale Natron-Opløsning, indtil Vædskenes røde Farve netop gaar over til blaa.

Vi have ovenfor set, at en normal Saltsyre er en saadan, der mættes af lige Maal normal Natron, og i det hele taget forstaa vi ved normal Syre denne i en saadan Fortyndingsgrad, at den mættes af lige Maal normal Natron. Heraf følger imidlertid, at en Liter normal Svovlsyre ikke indeholder 1 Molekule (som Saltsyren), men kun et halvt; thi Svovlsyrens Molekule mætter dobbelt saameget Natron som Chlorbrintens:

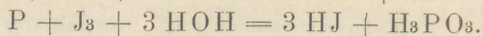
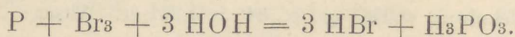


Ved en $\frac{1}{10}$ normal Opløsning forstaaes en saadan, der pr. Liter indeholder $\frac{1}{10}$ af, hvad den normale indeholder, f. Ex. $\frac{1}{10}$ normal Natron indeholder i 1000 Ccm. 4 gram NaOH, $\frac{1}{10}$ normal Saltsyre 3,65 gram HCl, $\frac{1}{10}$ normal Svovlsyre 4,9 gram H_2SO_4 .

Dette System er gennemført i Pharm. Dan. ogsaa for Saltenes Vedkommende. Saaledes kaldes i Pharmacopoen en Opløsning, som pr. Liter indeholder et Molekule (i gram) Natriumthiosulfat, ikke — saaledes som det ellers ofte sker — en normal Opløsning, men en dobbelt normal Opløsning, fordi vi her have med Saltet af en tobasisk Syre $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ at gjøre, og en Opløsning, der indeholder $\frac{1}{10}$ af Molekulet pr. Liter, kaldes en $\frac{2}{10}$ normal Opløsning.

Brombrinte og Jodbrinte, HBr og HJ. Som nævnt, ere begge disse Forbindelser farveløse Luftarter, der let opløses i Vand og danne stærke Syrer. Jodbrinten iltes meget let i Luften og bliver da brun, idet der frigjøres Jod. Begge forholde sig i chemisk Henseende meget lig Saltsyren, men have for os langt ringere Betydning. Deres Forhold ligeoverfor Sølvnitrat er der forud gjort Rede for (se Pg. 47 og 48). De kunne fremstilles ved Behandling af Halogenet med rødt Phosphor og Vand,

og Afdestillation af Syren fra det samtidigt dannede Phosphorsyrning (H_3PO_3).



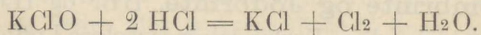
Halogenernes Iltsyre.

Chloret danner flere iltholdige Syrer, af hvilke Chlorundersyrningen, HClO og Chlorsyren, HClO_3 ere de vigtigste. I disse Syrer er Iltten meget løst bunden, saa den let frigjøres under Explosion. Selve Syrerne have mindre Interesse for os, medens derimod flere af deres Salte ere meget vigtige.

Chlorundersyrning, HClO . Denne Syres Kalium- og Natriumsalt dannes, naar man leder Chlor i en kold, fortyndet Kali- eller Natronlud, f. Ex. $\text{Cl}_2 + 2 \text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$. Kalksaltet dannes, naar Chlor ledes over tørt lædsket Kalk og udgjør den virksomme Bestanddel i det paa denne Maade vundne Chlorkalk.

De chlorundersyrlige Salte (Hypochloriter) virke kraftigt iltende og anvendes derfor alle som Blegemidler; ved Iltningen bliver Chlormetal tilbage, f. Ex. $\text{KClO} = \text{KCl} + \text{O}$.

Ved Tilsætning af Saltsyre udvikle de Chlor og frigjøre 2 Atomer Chlor for hvert Atom Ilt, Molekulet indeholder:

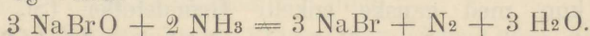


Chlorsyre, HClO_3 . Kalisaltet dannes ved at lede Chlor til en varm concentreret Opløsning af Kalihydrat eller kulsurt Kali. $6 \text{KOH} + \text{Cl}_6 = \text{KClO}_3 + 5 \text{KCl} + 3 \text{H}_2\text{O}$.

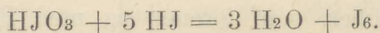
Ved Ophedning spaltes Saltet i Chlorkalium og Ilt, og det bruges derfor til Iltfremstilling: $\text{KClO}_3 = \text{KCl} + \text{O}_3$.

Ved Tilsætning af Saltsyre udvikles Chlor: $\text{KClO}_3 + 6 \text{HCl} = \text{KCl} + \text{Cl}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$. De chlorsure Salte give ikke Bundfald med Sølvnitrat, da chlorsurt Sølvilte er opløseligt i Vand.

Bromundersyring, HBrO . Kalium- og Natrium-saltene dannes paa samme Maade som Chlorundersyringens. Natriumsaltet, NaBrO , anvendes som et kraftigt Iltningsmiddel, f. Ex. ilter det Ammoniak, NH_3 , til Kvælstof og Vand:



Jodsyre, HJO_3 , er en temmelig bestandig Forbindelse, der danner farveløse Krystaller. Den ilter Jodbrinte under Dannelse af Jod efter følgende Proces:



Kvælstofgruppen.

Hertil hører Kvælstof (Nitrogenium): N, Phosphor: P, Arsen: As, Antimon (Stibium): Sb og Vismuth (Bismuthum): Bi. De ere alle 3 eller 5 gyldige og danne alle Ilter af Formlen R_2O_3 og R_2O_5 ; endvidere danne de alle Chloridet RCl_3 og Svovlforbindelsen R_2S_3 , medens RCl_5 og R_2S_5 savnes i nogle Tilfælde. De have alle, undtagen Vismuth, Brintforbindelser af Formlen RH_3 . Kvælstoffet forholder sig temmelig forskjelligt fra de andre og danner flere Forbindelser end disse.

Kvælstof (Nitrogenium): N = 14.

Kvælstoffet forekommer i fri Tilstand i Luften, der paa 100 Maal indeholder 79,1 Maal deraf. Det udgjør en Bestanddel af de salpetersure Salte, hvoraf flere forekomme naturligt, og findes endvidere i Ammoniak og i

flere organiske Legemer, f. Ex. i Æggehvide-stoffer. Lim, Alkaloider o. fl.

Kvælstof er en farveløs Luftart uden Lugt og Smag og lidt lettere end Luften. Det opløses kun meget lidt i Vand og fortættes meget vanskeligt. Kvælstof formaar ikke at underholde Forbrændingen eller Aandedrættet. — Heraf Navnet. Det adskiller sig fra de fleste Grundstoffer ved den overordentlig ringe Tiltrækning, det har til andre Stoffer. Det forener sig kun med ganske enkelte Grundstoffer (Si. Bo. Mg. Cr. og under visse Forhold med O), hvorfor de fleste af dets Forbindelser dannes ad Omveje. — Kvælstoffet kan fremstilles af den atmosfæriske Luft ved at berøve den Ilten, f. Ex. ved at lede Luft gennem et Rør med glødende Kobber, som forener sig med Ilten, medens Kvælstoffet gaar videre og opsamles i en med Røret forbunden, lufttom Ballon: $\text{Cu} + \text{O} + \text{N} = \text{CuO} + \text{N}$. — Det forstaas let, at Skorstensrøgen, der indeholder Forbrændingsprodukterne, Vand og Kulsyre, tillige maa indeholde al Kvælstoffet fra den ved Forbrændingen forbrugte Luft. — Kvælstof kan ogsaa dannes af dets Brintforbindelse, Ammoniak, ved Tilledning af Chlor, som forener sig med Brinten, saa Kvælstoffet frigjøres:



Luften.

Denne, der omgiver Jorden i et Lag af omtrent 10 Miles Mægtighed, er en Blanding, hvis Hovedbestanddele, som allerede nævnt, ere Kvælstof og Ilt; men desuden indeholder Luften i langt ringere Mængde: Kulsyre, Vand-dampe og Ammoniak, hvilke Forbindelser alle, trods den forholdsvis ringe Mængde, hvori de findes, ere nødvendige Betingelser for det organiske Liv paa Jorden. 100 Maal tør atmosfærisk Luft indeholder: 20,9 Maal Ilt, 79,1 Maal Kvælstof og 0,03 Maal Kulsyre, samt endvidere c. 1 Del Ammoniak for 1 Million Dele Luft.

Vanddampenes Mængde kunne variere betydeligt efter de lokale klimatiske Forhold, men naaer aldrig op til det Indhold, Luften formaar at optage. — Ilten tjener til Næring for Dyrenes Aandedræt og forbruges ligeledes ved Forbrænding og Formuldning, ved hvilke Processer der dannes Kulsyre. Kulsyren optages igjen af Planterne, der atter afgive Ilt, og for hvilke det ved Fortætning af Vanddampene frembragte Vand ogsaa er en Nødvendighed, medens Kvælstoffet navnlig tjener som et nødvendigt Fortyndingsmiddel for Ilt.

Da den frembragte Kulsyre atter afgiver Ilt, denne igjen forener sig med Kulstof o. s. v., holdes der en stadig Ligevægt i Luftens Sammensætning, hvad der kunde give Anledning til at antage, at Luften maatte være en kemisk Forbindelse. Dette er dog ikke Tilfældet; thi: ¹) naar man blander Ilt og Kvælstof i det ovenfor angivne Forhold, faar man, uden at nogen Varmeudvikling finder Sted, et Legeme, der forholder sig fuldstændigt ligesom Luften. ²) Endvidere ere Luftens Bestanddele ikke tilstede i simple Maalforhold, hvad der ellers er Tilfældet med alle kjendte luftformige kemiske Forbindelser, og ³) endeligt opløser Vand ikke Kvælstof og Ilt i det Forhold, hvori disse Stoffer findes i Luften, men optager en Luft, der er dobbelt saa iltrig, og dette stemmer netop med, at Kvælstof er dobbelt saa tungt opløselig i Vand som Ilt. — Den i Vandet opløste Iltmængde udgjør kun c. 40 Ccm. pr. Liter, men tjener dog til Aandedrættet for Fiskene.

Luftens Indhold af Ilt og Kvælstof kan bestemmes ved at opsamle tør og kulsyrefri Luft over Kvægsølv i et nøjagtigt inddelt Maalerør (Eudiometer) og derpaa borttage Ilt ved Hjælp af et Stof, der let indsuger den. Det tilbageblevne Rumfang er da Kvælstof, medens Iltmængden angives ved Differensen fra det oprindelige Rumfang. — Kulsyren og Vanddampene bestemmes ved at suge Luften igjennem vejede Rør med

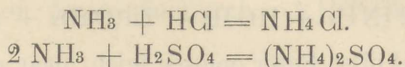
Chlorcalcium, der let indsuger Vanddampe, og med tørt Kalihydrat, der optager Kulsyren. Sugningen iværksættes ved Hjælp af en „Aspirator“, f. Ex. en med Vand fyldt Flaske, der forneden er forsynet med en Afløbshane for Vandet, og som foroven er forbunden lufttæt med de vejede Rør. Idet Vandet langsomt tappes ud gennem Bundhanen, suges et tilsvarende Volumen Luft igjennem Rørene og findes da ved Maaling af det udløbne Vand. Rørenes Vægtforøgelse angive Indholdet af de nævnte Stoffer i det fundne Volumen Luft.

Ammoniak, NH_3 . Af Kvælstoffets Forbindelser med Brint er Ammoniak den vigtigste. Den forekommer, som nævnt, i ringe Mængde i Luften og dannes i Naturen ved Forraadnelse, navnlig af dyriske, kvælstofholdige Legemer. Ved at underkaste de kvælstofholdige, organiske Stoffer en tør Destillation dannes ogsaa Ammoniak, og Ammoniakforbindelserne vandtes derfor tidligere ved en saadan Behandling af Ben, Horn, Klove og lign. (Hjortetaksalt), medens de nu udelukkende faas som Biproduct ved Gasfabrikationen, ved tør Destillation af Stenkullene.

Ammoniak er en farveløs Luftart af en kvælende Lugt og en ætsende Smag. Den er yderst let opløselig i Vand, som ved almindelig Temperatur optager c. 700 Rf., ved 0° endogsaa 1150 Rf. Ved Kogning uddrives al Ammoniak. Den lader sig forholdsvis let — ved 0° under et Tryk af 6 Atmosfærer — fortætte til en farveløs Vædske; den har i luftformig Tilstand en Vægtfylde af 8,5 Gange Brintens, er altsaa betydelig lettere end Luften, og meddeler Vand, naar den optages deraf, en lavere Vægtfylde end den oprindelige.

Ammoniaken forener sig med Syrerne og danner Salte; den forholder sig altsaa i saa Henseende som en Base; men Foreningen foregaar uden Udskillelse af Vand og kan opfattes saaledes, at hvert Molekule Ammo-

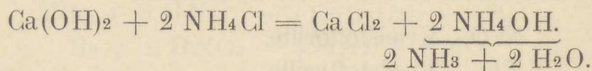
niak med et af Syrens basiske Brintatomer danner et sammensat Radikal, Ammonium: NH_4 , der da træder istedetfor Brintatomet og saaledes forholder sig som et monovalent Metalatom, f. Ex.:



De dannede Forbindelser kaldes Ammoniumsalte — eller fra ældre Tid endnu Ammoniaksalte, og deres Sammensætning svarer ganske til Kalium- og Natrium-saltenes. Saaledes er NH_4Cl Chlorammonium, KCl Chlorkalium, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ Ammoniumsulfat, K_2SO_4 Kalium-sulfat. Ammoniumsaltene spaltes ved Tilsætning af stærke Baser, idet Ammoniak frigjøres, og denne kan da kjendes ved sin Lugt og ved at dens Dampe farve Lakmospapiret blaåt.

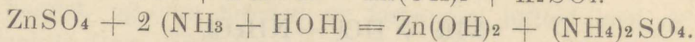
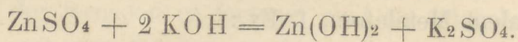
Ammoniaken fremstilles af Chlorammonium, der aindes ved Gasværkerne. Chlorammonium blandes i en Jernkedel, hvis Laag kan fastskrues lufttæt, med et Overskud af lædsket Kalk, og Blandingen ophedes, naar Laaget, hvorigjennem gaar en Sikkerhedstragt og et Afledningsrør, er sat paa. Dampene udvaskes i Vand, hvortil er sat lidt Natronlud, og opsamles i en større Woulfsk Flaske, der holdes afkølet.

Processen, der herved foregaar, er følgende: Idet det divalente Calciumatom ombyttes med de 2 monovalente Ammonium-Grupper, dannes Chlorcalcium, men Ammoniumhydroxyd, der da, efter den almindelige Regel for Processen mellem et Salt og en Base, skulde dannes, spaltes strax under Dannelse af Vand og Ammoniak.



Vi se heraf, at Ammoniak, der mætter Syrerne, ogsaa dannes paa samme Maade som Baserne. Den virker ogsaa paa Saltene af mange Metaller paa samme

Maade som de stærke Baser Kalium- og Natriumhydroxyd, idet den udskiller Metallernes Hydroxyder under samtidig Dannelse af et Ammoniumsalt, f. Ex.:



Flere af disse Baser opløses igjen, naar der tilsættes et Overskud af Ammoniakvand til Vædsken, hvori Bundfaldet findes, og herved kan saadanne Baser kjendes fra andre, der ikke opløses i Overskud, f. Ex. kunne Aluminiumhydroxyd (Lerjordhydrat) og Zinkhydroxyd (Zinkiltehydrat), der begge fældes af Ammoniak som hvide Bundfald, kjendes fra hinanden ved, at Zinkhydroxyd opløses i et Overskud af Ammoniakvand, medens Aluminiumhydroxyd er uopløseligt deri.

Ammoniakvand (Solutio Ammoniaci) skal efter Ph. Dan. indeholde 10 % NH_3 , hvad der prøves dels ved Vægtfylden, som skal være 0,96, dels ved Mætningsevnen. 5 gram Ammoniakvand skulle til Mætning mindst bruge 29,2 Ccm. normal Saltsyre. Da $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$, mætter 1 Ccm. Salsyre $\frac{1}{1000} \text{NH}_3$ Molekule = 0,017 gram. — 0,017 . 29,2 = 0,496 gram NH_3 indeholdes altsaa i 5 gram Ammoniakvand, der holder denne Prøve, eller 100 gram deraf indeholder 9,92 %. Ammoniakvand prøves iøvrigt efter Ph. Dan. for Saltsyre og Svovlsyre efter Overmætning med Syre og Tilsætning henholdsvis af Sølvnitrat- eller Chlorbaryumopløsning. For Kalk prøves ved Tilsætning af Ammoniumoxalat og for Kulsyre ved Kalkvand eller Chlorcalciumopløsning.

Kvælstoffets Iltforbindelser og Syrer.

Kvælstoffet danner 5 Iltforbindelser.

N_2O . Kvælstofforilte.

NO . Kvælstoffveilte.

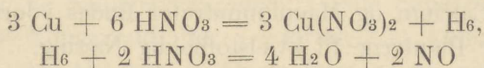
N_2O_3 . Salpetersyringanhydrid.

N_2O_4 . Salpeterundersyre.

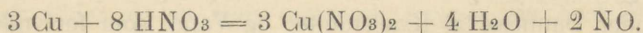
N_2O_5 . Salpetersyreanhydrid.

Kvælstofforilte, N_2O , er en farveløs Luftart, der ikke ilter sig i Luften, og som fortættet paa stærke Jernflasker gaar i Handelen og anvendes som Bedøvelsesmiddel ved mindre Operationer. Den fremstilles ved Ophedning af Ammoniumnitrat. $NH_4NO_3 = N_2O + 2 H_2O$.

Kvælstoftveilde, NO , er ligeledes en farveløs Luftart, men den kjendes let fra den foregaaende ved at den øjeblikkelig, naar den kommer i Berøring med Luften, forener sig med dennes Ilt til røde Dampe af Salpeterundersyre. Dens Vægtfylde er 15 Gange Brintens, idet Molekultallet er 30. Den dannes, naar Salpetersyre virker iltende, saaledes ved Svovlsyrefabrikationen (se denne), og naar Salpetersyre i svovlsur Vædske bringes i Berøring med svovlsur Jernforilte, $FeSO_4$, som derved omdannes til svovlsurt Jerntveilde $Fe_2(SO_4)_3$: $6 FeSO_4 + 3 H_2SO_4 + 2 HNO_3 = 3 Fe_2(SO_4)_3 + 4 H_2O + 2 NO$. Hvis der er Overskud af Jernforiltesalt tilstede, forener Kvælstoftveilden sig hermed og danner en sort Forbindelse, der, naar Jernopløsningen hældes ovenpaa den med Svovlsyre blandede Salpetersyre, viser sig som en mørk Ring imellem Vædskelegene. Dette Forhold benyttes til at paavise smaa Mængder af Salpetersyre i den kemiske Analyse. — Endelig dannes Kvælstoftveilde ved at behandle Metaller som Kobber, Bly, Sølv og fl. med Salpetersyre. Herved bliver Salpetersyrens Brint, som erstattes af Metallet, ikke fri, men virker reducerende paa andre Salpetersyremolekuler, f. Ex. have vi:



og ved Addition af de 2 Ligninger faa vi den samlede Proces:



Salpetersyrtinganhydrid, N_2O_3 , er en brunrød Luftart, der er giftig, og som dannes ved Iltning af Kvælstofveilde: $2 NO + O = N_2O_3$ og derfor ofte optræder sammen med Salpeterundersyre, hvor Salpetersyre virker iltende. Den findes ogsaa i rygende Salpetersyre (Acidum nitrico-nitrosum). Den er Anhydridet til:

Salpetersyring, HNO_2 , hvoraf f. Ex. KNO_2 og $NaNO_2$, Kalium- og Natriumnitrit (salpetersyrigt Kali eller Natron) ere Salte, der finde Anvendelse i den kemiske Analyse.

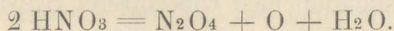
Salpeterundersyre, N_2O_4 , er — som allerede nævnt — en brunrød Luftart, der let dannes, naar Kvælstofveilde optager Ilt: $2 NO + O_2 = N_2O_4$. — Salpeterundersyre er ikke noget Syreanhydrid; den spaltes af Vand under Dannelse af Salpetersyre og Salpetersyring eller Kvælstofveilde: $3 N_2O_4 + 2 H_2O = 4 HNO_3 + 2 NO$. Den dannes ogsaa ved Ophedning af salpetersurt Blylte, $Pb(NO_3)_2 = PbO + O + N_2O_4$, og naar concentreret Salpetersyre henstaar i Sollys eller ophedes stærkt; derfor findes den i rigelig Mængde i Acidum nitrico nitrosum.

Salpetersyreanhydrid, N_2O_5 , er et hvidt krystallinsk Legeme, der ved Vand danner:

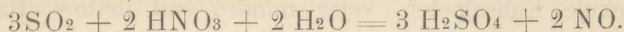
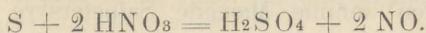
Salpetersyre, HNO_3 . Denne forekommer i Naturen som Salte af Kalium (Kalisalpeter, der navnlig forekommer i Ostindien), og Natrium (Natronsalpeter, der findes i Chili). Calcium og Magniumnitrater findes i Jordbunden og tjener Planterne til kvælstofholdig Næring.

Den rene Salpetersyre er en farveløs, rygende og meget ætsende Vædske, der har Vægtfylden 1,53 og begynder at koge ved 86° . Ved Kogningen spaltes den under Dannelse af Kvælstofilter og Vand, som fortynder

Syren, indtil den kun indeholder c. 68 % HNO_3 . Temperaturen stiger under Spaltningen til $120,5^\circ$, ved hvilken Temperatur den 68 % holdige Syre uforandret overdestillerer. Som tidligere omtalt, spaltes den i Sollys eller ved stærk Ophedning under Dannelse af Salpeterundersyre, der farver den gul-brun:

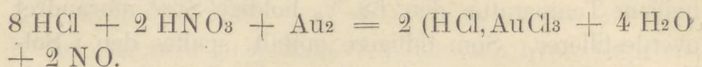


Salpetersyre virker kraftigt iltende. Naar der ved Iltningen dannes Kvælstofveilte, foregaar Processen saaledes, at 2 Molekuler Salpetersyre aflites til 2 Molekuler Kvælstofveilte under samtidig Dannelse af 1 Vandmolekule og 3 Iltatomer, som forene sig med det iltelige Stof. Saaledes ilter Salpetersyre S, J, P, As, Sb og Sn til de tilsvarende Syrer, ligesom ogsaa lavere Iltforbindelser af disse Grundstoffer iltes til de samme Syrer, f. Ex.:

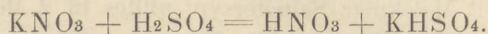


Da alle salpetersure Salte ere opløselige, tjener Salpetersyren som et vigtigt Opløsningsmiddel for Metallerne. De eneste af disse, som ikke angribes af den, ere Guld og Platin. Som vi tidligere have set, spiller Syrens iltende Virkning ogsaa en Rolle ved denne Opløsningsproces, idet den af Metallet erstattede Brint in statu nascendi iltes af Salpetersyren til Vand under Dannelse af Kvælstofveilte. Ogsaa mange organiske Stoffer paa- virkes af Salpetersyre enten ved Iltning eller ved Dannelse af exploderende Forbindelser, Nitroforbindelser. — Salpetersyren destruerer Huden og farver den gul. En Blanding af Salpetersyre med 3 Dele Saltsyre er det saakaldte Kongevand, der — foruden at kunne opløse mange andre Metaller — ogsaa formaar at opløse Platin og Guld (Metallernes Konge). Virkningen berøer paa, at den iltende Salpetersyre afbrinter Saltsyren, hvis Chlor da in statu nascendi forener sig med Me-

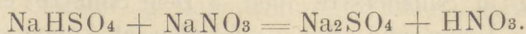
tallet og danner en opløselig Chlorforbindelse, f. Ex. danner Guld Brintguldchlorid, HClAuCl_3 :



Salpetersyren fremstilles af Kali- eller Natronsalpeter ved Destillation med concentreret Svovlsyre. Herved dannes surt Kalium- eller Natriumsulfat i Retorten, medens Salpetersyren overdestillerer og, efter Afkøling i et Liebigs Svalerør, opsamles i et Glasforlag.



Den raa Salpetersyre fremstilles af Natronsalpeter, der er det billigste, dels ifølge den lavere Pris, hvortil det kan have, dels ogsaa fordi et Molekule deraf, der giver den samme Mængde Salpetersyre som et Molekule Kalisalpeter, vejer mindre end dette. Raa Salpetersyre, som indeholder c. 53 % HNO_3 , kaldes Skedevand (af det tyske Scheidewasser), fordi man ved Hjælp deraf kan skille Sølv fra Guld. Ofte fremstilles den raa Salpetersyre langt stærkere, og da saaledes, at man for hvert Svovlsyremolekule anvender 2 Molekuler Natriumnitrat. Processen, der foretages i Jernkjedler, delvis udfodrede med Sandsten, vil da først foregaa mellem Halvdelen af det salpetersure Natron og hele Svovlsyremængden; men naar Ophedningen derefter forøges, vil den anden Halvdel af Nitratet med det allerede dannede sure Natriumsulfat danne endnu ligesaa meget Salpetersyre og normalt Natriumsulfat:



Ved den høje Temperatur, der herved anvendes, vil imidlertid en Del af Syren spaltes under Dannelse af Salpeterundersyre. Syren er derfor brun og udstøder Damp af Salpetersyring og Salpeterundersyring. Den

kaldes *rygende Salpetersyre*, *Acidum nitrico nitrosum*, og skal efter Ph. Dan. indeholde 86—91 % Salpetersyre og lavere Kvælstofilter og have Vægtfylden 1,48—1,50.

Den rene Salpetersyre, som er officinel i Ph. Dan., fremstilles af den raa ved en Omdestillation, hvorved det først overgaaede Destillat, der indeholder let flygtige Chlorforbindelser, bortkastes, saalænge det, fortyndet med Vand, giver Bundfald med Sølvnitratopløsning. Efter Ph. Dan. skal Syren have en Fortyndingsgrad svarende til et Indhold af 29 % HNO_3 og til Vægtfylden 1,18.

Fortyndet med Vand maa Salpetersyre ikke give Bundfald eller farves ved Svovlbrinte (Metaller) og heller ikke fældes af Sølvnitrat (Chlor). Den maa ikke, efter passende Inddampning for at fjerne største Delen af Salpetersyren og efter Fortynding med Vand, give Bundfald med Chlorbaryum. Heller ikke maa den indeholde Jodsyre, som ved Tilsætning af lidt raspet Tin vilde reduceres til Jod, der da vilde farve Chloroform violet.

Phosphor: P = 31.

Phosphor forekommer som Phosphat i ringe Mængde i mange Bjergarter, ved hvis Forvittring det gaar over i Jordbunden og hvorfra det som phosphorsure Salte optages af Planterne, og fra disse igjen i Dyrene. I Planterne findes det navnlig i Frøet, hos Dyrene i Skelettet, hovedsageligt som Calciumphosphat.

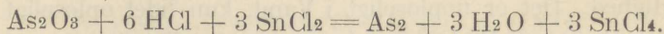
Phosphor er et gult, krystallinsk Legeme, der smelter ved 44° og koger ved 290° . Det er meget giftigt og meget let antændeligt, hvorfor det maa omgaas med Forsigtighed. Det er uopløseligt i Vand, kun lidet opløseligt i Vinaand og Æther, noget mere opløseligt i fede og ætheriske Olier, men let opløseligt i Svovlkulstof. Alleerede ved almindelig Temperatur ilter det sig i Luften og udsender hvide Dampe, der lyse i Mørke. Antændt brænder det med stærkt Lys til Phosphorsyreanhydrid,

P_2O_5 . Det fremstilles af Benasken, der hovedsageligt bestaar af phosphorsur Kalk, ved Behandling med Svovlsyre. Herved frigjøres Phosphorsyre, medens der samtidigt dannes uopløselig svovlsur Kalk. Phosphorsyren indtørres og ophedes derefter med Kul i Lerretorter — $P_2O_5 + C_s = P_2 + 5 CO$ —. Phosphoret overdestillerer og samles under Vand. Det renses derefter ved i smeltet Tilstand at presses igjennem Skind, og støbes endelig i Stænger.

Da Phosphor saa let antændes, maa det opbevares under Vand i Glas, der atter anbringes i en Blikbeholder, fyldt med Sand. — Ved at henstaa i Sollyset gaar det paa Overfladen over til en allotropisk Form, rødt eller amorft Phosphor. Dette dannes lettest, naar det almindelige Phosphor ophedes i lukkede Rør til c. 260° . Det antændes først ved langt højere Temperatur end almindeligt Phosphor og er ikke giftigt. Det anvendes til Strygefladerne for Sikkerhedstændstikker og til Fremstilling af forskellige kemiske Præparater, medens almindeligt Phosphor bruges til Rottegift, til Fremstilling af Phosphorsyre, i ringe Grad i Medicinen, og navnlig til rødt Phosphor.

Arsen. As = 75.

Forekommer navnlig i Forbindelse med Svovl og Metaller, f. Ex. som Arsenikkies, og i ringe Mængde i Svovlkies. Det eksisterer ligesom Phosphor i flere allotrope Former. Af disse dannes brunt, amorft Arsen, naar Arsensyrning (eller Arsensyre) reduceres ved Tinchlor i saltsur Vædske:



Herpaa beror den Bettendorffske Arsenikprøve, som er optaget i Ph. Dan. Til den Prøve, der skal undersøges, sættes Tin og en Blanding af concentreret Svovlsyre og Saltsyre, hvoraf det første virker vandsugende,

medens det sidste med Tin giver Tinforchlor: $\text{Sn} + 2 \text{HCl} = \text{SnCl}_2 + \text{H}_2$. Arsen dannes ogsaa ved Ophedning af Arsensyring med Kul; $\text{As}_2\text{O}_3 + 3 \text{C} = \text{As}_2 + 3 \text{CO}$. Her ved forflygtiger det og afsætter sig f. Ex. i et Reagensglas som en sort, spejlende Belægning. Arsendampene lugte løgagtigt.

Ved Forbrænding danner Arsen Arsensyring.

Antimon (Stibium). Sb = 120,3.

Forekommer navnlig som Spydglandsmalm Sb_2S_3 , urigtigt kaldet Antimonium crudum. Det er et næsten hvidt, sprødt, metalglindsende Legeme af Vf. 6,7, der smelter ved 430° og da ilter sig i Luften, medens det ved almindelig Temperatur holder sig blankt. Det kan dannes af Spydglandsmalm ved Ophedning med Jern:



Antimon finder Anvendelse til forskellige Legeringer. Typemetal bestaar af Bly og Antimon. Britanniametal af Antimon og Tin.

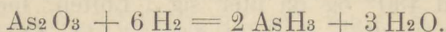
Vismuth. Bi = 208.

Findes i fri Tilstand i Naturen samt i Forbindelse med Svovl. Det er et sprødt Metal, hvidt med rødlig Glands. Det smelter ved 270° og har Vægtfylden 9,9. Det staar sig ligesom Antimon godt i Luften ved almindelig Temperatur; først ved Ophedning ilter det sig til gult Vismuthilte. Det paavirkes ligesaa lidt som P, As og Sb af fortyndet Saltsyre og Svovlsyre; men af Salpetersyre opløses det ligesom Metallerne og danner Vismuthnitrat. P, As og Sb iltes derimod af Salpetersyre til Syrer.

Vismuth vindes for største Delen ved Afsmeltning af det naturligt forekommende Vismuth; det er da urent og indeholder ofte Arsen og Bly.

Brintforbindelser.

Foruden Ammoniak kjendes følgende vigtigere Brintforbindelser indenfor Kvælstofgruppen: *Phosphorbrinte* PH_3 , der dannes ved Kogning af Fosfor med stærke Baser som KOH , NaOH eller Ba(OH)_2 , eller ved Behandling af Fosformetaller med Syrer. Den er luftformig og har en ilde Lugt. — *Arsenbrinte*, AsH_3 , og *Antimonbrinte*, SbH_3 , dannes af Arsen- eller Antimonmetaller ved Til sætning af Syrer (Saltsyre eller Svovlsyre), men dannes tillige ved Indvirkning af Brint in statu nascendi paa Arsen- eller Antimonilter, f. Ex.:



De ere begge farveløse Luftarter, der ved Ophedning let spaltes til Arsen — eller Antimon — og Brint. De ere brændbare, f. Ex.: $2\text{AsH}_3 + 3\text{O}_2 = \text{As}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$. — Arsenbrinten er yderst giftig. Dens her nævnte Fremstillingsmethode benyttes til Paavisning af Arsenik ved den *Marsh'ske Prøve*:

I en tohalset Woulfsk Flaske kommes Zink og fortyndet Svovlsyre, hvorved der udvikles Brint. Naar Knaldluften er uddreven, hældes den Opløsning, som skal prøves for Arsen, ned gennem en Sikkerhedstragt, som er anbragt i den ene af Flaskens Halse, medens den udviklede Brint gennem et Afledningsrør i den anden Hals føres gennem et U-formigt Tørringsrør med Chlorcalcium, og strømmer ud af et i en Spids udtrukket Rør. Opheder man ved Hjælp af en Lampe dette Rør, vil Arsenbrinten, om den findes i den gennem Røret passerende Brint, afsætte Arsen som en blaasort Plet. Ogsaa kan man antænde den udstrømmende Brint og holde en kold Porcelainsskaal ind i Flammen; der vil da afsætte sig en Arsenplet paa den kolde Skaal, paa

samme Maade, som der vil afsætte sig en Kulplet, naar den holdes ind i Flammen af et Lys. Arsenpletten er opløselig i chlorundersyrigt Natron.

Iltforbindelser og Syrer.

Kvælstoffets Iltforbindelser have vi allerede omtalt. Af de øvrige til denne Gruppe hørende Grundstoffers Iltter ere de, der have Sammensætningen R_2O_3 og R_2O_5 , de vigtigste.

Phosphorsyreanhydrid, P_2O_5 , er et hvidt, fast Legeme, der dannes ved Forbrænding af Phosphor; det danner med 3 Molekuler Vand:

Phosphorsyre (Orthophosphorsyre), $H_3PO_4 : P_2O_5 + 3 H_2O = 2 H_3PO_4$. Denne Syre, der danner farveløse Krystaller, er officinel i Pharmacopoeen som en Opløsning, indeholdende 13,8% Phosphorsyre, hvad der svarer til 10% Anhydrid. Den er en trebasisk Syre og danner derfor 3 Rækker Salte, 2 sure og 1 normal, f. Ex.: NaH_2PO_4 primært Natriumphosphat, Na_2HPO_4 sekundært Natriumphosphat og Na_3PO_4 normalt Natriumphosphat. — Phosphorsyren kjendes ved, at den med en salpetersur Opløsning af molybdænsur Ammon giver et gult Bundfald af Phosphor-Molybdænsur Ammon, og ved, at den med en klar Blanding af et Magnesiasalt, Chlorammonium og Ammoniak, giver et hvidt krystallinsk Bundfald af Magnium-Ammonium Phosphat: $Mg(NH_4)PO_4 + 6 H_2O$. — Den fremstilles ved at ilte Phosphor med fortyndet (25 %-holdig) Salpetersyre, hvorved, da der er Vand tilstede, dannes — ikke Anhydridet — men Syren, medens der bortgaar lavere Kvælstofilter. Naar Phosphoret er opløst, afdampes Overskud af Salpetersyre, idet Vædsken fra Kolben eller Retorten, hvori Opløsningen er foregaaet, hældes ud i en Skaal og opvarmes,

indtil der ikke længere bortgaar Syredampe, hvad der kan prøves ved at holde en med Ammoniakvand vædet Glasstang over Skaalen. Der maa da ikke vise sig en Taage af salpetersurt Ammon. Inddampningsresten kan nu ligefrem fortyndes til den forlangte Styrke (= Vf. 1,08), saafremt den ikke indeholder Arsen; thi i saa Fald maa dette først fjernes ved Fældning og Henstand med Svovlbrinte. — Phosphorsyren fremstilles ogsaa, men i uren Tilstand, af hvidbrændte Ben, der, som tidligere nævnt, hovedsageligt bestaa af Calciumphosphat. De hvidbrændte Ben behandles med Svovlsyre, hvis Brint da bytter Plads med Calcium, saaledes at der fældes svovlsur Kalk og dannes en Opløsning af Phosphorsyren: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 = 3 \text{CaSO}_4 + 2 \text{H}_3\text{PO}_4$. Opløsningen inddampes og ophedes stærkt, saa der bortgaar et Vandmolekule og dannes HPO_3 , Metaphosphorsyre, der gaar i Handelen som glasagtige Stænger, *Acidum phosphoricum glaciale*. Ved Kogning med Vand gaar denne let over til almindelig Ortho-Phosphorsyre. $\text{HPO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4$.

Den officinelle *Acidum phosphoricum dilutum* prøves for Arsen ved den Bettendorff'ske Prøve, for Salpetersyre med Svovlsyre og Ferrosulfat, for Svovlsyre med Chlorbaryum, for Metaller ved Svovlbrinte og endvidere for den giftige

Phosphorsyrning, H_3PO_3 , der svarer til Anhydridet P_2O_3 , idet $\text{P}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{H}_3\text{PO}_3$. — Denne Forbindelse, der dannes ved ufuldstændig Iltning af Phosphor (se ogsaa Pg. 52 og Pg. 72), gaar ved Iltning let over til Phosphorsyre og virker derfor kraftigt reducerende. Den omdanner saaledes Kvægsølvtechlor til hvidt, uopløseligt Kvægsølvforchlor, og udfælder af en Sølvnitratopløsning i Ammoniak metallisk Sølv, hvilke Forhold benyttes til at eftervise denne giftige Forbindelse i Phosphorsyren.

Arsensyre, H_3AsO_4 , danner 3 Rækker Salte ligesom Phosphorsyren, og ligner denne i de fleste Forhold.

Dog giver Phosphorsyre med Sølvnitrat et gult Bundfald Ag_3PO_4 , medens Arsensyren giver chocolatebrunt Ag_3AsO_4 . Phosphorsyren giver ikke Bundfald med Svovlbrinte, Arsensyren giver ved Henstand gult Bundfald (se Pg. 74). Arsensyren kan faas ved Iltning af Arsen, ligesom Phosphorsyren af Phosphor, men fremstilles altid ved Iltning af Arsensyrtinganhydrid, As_2O_3 , med Salpetersyre: $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{O}_2 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{AsO}_4$. I Pharmacopoeen bruges Arsensyren til Fremstilling af arsensurt Natron (Sol. arseniat. natric.).

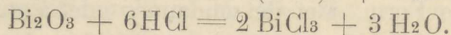
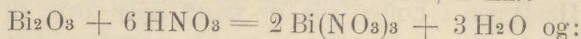
Arsensyrtinganhydrid, almindeligvis kaldet Arsensyrting, hvid Arsenik, Rottekrudt, er et tungt, krystallinsk Legeme, der er tungt opløseligt i Vand (1—60) og langt giftigere end Arsensyren. Den forholder sig som en svag Syre og dannes ved Ristning af Arsenikkies og andre arsenikholdige Malme, f. Ex.: $2\text{FeSAs} + \text{O}_{10} = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{SO}_2 + \text{As}_2\text{O}_3$. Arsensyrtingen forflygtiger herved, og Dampene fortættes i lange Trækanaler som et hvidt Pulver, *Giftmel*. Ved Omsublimation af dette faas Arsensyrtingen som amorge, glasagtige Masser, der i flere Henseender ere forskellige fra den almindelige krystallinske Arsensyrting, saaledes mindre tungtopløselige og mindre giftige; men ved Henliggen i Luften gaa de snart igjen over til den krystalliske Form, idet de omdannes udefra og indefter. Dog kan man ofte træffe større Stykker Arsensyrting, som indvendig have en amorf Kjerne. Kun i absolut tør Luft holder den amorge Arsensyrting sig uforandret. Med Svovlbrinte giver Arsensyrting et gult Bundfald af Svovlarsen: $\text{As}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{S} = \text{As}_2\text{S}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$. Dette Bundfald er opløseligt i Alkalier og Svovlalkalier, og fældes derfor kun i sur Vædske. Med Sølvnitrat giver Arsensyrting et gult Bundfald (sml. Arsensyre).

Antimonsyrting, Antimonilte, Sb_2O_3 , er det vigtigste af Antimonets Ilter. Det er et hvidt Pulver, der er uopløseligt i Vand og som ved Ophedning bliver

gult og kan sublimere. Det danner med Vand et Hydrat, $\text{Sb}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, Antimoniltehydrat, der ligeledes er et i Vand uopløseligt hvidt Pulver. Antimoniltehydrat forholder sig kun ligeoverfor stærke Baser (KOH og NaOH) som en Syre, med Svovlsyre og Saltsyre danner det derimod Salte. Det opløses let af Vinsyre og anvendes til Fremstilling af vinsurt Antimonilte-Kali (Brækvinsten). Det fremstilles ved at koge Antimonoxychlorid med en Sodaopløsning: $2\text{SbOCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{Sb}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. — Kulsyren gaar bort, Chlornatrium opløses i Vandet, medens Antimonforbindelsen udfældes og udvaskes, indtil den er chlorfri. Derefter tørres den ved svag Varmer.

Antimonsyre, $\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$ (svarende til $\text{Sb}_2\text{O}_5 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) er vigtig, forsaavidt som dens sure Kaliumsalt, $\text{K}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$, finder Anvendelse til Paavisning af Natriumsalte, hvorved det tungtopløselige $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$ udfældes (se Pg. 102). Selve Antimonsyren er uopløselig og dannes af Kaliumsaltet ved Tilsætning af en Syre.

Vismuthilte, Bi_2O_3 , er et gult Pulver, der forholder sig som et Baseanhydrid, idet det med Syrerne danner Salte under Udskillelse af Vand, f. Ex.:

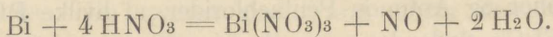


Det dannes ved Ophedning af det salpetersure Salt eller af det tilsvarende Hydrat. Dette er ikke sammensat $\text{Bi}(\text{OH})_3$, men har Formlen $\text{BiO}(\text{OH})$ og forholder sig saaledes som den normale Base minus 1 Molekule Vand. En saadan Forbindelse, der dels endnu er Base, dels Baseanhydrid, kaldes en Anhydrobase. Da den er en Forbindelse af Hydroxyl med „ BiO “ forholder dette Radikal sig som et Metal, og der eksisterer da ogsaa Salte, der kunne tænkes opstaaede ved, at dette monovalente Radikal, Bismuthyl, har erstattet Brinten i Syren. Disse Salte kaldes Bismuthyl-

salte, f. Ex. $(\text{BiO})\text{NO}_3$ og $(\text{BiO})\text{Cl}$, medens i de sædvanlige Vismuthsalte, som $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ og BiCl_3 o. s. v., det trivalente Vismuthatom er traadt i Stedet for 3 af Syrens Brintatomer. *Bismuthylhydrat* dannes ved at fælde Vismuthnitrat med Ammoniak: $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + 3 \text{NH}_4\text{OH} = 3 \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{BiO} \cdot \text{OH} + \text{H}_2\text{O}$.

Vismuthnitrat dannes ved at opløse Vismuth i Salpetersyre og inddampe Opløsningen til Krystallisation, hvorved det faas krystallinskt med 5 Molekuler Vand. $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$.

Processen, der foregaar ved Opløsningen, er følgende:



Udrøres dette Salt med fortyndet Salpetersyre, og hældes det derefter i en stor Mængde varmt Vand, de-componeres det under Dannelse af Bismuthylnitrat og fri Salpetersyre: $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{BiO} \cdot \text{NO}_3 + 2 \text{HNO}_3$.

Bismuthylnitrat, der ogsaa ofte kaldes basisk salpetersurt Vismuthilte, fordi det paa den samme Mængde Salpetersyre indeholder mere af Basen end det normale Salt, er uopløseligt og fældes derfor ud som et hvidt, krystallinskt Pulver med 1 Molekule Krystalvand: $\text{BiO} \cdot \text{NO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Salpetersyren, der bliver i Vædsken, opløser imidlertid en Del af Forbindelsen, som senere kan indvindes deraf paa anden Maade. Præparatet har iøvrigt ikke nogen aldeles constant Sammensætning, men indeholder efter den Vandmængde, der er brugt til Fældningen, og efter den Tid, Bundfaldet har været i Berøring dermed, en større eller mindre Mængde af et basisk Bismuthylsalt. $\text{BiONO}_3 \cdot \text{BiO}(\text{OH})$.

Efter Pharmacopoeen skal Subnitratis bismuthicus ved Glødning efterlade omtrent 80 % Rest. Det prøves paa et Indhold af Kulsyre, da der ved Fabrikationen ofte tilsættes Soda for at mætte den samtidig dannede Salpetersyre, hvad der giver større Udbytte,

men kan have Fældning af Vismuthcarbonat til Følge. Det skal kunne opløses i fortyndet Svovlsyre (Blyulfat vilde herved blive uopløst tilbage) og Opløsningen maa efter Fældning med Ammoniak give et farveløst Filtrat (Kobber). En saltsur Opløsning maa ikke med Svovlsyring give mørkt Bundfald (Tellur). Det maa endvidere ikke indeholde Ammoniak (Prøve ved Opvarmning med Natron) eller Arsen (Prøve med Tinforchlor).

Halogenforbindelser.

Alle Kvælstofgruppens Grundstoffer danne Chlorforbindelser af Formlen RCl_3 , som ere flydende undtagen $SbCl_3$ og $BiCl_3$, der ere faste Legemer. Desuden danner Phosphor og Antimon Pentachlorider, af hvilke PCl_5 er fast, $SbCl_5$ flydende.

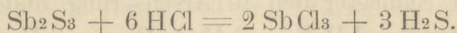
Chlorkvælstof er et meget farligt exploderende Stof. Det dannes ved Tilledning af Chlor til Chlorammonium. $NH_4Cl + 3 Cl_2 = NCl_3 + 4 HCl$. — De tilsvarende Brom- og Jodforbindelser ere ligeledes yderst exploderende.

Trichloriderne, RCl_3 , af Phosphor, Arsen, Antimon og Vismuth kunne alle dannes ved at brænde Grundstoffet i Chlorluft; de tre sidste tillige ved at opløse Iltet (eller for $SbCl_3$ s Vedkommende, Svovlforbindelsen) i Saltsyre.

De spaltes alle af Vand, Phosphortrichlorid og Arsen-trichlorid saaledes, at hele Chlormængden bliver til Saltsyre: $PCl_3 + 3 HOH = 3 HCl + H_3PO_3$ og: $2 AsCl_3 + 3 H_2O = As_2O_3 + 6 HCl$, Antimontrichlorid og Vismuthtrichlorid saaledes, at 2 Chloratomer ombyttes med et Iltatom, og der dannes Oxychlorider (basiske Chlorider), som begge ere uopløselige i Vand: $SbCl_3 + H_2O = SbOCl + 2 HCl$. og: $BiCl_3 + H_2O = BiOCl + 2 HCl$. Den vigtigste af disse Chlorider er:

Antimontrichlorid, der er et fast, krystallinskt Legeme; det kaldes med et gammelt Navn *Antimonsmør*,

Butyrum antimonii. Det fremstilles ved at opløse Svovl-antimon i Saltsyre:



Opløsningen filtreres igjennem Glasuld eller Asbest, Overskud af Saltsyre bortdampes, og Forbindelsen, der er flygtig, overdestilleres slutteligt. Hældes den saltsure Opløsning i Vand, faas *Antimonoxychlorid*, Antimonylchlorid, Algarothpulver, SbOCl , et hvidt, krystallinskt Pulver, der bruges til Fremstilling af Antimoniltehydrat.

Pentachloriderne af Phosphor, PCl_5 , og *Antimon*, SbCl_5 , kunne dannes ved at lede mere Chlor til Trichloridet. De spaltes med Vand under Dannelse af Chlorbrinte og den til Forbindelsen svarende Syre. $\text{PCl}_5 + 4 \text{H}_2\text{O} = 5 \text{HCl} + \text{H}_3\text{PO}_4$. — $2 \text{SbCl}_5 + 7 \text{H}_2\text{O} = 10 \text{HCl} + \text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$.

Af de øvrige Halogenforbindelser skal her nævnes *Vismuthoxyjodid*, BiOJ , der danner et teglstensrødt Pulver, og som finder Anvendelse i Officinet. Det dannes ved at fælde en Opløsning af Vismuthnitrat med en fortyndet Jodkaliumopløsning: $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{KJ} = \text{KNO}_3 + 2 \text{HNO}_3 + \text{BiOJ}$.

Svovlforbindelser.

Disse have kun Betydning for Arsenet, Antimonet og Vismuth's Vedkommende.

Svovlarsen. Af Arsen forekommer 2 Svovlforbindelser naturligt, nemlig *Realgar* As_2S_2 , og *Auripigment*, As_2S_3 . Desuden eksisterer et *Pentasulfid*, As_2S_5 . De to førstnævnte Forbindelser kunne begge dannes ved Sammensmeltning af Bestanddelene i det ved Formlen angivne Forhold. Trisulfidet endvidere som et citrongult Bundfald ved at fælde en Opløsning af Arsensyring i Saltsyre med Svovlbrinte. $\text{As}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{S} = \text{As}_2\text{S}_3$

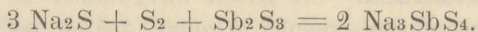
+ 3 H₂O. I Modsætning til Arsensyrling fældes Arsen-syre først, efter længere Tids Henstand, af Svovlbrinte, som først reducerer den til Arsensyrling under Udskillelse af Svovl: $2 \text{H}_2\text{S} + 2 \text{H}_3\text{AsO}_4 (= 3 \text{H}_2\text{O}, \text{As}_2\text{O}_5) = 5 \text{H}_2\text{O} + \text{S}_2 + \text{As}_2\text{O}_3$.

Den dannede Arsensyrling vil da selvfølgelig fældes af Svovlbrinten efter nyligt nævnte Formel, saa Bundfaldet kommer til at indeholde baade Svovl og Svovlarsen. — Svovlarsen er uopløseligt i Saltsyre (Forskjel fra Svovlantimon). Ved Ophedning i Luften giver det Arsensyrling og Svovlsyrning. Det er opløseligt i Svovl-ammonium, Ammoniak og kulsurt Ammon.

Svovlantimon (Antimontrisulfid) Sb₂S₃, findes i Naturen som Spydglandsmalm og kan dannes i samme graa, krystallinske Form ved Sammensmeltning af Bestanddelene. Som et appelsinrødt Bundfald faas det ved at fælde en Opløsning af Iltet i Saltsyre med Svovlbrinte (sammenlign Arsen) $\text{Sb}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{S} = \text{Sb}_2\text{S}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$.

Sulfuretum stibicum laevigatum prøves efter Pharmacopoeen paa Arsen ved at digereres med Ammoniakvand, der opløser Svovlarsen, men ikke Svovlantimon. Filtratet maa ved Overmætning med Saltsyre ikke give gult Bundfald, hellerikke ved Tilledning af Svovlbrinte, (saafremt Arsen havde været tilstede, ikke som Svovlarsen, men som Arsensyrning).

Koges Antimontrisulfid med Svovl og en Opløsning af Svovlnatrium, faas en Opløsning af det saakaldte *Schlipptes Salt*, der ved Afkøling udkrystalliserer i gule, vandholdige Krystaller:



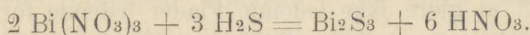
Hældes en Opløsning af dette Salt i fortyndet Svovlsyre, ombyttes denne Syres Brint med Natrium: $2 \text{Na}_3\text{SbS}_4 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \text{H}_3\text{SbS}_4 + 3 \text{Na}_2\text{SO}_4$; men samtidigt afgiver den dannede Brintforbindelse (Sulfoantimon-syre) Brinten i Form af Svovlbrinte, idet $2 \text{H}_3\text{SbS}_4 = 3 \text{H}_2\text{S} + \text{Sb}_2\text{S}_3$.

Denne Forbindelse, *Antimonpentasulfid*, *Guldsvoxl*, udfældes da som et lyst orangefarvet Bundfald, som efter Udvaskning tørres ved svag Varmer og er officinelt i Pharmacopoeen under Navn af *Sulfidum stibicum*.

Koges Antimontrisulfid med en Sodaopløsning, gaar det tildels i Opløsning, da det samtidigt omsætter sig med det kulsure Natron under Dannelse af Svovlnatrium, fri Kulsyre og Antimonilte. Naar Opløsningen saa filtreres koghed og hensættes til Afkjøling, udskiller der sig et brunt Bundfald, det saakaldte *Kermes*, der væsentlig bestaar af Svovlantimon, men dog ogsaa indeholder noget Antimonilte og antimonsyrligt Natron. Da Kermes er en Blanding, vil dets Sammensætning kunne variere efter Kogningens Varighed og Sodaopløsningens Concentration, hvorfor man ved Fremstillingen nøje maa følge den i Pharmacopoeen givne Anvisning.

Baade Kermes og Sulfidum stibicum prøves efter Pharmacopoeen for Arsen ved Ophedning med Soda og chloresurt Kali og ved at anstille den Bettendorfske Prøve paa et concentreret Udtræk af Glødningsresten. Prøven beror paa, at det chloresure Kali under Tilstedeværelse af Soda ilter Svovlantimon til en Blanding af antimonsurt- og svovlsurt Natron og muligt tilstedeværende Arsen til arsensurt Natron. Dette sidste opløses nu let i Vand, medens antimonsurt Natron er uopløseligt (se Pg. 70).

Svovlvismuth, Bi_2S_3 , faaes som et mørkebrunt Bundfald ved Fældning af en salpetersur Vismuthnitrat-Opløsning med Svovlbrinte:



Siliciumgruppen.

Til denne høre følgende vigtigere, Grundstoffer: *Kulstof* (Carboneum): C, *Kisel* (Silicium): Si og *Tin* (Stannum): Sn. De ere alle 4 gyldige, men optræde

ogsaa 2-gyldige. Iltforbindelserne ere sammensatte RO_2 , Svovlforbindelserne RS_2 , Chloriderne RCl_4 . Kulstoffet adskiller sig navnlig fra de andre ved, at det danner en utallig Mængde Forbindelser, der ikke existere for de andre Grundstoffers Vedkommende, og som vi afhandle i et særligt Afsnit af Chemien, den organiske Chemi. Men ogsaa de Kulstofforbindelser, til hvilke der findes tilsvarende Forbindelse af de andre Stoffer, forholde sig i mange Henseender afvigende fra disse. Kulstoffet og dets Forbindelser skulle derfor omtales for sig.

Kulstof

findes frit i Naturen, renest forekommer det som *Diamant*, i regulære Octaedrer. Diamanten findes baade ufarvet og mere eller mindre farvet (de i Caplandet forekommende Diamanter kunne være næsten sorte). Diamanten udmærker sig ved sin Lysbrydningsevne, der gjør den særlig skattet som Ædelsten, og den finder Anvendelse ifølge sin overordentlige Haardhed til at skjære Glas og til Boring. Den kan brænde i Ilt — under Dannelse af Kulsyre — og efterlader herved kun en meget ringe Askemængde.

Urent forekommer Kulstof som *Grafit*, der kan være krystallinskt, eller kan optræde i tætte Masser. Grafit er graat og saa blødt, at det „smitter af“. Det kjendes i Apotheket under Navn af *Plumbago*, og finder Anvendelse til at gjøre ikke ledende Flader ledende for Elektricitet. Det anvendes endvidere til Blyanter, til Grafitdigler, til Kakkelovnsapulver o. s. v.

Endnu mere urent er det i Naturen forekommende amorf Kulstof, der er opstaaet af Forverdenens Planter, og som endnu indeholder Brint og noget Ilt samt mindre Mængder af andre Grundstoffer fra de organiske Lege-mer, hvorfra det er opstaaet. Det i saa Henseende reneste af saadanne Kularter er *Antracit*, derefter kommer

Stenkul (c. 80 % Kul), *Brunkul* (c. 70 % Kul), medens *Tørr*, der betegner det første Stadium af Omdannelsen, kun indeholder c. 60 % Kul. Men foruden disse Urenheder, der ved Ophedning uden Luftens Adgang forflygtiges væsentligst som luftformige Forbindelser (se Pg. 78), indeholde alle disse Kularter betydelige Mængder af uorganiske Urenheder, der, efter at Kullet er bortbrændt, blive tilbage som Aske.

Trækul dannes ved Forkulning af Træ, der enten opstables i Stakke (Miler) dækkede med Græstørv, saaledes at det efter Antændelse kun forbrænder ufuldstændigt, eller det ophedes i Retorter, hvilken sidste Fremgangsmaade har den Fordel, at man da vinder den samtidigt dannede Tjære og Træsyre (se org. Chemi), der ved den første Methode gaar tilspilde. Trækul, der bruges i Officinet, skulle være tilberedte af lettere Træsorter. De skulle være fuldstændigt forkullede, hvad der prøves ved, at de klinge ved at slaas imod en haard Gjenstand eller ved, at de give et farveløst Filtrat ved at koges med Vand. Trækul er et meget porøst Legeme og fortætter derfor i betydelig Grad baade Luftarter og mange farvende og lugtende Stoffer paa sin Overflade. Derfor anvendes det til Affarvning af mange Vædske, f. Ex. vegetabilske Udtræk, til at borttage Fusellugten af Spiritus, og endvidere, navnlig i varmere Egne, til at komme i Ligkister, idet det i rigelig Grad indsuger de ved Forraadnelsen opstaaede Luftarter. Det finder endelig en udstrakt Anvendelse til Krudt, der er en Blanding af Kul, Salpeter og Svovl, og til Indvinding af Metaller, hvis Iltet ved Ophedning dermed reduceres, f. Ex.

$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} = \text{Fe}_2 + 3\text{CO}$ og: $\text{CuO} + \text{C} = \text{Cu} + \text{CO}$.

Benkul vinder ved Forkulning af Ben. Det indeholder Benenes Askebestanddele, der hovedsageligt bestaa af phosphorsur Kalk. Benkul benyttes i Sukker-

fabrikkerne til Affarvning af Sukkersaften, og endvidere til Sværte o. lign.

Kønrøg er et meget findelt Kul, der vindes ved ufuldstændig Forbrænding af Harpix, Petroleumsrester og andet kulrigt Materiale, og som finder Anvendelse til Bogtrykkersværte, til sort Malerfarve, Tusch o. s. v.

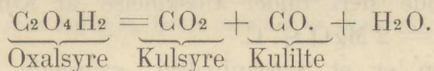
Kulstoffets Brintforbindelser.

Af de mange Kulbrinter, der eksistere, og som nærmest henhøre under den organiske Chemi, skulle vi her kun nævne 3, nemlig Methan, Æthylén og Acetylén, hvilke alle tre ere farveløse Luftarter, der dannes ved tør Destillation af mange organiske Legemer og derfor ogsaa findes i Stenkulsgassen. *Methan* eller let Kulbrinte, CH_4 , forekommer ofte i Stenkulsgruberne (Grubegas) og kan dér give Anledning til frygtelige Ulykker, da den med den atmosfæriske Luft giver en Blanding, der ved Antændelse exploderer med stor Voldsomhed. Man sikkrer sig herimod ved i Gruberne udelukkende at benytte den *Davy'ske* Sikkerhedslampe, ved hvilken Blusset er omgivet med et Metalnet, som afkjøler Flammen saaledes, at der kun foregaar smaa Explosioner indenfor Nettet. Naar man da slukker Lampen, før dette bliver glødende, er Faren afværget. *Methan* dannes ogsaa ved Forraadnelse under stillestaaende Vand (Sumpgas). Den brænder med ikke lysende, svag blaa-lig Flamme. *Æthylén*, C_2H_4 og *Acetylén*, C_2H_2 brænder derimod begge med sodende Flamme, idet de ved den høje Temperatur udskille Kulstof. De betinge derfor væsentligst Gassens lysende Evne, thi Brinten, hvoraf Gassen indeholder c. 50 %, brænder med meget høj Temperatur, saaledes at de udskilte Kulpartikler blive glødende i Flammen og udstraale et stærkt Lys.

Kulstoffets Iltter.

Kulstof danner 2 Iltter, Kulilte og Kulsyre.

Kulilte, CO , er en farveløs Luftart uden Lugt og Smag og kun i ringe Grad opløselig i Vand. Den er meget giftig, idet den fortrænger Iltten fra de røde Blodlegemer. Den dannes ved ufuldstændig Forbrænding af Kul eller ved at lede Kulsyre over glødende Kul: $\text{CO}_2 + \text{C} = 2 \text{CO}$, og opstaar derfor i de glødende Kullag i Ovnene, og har ofte, naar man i Uvidenhed eller Ubetænksomhed har lukket Spjældet for en Kakkelovn med Kulgløder, ved at trænge ind i Værelset, givet Anledning til Forgiftningstilfælde. Kulilte fremstilles f. Ex. ved Opledning af Oxalsyre (se org. Chemi) med concentreret Svovlsyre.



Svovlsyren virker vandsugende, og Kulsyren lader man indsuges af en Natronopløsning, medens Kulilten gaar videre og opsamles over Vand i et Gasometer.

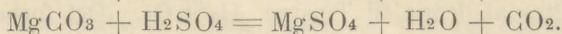
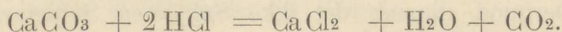
Kulsyre, CO_2 , forekommer i Luften i fri Tilstand (3 Rumfang paa hver 10,000 Dele Luft). Den dannes ved Aandedrætsprocessen, ved Forbrænding af alle kulstofholdige Stoffer, samt ved Forraadnelse og Formuldnings (se Pg. 55). I vulkanske Egne og enkelte andre Steder strømmer den i stor Mængde ud af Jorden, og den kan da ligefrem ved stærkt Tryk pumpes paa stærke Jernbeholdere, i hvilke den, fortættet til en Vædske, gaar i Handelen. Ogsaa i Brønde, Kjældere og andre dybtliggende Steder samler den sig stundom i stor Mængde, og det er da farligt at stige ned i saadanne Rum, eftersom Kulsyren har fortrængt Luften og virker kvælende.

Kulsyren er en farveløs Luftart uden Lugt og af en svagt syrlig Smag. Den har Vægtfylden 1,52 og er ved almindeligt Tryk opløselig i et lige Maal Vand. Opløseligheden er omtrent den samme ved højere Tryk indtil 5 Atmosfærer, men da Kulsyren jo herved er sammenpresset, vejer det samme Volumen af den saamange Gange mere, som det forøgede Tryk angiver. Vand, der under Tryk er mættet med Kulsyre, har vi i mange baade naturlige og kunstige mineralske Vande, som derfor, naar Trykket ophæves, under Brusning afgive Kulsyren i rigelig Mængde. Som angivet Pg. 28, indeholder Kildevand og Brøndvand ogsaa en større Mængde Kulsyre, der meddeler det en forfriskende Smag. Kulsyren underholder ikke Forbrændingen; en brændende Træspaan slukkes strax ved at føres ned i et Glas fyldt dermed. Dog kunne ganske enkelte Stoffer, som Kalium og Magnium, brænde deri under Udskillelse af Kul, f. Ex. $Mg_2 + CO_2 = 2 MgO + C$.

Kulsyren er et Syreanhydrid, svarende til Syren H_2CO_3 , der ikke selv kjendes, men hvoraf talrige Salte existere, dels naturligt, dels kunstigt fremstillede. Af de naturlige forekommer navnlig Kalksaltet, $CaCO_3$, rigeligt som *Kridt*, *Kalksten* og *Marmor*; i mindre Mængde som *Kalkspath* og *Aragonit*. Endvidere findes *kulsur Magnesia* $MgCO_3$ (*Magnesit*), *kulsur Baryt* $BaCO_3$ (*Vitherit*), *kulsurt Jernforilte* $FeCO_3$ (*Jernspath*) og mange flere. Alle kulsure Salte undtagen de kulsure Alkalier ere uopløselige i rent Vand — i kulsyreholdigt Vand ere mange noget opløselige. Kulsyren kan derfor kjendes ved at ledes i Kalkvand, hvorved der udskilles et hvidt Bundfald af kulsur Kalk. De kulsure Salte benævnes Carbonater.

Kulsyren fremstilles: 1) Ved Forbrænding af Kul, $C + O_2 = CO_2$. 2) Ved Ophedning af kulsure Salte, sædvanligvis kulsur Kalk, $CaCO_3 = CaO + CO_2$. 3) I det chemiske Laboratorium og i Mineralvandsfabrika-

tionen fremstilles den ved til Calcium- eller Magnium-carbonat at sætte en Syre (Svovlsyre eller Saltsyre).



Kisel (Silicium). Si = 28.

Silicium er næstefter Iltten det Grundstof, der forekommer i størst Mængde i Naturen. Det findes ikke i fri Tilstand, men i stor Mængde som Kiselsyreanhydrid, SiO_2 , eller som kiselsure Salte. Ogsaa i Plante- og Dyreriget optræder det, men som en mindre væsentlig Bestanddel.

Det faas som et brunt Pulver ved Smeltning af Sand med Magnium: $\text{SiO}_2 + \text{Mg}_2 = \text{Si} + 2 \text{MgO}$. — Ved Sammensmeltning med Zink kan det faas krystallinskt, naar Metallet efter Afkøling udtrækkes med Saltsyre, hvori Silicium er uopløseligt.

Tin. (Stannum.) Sn = 118

forekommer som Tinsten, SnO_2 (Tinsyreanhydrid).

Det er et hvidt, blødt Metal af Vægtfylde 7,29, der let krystalliserer, hvad der f. Ex. viser sig ved, at en Tinstang knager, naar den bøjes, fordi Krystallerne derved gnides mod hverandre. Det lader sig udvalse til tynde Blade (Tinfole). Først ved Ophedning forener det sig med Luftens Ilt og brænder da til den saakaldte Tin-aske, der er en Blanding af Tin og Tinsyreanhydrid. Ved almindelig Temperatur holder det sig godt i Luften og bruges derfor meget til at overtrække andre mindre modstandsdygtige Metaller med. Særlig bruges det til Fortinning af Kobber og til Hvidblik, der faas ved at dyppe Smedejernsplader i smeltet Tin. Tin opløses let af Saltsyre under Brintudvikling: $\text{Sn} + 2 \text{HCl} = \text{SnCl}_2 + \text{H}_2$. Ligeledes opløses det af concentreret, varm

Svovlsyre under Dannelse af Svovlsyring (ligesom Kobber, se Pg. 39). $\text{Sn} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{SnSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Derimod danner det ikke Salt med Salpetersyre, men iltes af denne til Tinsyre, H_4SnO_4 . Det forholder sig saaledes dels som et Metal, dels som et Metalloid; som et Metal i de Forbindelser, hvori det optræder 2-gyldigt, som et Metalloid i de, hvori det er 4-gyldigt.

Iltforbindelser og Hydroxyder.

Af Silicium kjende vi Kiselsyreanhydrid, SiO_2 , og Kiselsyre, H_4SiO_4 ; af Tinnet kjende vi Tinforilte, SnO , og Tinforiltehydrat, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, der forholde sig som Baseanhydrid og Base, samt Tinsyreanhydrid, SnO_2 , og Tinsyre, $\text{Sn}(\text{OH})_4$.

Kiselsyreanhydrid, SiO_2 , findes i Naturen i stor Mængde som Kvarts og Sand, krystallinsk som Bjergkrystal, Amethyst og Røgtopas, amorf som Flint, Agat, Opal, Jaspis o. s. v. Det faas ved Ophedning af Kiselsyre som et hvidt Pulver, fuldstændig uopløseligt i Vand og Syrer, undtagen i Fluorbrinte.

Kiselsyren faas af Vandglas, der igjen fremstilles ved Sammensmeltning af Sand med tør Soda. Sætte vi Saltsyre til kiselsurt Natron (Vandglas), vil der dannes Chlornatrium, og Kiselsyren vil frigjøres: $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaCl} + \text{H}_4\text{SiO}_4$. Hvis Vandglasopløsningen er nogenlunde concentreret, vil Kiselsyren udskilles som et geléagtigt Bundfald; er den meget fortyndet, kommer der intet Bundfald, da Syren er noget opløselig i Vand. Den kan renses ved *Dialyse*, hvorved Chlornatrium og Overskud af Saltsyre fjernes, medens den amorfe Kiselsyre bliver tilbage og ved Tørring i Luften eller i Svovlsyreklokken viser sig som et hvidt Pulver, der lader sig opløse i Fluorbrinte og i Natronlud.

De kiselsure Salte, Silicater, ere med Undtagelse af

Kalium- og Natriumsaltet (Kali- og Natron-Vandglas), uopløselige i Vand. Mange af dem udgjøre almindelige Bestanddele af Mineralier og Bjergarter.

Tinforilte er et sort Pulver, der faas ved Ophedning af Hydratet $\text{Sn}(\text{OH})_2$. Dette, der er hvidt, faas ved at fælde en Tinforchloropløsning med Kali eller Natron.

Tinsyreanhydrid, SnO_2 , findes naturligt som Tinsten og dannes ligeledes ved Ophedning af Hydroxydet, Tinsyren.

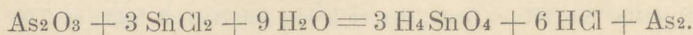
Tinsyre, H_4SnO_4 , eksisterer i 2 Modifikationer: 1) som *a. Tinsyre* eller *opløselig Tinsyre*, 2) som *b. Tinsyre*, *meta Tinsyre* eller *uopløselig Tinsyre*. Den første dannes ved Sønderdeling af Tintvechlor med Vand: $\text{SnCl}_4 + 4\text{HOH} = \text{H}_4\text{SnO}_4 + 4\text{HCl}$, eller ved Sønderdeling af Alkalisaltet med en Syre. Den er opløselig Saltsyre og Natron. Den uopløselige Tinsyre dannes ved at ilte Tin med Salpetersyre, den er uopløselig i de nævnte Opløsningsmidler, men danner ligesom den første et hvidt Pulver, som ved Smeltning med Natron i en Sølvskaal giver tinsurt Natron.

Chlorider.

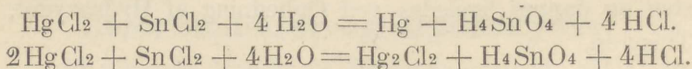
Baade Silicium og Tin forene sig direkte med Chlor ved Opvarmning, og danne henholdsvis *Siliciumchlorid*, SiCl_4 , og *Tintvechlorid*, SnCl_4 , der begge ere Vædsker, som med Vand let spaltes i Saltsyre og den tilsvarende Syre, og derfor ryge i fugtig Luft. Tin danner tillige:

Tinforchlorid, Sn.Cl_2 , som faas krystalliseret med 2 Molekuler Vand ved at opløse Tin i Saltsyre og inddampe Opløsningen. Det benyttes i Farverier og gaar i Handelen under Navn af *Tinsalt*. I den chemiske Analyse har det Anvendelse som Reduktionsmiddel, idet

det ved at optage Ilt let gaar over til en saltsur Op-
løsning af Tinsyre. Herpaa beror den Bettendorff'ske
Arsenikprøve, hvorved Arsensyring reduceres til brunt,
amort Arsen.



Ligeledes reducerer det Kvægsølvtechlor under Ud-
skillelse af Kvægsølvforchlor eller Kvægsølv:

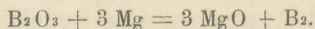


Svovlforbindelser. Tin danner ved Sammen-
smeltning med Svovl *Tinforsvovl*, SnS , der er et graat
Legeme. Ved Anvendelse af den dobbelte Svovlmængde
fordamper Halvdelen af denne uden at indgaa i Forbin-
delsen, med mindre man tillige tilsætter Kvægsølv og
Chlorammonium. I saa Fald ville disse 2 flygtige Stoffer
under Ophedningen ved deres Fordampning binde saa-
megen Varme, at hele Svovlmængden kan forblive i
Forbindelse med Tinet, og der dannes da *Tintvesvovl*,
 SnS_2 , der er et smukt, gult, krystallinskt Legeme, som
under Navn af *Musivguld* finder Anvendelse til Bronzering.

Bor. B = 11.

Bor har ikke nogen bestemt Plads i det chemiske
System. I sine Egenskaber ligner det Silicium en Del;
men da det udelukkende er tregyldigt, svare dets For-
bindelser i Sammensætning til de, hvori Kvælstofgruppens
enkelte Led optræde med denne Valens.

Boret selv kan ligesom Silicium optræde baade krystallinskt
og amort, og det fremstilles paa tilsvarende Maade, nemlig ved at
reducere Iltet, Borsyreanhydrid med Magnium:



Borsyre, H_3BO_3 . Bor danner kun et Ilte, Borsyreanhydrid: B_2O_3 , der faas ved Ophedning af den tilsvarende *Borsyre*. Denne forekommer naturligt, dels aflejret som *Sassolin*, dels strømmer den sammen med Vanddampe ud af Klipperevner i Toscana. Af disse, saakaldte *Suffioner*, vindes den ved, at Dampene ledes i murede Bassiner med Vand, og den tilvejebragte Borsyreopløsning inddampes derpaa ved Varmen af selve de udstømmende Dampe, som gennem Kanaler ledes under flade Inddampningspander. Den udkrystalliserede Borsyre renses ved Omkrystallisation og tørres paa lignende Maade.

Borsyren er et hvidt, perlemoderglindsende, krystallinskt Legeme, der er tungt opløseligt i koldt Vand (1 Del i 25 Dele). Den er lettere opløselig i Vinaand og endnu lettere i Glycerin. Den vinaandige Opløsning brænder med grøn Flamme. Medens den ligesom andre Syrer farver det blaa Lakmospapir rødt i vandig Opløsning, farver den i Modsætning til disse det gule Curcumapapir brunt. Ved disse Ejendommeligheder kan den let eftervises i den kemiske Analyse. Borsyren vindes ogsaa af de naturligt forekommende borsure Salte (Borater) som Borax, der er et Salt, svarende til Tetra-borsyre, en Anhydrosyre, dannet af 4 Molekuler Borsyre ved at 5 Vandmolekuler ere traadte ud. $4\text{H}_3\text{BO}_3 \div 5\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$. Ogsaa af *Borasit*, borsur Magnesia, faas Borsyre ved Behandling med en anden Syre, som med Basen i Boratet danner et opløseligt Salt, medens Borsyren udkrystalliserer. Det i Handelen gaaende *Asep-tin* er Borsyre.

Metallerne.

Betegnelsen Metaller og Metalloider have ikke nogen videnskabelig Betydning længere. Der kan ikke drages nogen skarp Grændse mellem disse 2 Grupper (f. Ex. forholde Vismuth og Tin sig med Hensyn til deres fysiske Egenskaber som Metaller, medens de i chemisk Henseende ofte slutte sig henholdsvis til Kvælstof- og Siliciumgruppen, altsaa til Metalloiderne). — I Almindelighed kan man sige, at Metallerne ere de Grundstoffer, der i compakt Tilstand have Metalglands (se dog Jod og Grafit) og hvoraf et eller flere Ifter ere Baseanhydrider.

Metallerne ere faste Legemer, kun Kvægsølv er flydende. De ere ugjennemsigtige, i Reglen af hvid eller graablaa Farve. Dog er Kobber rødt, Guld og enkelte andre gule. Deres fysiske Egenskaber variere iøvrigt betydeligt, saaledes Vægtfylden fra 0,59 (Lithium) til 22,5 (Osmium), Smeltepunktet fra -40° (Kvægsølv) til c. 1800° (Platin) og derover. — Kalium og Natrium ere voxbløde, Bly rides af Neglen, Jern og Zink ere betydeligt haardere, men rides af Glas, medens enkelte som Mangan og Chrom ere saa haarde, at de kunne ride Glas. Evnen til at lade sig udhamre i tynde Plader (Smidighed) er meget stor for flere Metaller Vedkommende, f. Ex. Guld og Sølv, mindre f. Ex. for Jern og Zink. Metallernes Styrke maales ved den Vægt, en Metaltraad af et bestemt Gjennemsnit kan bære uden at briste. Temperaturen forandrer ofte disse Egenskaber i væsentlig Grad ligesom ogsaa smaa Mængder af frem-

mede tilsatte Stoffer. Saaledes optræder Jern som Smedejern, som Staal og som Støbejern i 3 forskellige Former paa Grund af et ulige Kulstofindhold. Metallerne ere gode Ledere for Varme og Elektricitet; kun enkelte af dem kunne blive magnetiske.

Ved Sammensmeltning af Metaller faas *Legeringer*, der have metallisk Udseende, men som kunne have Egenskaber, der ikke lade sig beregne af Bestanddelenes. Jevnlig vil f. Ex. Smeltepunktet ligge lavere end for Metallerne, hvoraf de ere dannede. — Kvægsølvets Legeringer kaldes Amalgame.

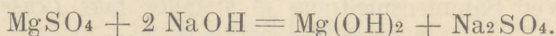
I ældre Tid inddelte man Metallerne i lette og tunge Metaller, idet man ved de lette forstod de, hvis Vægtfylde laa under 5. Næsten alle disse Metaller angribes let af fugtig Luft — dog holder Aluminium og tildels Magnium sig godt. — Ogsaa de fleste af de øvrige Metaller angribes af Luftens Ilt under Tilstedeværelse af Fugtighed; men naar den Hinde (af Hydroxyd eller basisk Carbonat), der derved dannes paa Overfladen, er uigjennemtrængelig for Luften, beskytter den Metallet mod videre Indvirkning. Saaledes ere Forholdene f. Ex. for Magnium og Zink, men ikke for Jern, da det paa Overfladen dannede Jerntveiltehydrat er porøst.

Ved Opløsning af et Metal i en Syre dannes et Salt, idet Metallet erstatter Syrens Brint, som enten frigjøres eller, saafremt Syren har iltende Egenskaber, omdannes til Vand. Opløsningen indeholder altsaa Saltet og ikke Metallet. En Opløsning af Metallet som saadant kan overhovedet ikke tilvejebringes.

Metallernes almindeligste Forbindelser ere: Iltter og Hydroxyder (der ere Baser), Svovlforbindelser og Salte.

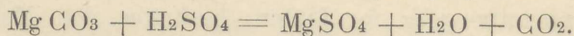
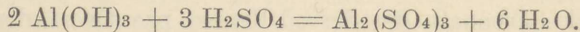
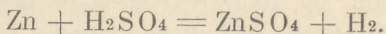
Iltterne faas oftest ved Ophedning af flygtige Syrers Salte, idet Syreanhydridet gaar bort i Varmen. F. Ex. faas Zinkilte ved Ophedning af Carbonatet, Blyilte ved Ophedning af Nitratet; f. Ex.: $\text{ZnCO}_3 = \text{ZnO} + \text{CO}_2$ og: $\text{Pb(NO}_3)_2 = \text{PbO} + \text{N}_2\text{O}_4 + \text{O}$.

Baserne, der overvejende ere uopløselige i Vand, faas i Reglen ved Hjælp af de opløselige Baser, Kali (KOH), Natron (NaOH), eller Ammoniak (som fremstilles paa særlige Maader), idet en af disse sættes til en Opløsning af Metalsaltet, hvis Base da udfældes, f. Ex.:



Svovlforbindelserne kunne dannes ved Sammensmeltning af Metallet med Svovl, f. Ex. Svovljern: $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$. Som allerede tidligere omtalt (Pg. 36) kunne de ogsaa faas ved at fælde Opløsningen af et Salt med Svovlbrinte eller Svovlammonium.

Saltene fremstilles, hvis de ere opløselige, i Almindelighed ved at opløse enten Metallet, Iltet, Basen eller Carbonatet i vedkommende Syre, f. Ex.:



Hvis de ere uopløselige, faas de ved at fælde et opløseligt Salt af Metallet med et opløseligt Salt af den i det ønskede Salt indeholdte Syre; f. Ex. faas kulsur Magnesia af Magniumsulfat og Soda: $\text{MgSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{MgCO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$. Phosphorsur Kalk faaes af Chlorcalcium og phosphorsurt Natron: $[\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{HPO}_4 = \text{CaHPO}_4 + 2 \text{NaCl}$.

Metallerne fremstilles af deres naturlige Malme. Hvis disse ere Iltet eller Carbonater, reduceres de ligefrem ved Ophedning med Kul; hvis de ere svovlholdige, maa de først undergaa en Ristning, hvorved Svovlet brænder bort og Malmen iltet.

Metallerne inddeles, ligesom Metalloiderne, efter Overensstemmelsen i deres Egenskaber, i Grupper; i disse medtage vi dog her kun de, der have større Betydning.

Alkalimetallerne.

Hertil høre de vigtige Metaller *Kalium* og *Natrium*, de mindre vigtige *Lithium*, *Caesium* og *Rubidium*, samt det sammensatte Radical, *Ammonium*, der, som tidligere omtalt, forholder sig som et Metal.

Kalium K = 39 og Natrium Na = 23

forekomme begge meget udbredt i Naturen. Som Silicater findes de i *Feldspatharterne*, ved hvis Forvittring de gaa over i Jordbunden og optages af Planterne. Det er dog navnlig Kalium, der har Betydning for disse. Baade Natrium og Kalium optræde i Dyreriget, særligt som Chlorider og Phosphater. I Havvandet findes de særligt som Chlorider, Natrium dog i langt overvejende Mængde, men i de mægtige Saltlag, som Havvandet paa sine Steder (Stassfurt. Wielitzka o. fl.) har afsat i tidligere Jordperioder, findes ovenpaa Stensaltlaget Mineralier, der indeholde Kaliumsalte i betydelig Mængde, f. Ex. *Karnallit*, der bestaar af Chlorkalium og Chlormagnium. $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$.

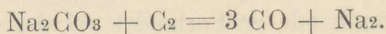
For Natriumets Vedkommende danner Chloridet Udgangspunktet for alle andre Natriumforbindelsers Fremstilling, idet det benyttes til Fabrikation af Soda, hvoraf saa de andre Forbindelser faaes. For Kaliumforbindelsernes Vedkommende er Forholdet vel det samme; men en betydelig Mængde af Carbonatet (Potaske) faaes dog ogsaa af Planteaske, hvori det altid indeholdes, dannet ved Forbrænding af de organiske Syrers Kalisalte, som opstaa ved Plantens Livsproces (f. Ex. citronsur, oxalsurt, vinsurt og æblesurt Kali).

Baade Kalium og Natrium ere hvide, voxbløde Metaller, som øjeblikkelig ilte sig i Luften og derfor maa opbevares i Petroleum, der bestaar af Kulbrinter og

saaledes ikke kan virke iltende. De smelte begge under Vandets Kogepunkt, og deres Vægtfylde er mindre end Vandets. Kastes de paa Vand, svømme de ovenpaa dette, som de dekomponere under Dannelse af Alkali-metallets Hydroxyd og fri Brint. $F. Ex. K + H_2O = KOH + H$. For Kaliumets Vedkommende er Varme-udviklingen ved denne Proces saa stærk, at Brinten tændes, og den brænder da med violet Flamme, idet Kalium meddeler farveløse Flammer denne Farve. — For Natriumets Vedkommende antændes Brinten kun, naar Metallet kastes paa varmt Vand, eller naar man ved at lægge det paa et lille Stykke Filtrepapir sørger for, at det ligger stille, saaledes at Vanddelene omkring det opvarmes. Brintflammen vil da farves intens gul af Natrium. — Ligesom disse Metaller let forene sig med Ilt, saaledes forene de sig ogsaa let og under stærk Varmeudvikling med Halogenerne og Svovl.

Da den Tiltrækning, de have til saadanne Stoffer, er større end for noget andet Metals Vedkommende, benyttes det billigste af dem, Natrium, til at frigjøre mindre elektropositive Metaller (Al, Mg) af deres Chlorforbindelser. — Af Legeringer benyttes Natriumamalgam som Reduktionsmiddel i vandig Vædske.

Kalium og Natrium, der begge forholdsvis let forflygtiges, fremstilles ved Ophedning af det kulsure Salt med Kul; Metallet overdestillerer da og opsamles i særlige Forlag, som indeholde Petroleum:



Iltter og Hydroxyder. Begge Metaller danne Iltter af Formlen R_2O , som imidlertid ikke have nogen Betydning. Hydroxyderne, *Kali- og Natronhydrat*, KOH og $NaOH$, ere derimod meget vigtige Forbindelser. De ere begge hvide, faste Legemer, der let smelte og derfor hyppigt gaa i Handelen støbte i tynde (ca. 1 Kvarter lange) Stænger. De opløses let, under Varme-

udvikling i Vand, ere vandsugende og stærkt ætsende. I Luften indsuge de Vand og Kulsyre og flyde hen; men medens Kaliet holder sig flydende, da kulsurt Kali er et henflydende Salt, vil Natronet igjen blive fast, naar det er omdannet til det forvittrende kulsure Natron. De ere stærkere end alle andre Baser og udfælde disse af deres opløselige Salte (se Pg. 88). Af de udfældede Baser kunne nogle igjen opløses i et Overskud af Alkalihydratet. Saaledes opløses Lerjordhydrat, Zinkiltehydrat og Blyiltehydrat; og disse Hydroxyder kunne i den chemiske Analyse ofte ved dette Forhold skilles fra andre Baser, som ikke opløses i Overskud af Alkaliet. Kali er den stærkeste Base af de 2 og virker stærkere ætsende end Natron. Natron er billigere end Kali, dels itølge Handelsværdien, dels fordi Natriums Atomtal er mindre end Kaliums, saaledes at man med 40 Vægtdele Natron (Molekulets Vægt) opnaaer det samme som med 56 Vægtdele Kali; Natron anvendes derfor mest i Chemien. Industrielt anvendes det særlig til Sæbefabrikation.

Disse Hydroxyder fremstilles ved at koge en Opløsning af Soda eller Potaske med Kalkmælk, der tilsættes, indtil en lille udtagen Prøve kan filtreres ned i fortyndet Svovlsyre, uden at der udvikles Kulsyre. Processen ($\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 + 2 \text{NaOH}$) er i saa Fald tilende, og Opløsningen, der indeholder Natron (eller Kali), skilles fra Bundfaldet, som bestaar af kulsur Kalk. Man lader Opløsningen henstaa til Klaring paa tilproppede Flasker, for at den ikke skal indsuge Kulsyre fra Luften. Derpaa aftrækkes den med en Hævert og inddampes, mod Slutningen i en Sølvskaal, da Opløsningen i concentreret Tilstand angriber alle andre Metaller saavel som Glas og Porcellain. Den indtørrede Masse smeltes og støbes i Stænger. — Det saaledes fremstillede Natron eller Kali er aldrig chemisk rent, men indeholder dels mindre Mængder Saltsyre eller

Svovlsyre fra det anvendte kulsure Salt, dels ogsaa Lerjord fra Kalken eller Jern fra Inddampningskarret. Produktet kan renses ved at opløses i Alkohol, hvorved de nævnte Urenheder tildels ville blive tilbage. I ren Tilstand kunne begge faas af Metallet og Vand (se ovenfor).

Efter Pharmacopoea Danica maa *Hydras kalicus* og *Hydras natricus* kun indeholde et Spor af Saltsyre og Svovlsyre, hvad der, efter Overmætning med fortyndet Salpetersyre eller Saltsyre, prøves ved de sædvanlige Reagenser. Da der stundom ved Fremstillingen af disse 2 Præparater benyttes en Smeltning med lidt Salpeter for at ilte organiske Indblandinger og derved faa et hvidere Produkt, prøver Pharmacopoeen ogsaa med Ferrosulfat for Salpetersyre, der ikke maa indeholdes. Lerjord paavises, efter Overmætning med Saltsyre, ved Ammoniakvand, og iøvrigt prøves Renhedsgraden ved, at en stærk, vandig Opløsning med Vinaand kun maa give et ringe Bundfald (svovlsure Salte), og ved Mætningsprøve med normal Saltsyre, hvoraf dog kun fordres forbrugt 90 % af den theoretiske Mængde, nemlig til $\frac{1}{100}$ af et Grammolekule (0,56 gr. KOH og 0,4 gr. NaOH) 9 Ccm. normal Saltsyre.

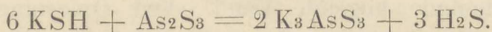
Svovlforbindelser. Kalium og Natrium forene sig yderst let med Svovl og danne dermed efter Mængden af dette R_2S , R_2S_2 , R_2S_3 o. s. v. indtil R_2S_5 . De samme Forbindelser kunne ogsaa dannes ved at koge Hydroxyderne med Svovl, eller ved at smelte Carbonaterne dermed; men da der herved tillige vil dannes enten Thiosulfat eller Sulfat af Alkaliet, er Produktet blandet med disse Stoffer. Et saadant Præparat er det i Pharmacopoeen optagne *Hepar Sulfuris*, der fremstilles ved Smeltning — under jævn, ikke for høj Varme — af 2 Dele rensat, kulsurt Kali med 1 Del Svovl, indtil en lille udtagen Prøve kan opløses klart i 2 Dele Vand. Den chemiske Proces, der herved foregaar, vil væsenligt være: $3K_2CO_3 + S_8 = K_2S_2O_3 + 2K_2S_3 + 3CO_2$. En vandig Opløsning af Hepar Sulfuris giver ved Tilsætning af en Syre Udskilning af frit Svovl og Udvikling af Svovlbrinte (smgl. Sulfur præcipitatum Pg. 35): $K_2S_3 + 2HCl = 2KCl + H_2S + S_2$.

Ved at lede Svovlbrinte til en Opløsning af Kali eller Natron dannes: *Kalium- eller Natriumsulfhydrat*, f. Ex. $\text{KOH} + \text{H}_2\text{S} = \text{KSH} + \text{H}_2\text{O}$.

Det ses, at disse Forbindelser forholde sig som Hydroxydet, hvori Ilt er erstattet af Svovl. Ligesom Baserne forene sig med Syrer eller Syreanhydrider til Salte, saaledes danne Kalium- og Natriumsulfhydrat med Sulfosyreanhydrider Sulfosalte, der i Sammensætning forholde sig som de tilsvarende almindelige Salte, hvori Ilt er ombyttet med Svovl. De ere altsaa Sulfobaser, og, da de danne opløselige Sulfosalte, formaa de at opløse mange sure Svovlforbindelser (se Pg. 74). F. Ex.:



Sulfocarbonsurt Kali.



Sulfoarsensyrigt Kali.

Chlorider. Som allerede omtalt, findes Chlornatrium i stor Mængde i Havvandet, i de store Have c. 2,7 ‰; endvidere aflejret i Jorden som Stensalt (f. Ex. Stassfurth og Wielitzka), og i Saltkildernes Vand (Lüneburg og flere Steder i Tydskland). Chlorkalium findes ligeledes afsat af Havvandet i Stassfurterlagene, i de øverst liggende saakaldte *Afrømningssalte*, som *Karnallit* ($\text{KCl} \cdot \text{Mg} \cdot \text{Cl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$). De krystallisere begge vandfrit i Tærninger og ere let opløselige i Vand. Chlornatrium 1 Del i 3 Dele Vand, Chlorkalium 1 Del i 4 Dele ved 0°, men, medens Chlornatrium kun er lidt mere opløseligt i kogende Vand, er Chlorkalium betydeligt lettere opløseligt deri.

Chlornatrium fremstilles af Havvandet, særlig ved Middelhavets Kyster, i de saakaldte Salthaver. Havvandet ledes ind i Bassiner, hvor det fordamper ved Solens Varme, og i en første Række Bassiner udskiller tungere opløselige Salte, hvorefter det i en anden Række afsætter

Kogsaltet, medens Moderluden benyttes til Fremstilling af endnu lettere opløselige Salte, f. Ex. Natriumsulfat, samt til Fremstilling af Brom (se Pg. 47). Endvidere faas det i stor Mængde ved Omkrystallisation af Stensalt, der forekommer i store, vandklare Krystaller, og hvoraf udsøgte Stykker efter Pulverisering ligefrem kunne benyttes som rent Kogsalt. Endelig vindes det ogsaa ved Inddampning af Saltkildernes Vand, hvor Inddampningen ofte foretages i de saakaldte Graderværker ved at lade Vandet risle ned over store Risgjærder, hvorpaa de tungere opløselige Urenheder da afsætte sig som „*Tornsten*“, medens den concentrerede Kogsaltopløsning slutteligt inddampes i Jernpander.

Chlorkalium vindes af Karnallit, som opløses i en ringe Mængde kogende Vand. Ved Opløsningens Afkøling udkrystalliserer Chlorkalium, medens det lettere opløselige Chlormagnium forbliver i Moderluden. — Chlornatrium anvendes i stor Mængde i Husholdningen, til Fremstilling af Soda og andre Natriumsalte, samt til Fremstilling af Chlor og de Salte, hvortil dette benyttes (f. Ex. Chlorkalk). — Chlorkalium benyttes til Fremstilling af Potaske, til chlorsurt Kali og til Salpeter.

Chlornatrium er officinelt i Pharmacopoeen og maa efter dennes Fordringer være rent. Medens det almindelige raa Kogsalt indeholder lidt Gibs, Brom- og Jodmagnium samt andre Urenheder, maa det officinelle Præparat (i Opløsning 1—10) ikke reagere paa Chlorbaryum (Svovlsyre), kulsurt Natron (Kalk og Magnesia), eller Svovlbrinte og Svovlammonium. Efter Tilsætning af Jerntvechlor maa det ved Omrystning ikke farve Chloroform (Jod).

Bromider, R Br. — *Bromkalium*, K Br, danner hvide, tærningformede Krystaller, der ere opløselige i 2 Dele Vand. *Bromnatrium*, Na Br, er et hvidt, krystallinsk Pulver, der er endnu lettere opløseligt i Vand, og i Modsætning til Bromkalium let opløseligt i Vinaand. De fremstilles navnlig paa 2 Maader: 1) Ved at sætte Brom

til Basen, indtil Opløsningen begynder at farves. Herved dannes: $6 \text{ KOH} + \text{Br}_2 = \text{KBrO}_3 + 5 \text{ KBr} + 3 \text{ H}_2\text{O}$. Opløsningen afdampes derefter til Tørhed, og Resten glødes med Sukkerkul, hvorved det dannede bromsure Kali reduceres til Bromkalium: $\text{KBrO}_3 + \text{Cs} = \text{KBr} + 3 \text{ CO}$. Saltet renses derefter ved Omkrystallisation. 2) Ved at behandle Jern, udrørt med lidt Vand, med Brom i Kulden. Herved dannes Jernforbrom, FeBr_2 , som ved Kogning med rent tvekulsurt Kali eller tvekulsurt Natron giver Bundfald af Ferrocarbonat og en Opløsning af Bromalkaliet, som indampes til Krystallisation: $\text{FeBr}_2 + 2 \text{ KHCO}_3 = \text{FeCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + 2 \text{ KBr}$. — Ringe Mængder af Chlor og Jod, som kunne være i de paa en af disse Maader fremstillede Præparater, fjernes, naar Opløsningen koges med Bromvand.

Baade Bromkalium og Bromnatrium ere officinelle i Pharmacopoeen. De prøves paa sædvanlig Maade for Metaller, for Svovlsyre og Kulsyre, og endvidere for Jodmetaller ved Tilsætning af Jernchlorid og Rystning med Chloroform, der ikke maa farves violet. Endelig prøves de for bromsurt Salt ved Tilsætning af fortyndet Svovlsyre, der ikke strax maa farve Krystallerne gule af udskilt Brom, idet $5 \text{ KBr} + \text{KBrO}_3 + 3 \text{ H}_2\text{SO}_4 = 3 \text{ K}_2\text{SO}_4 + 6 \text{ Br} + 3 \text{ H}_2\text{O}$.

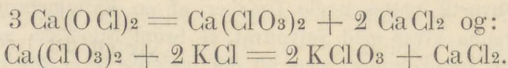
Begge Saltenes Renhedsgrad prøves endvidere, navnlig med Hensyn til Chloralkalier, ved den Mængde af en $\frac{1}{10}$ normal Sølvnitratopløsning, der medgaar til Bromets fuldstændige Fældning. Til 0,15 gr. Bromkalium maa der ikke bruges mere end 12,8 Ccm. af en Sølvnitratopløsning $\frac{1}{10}$ normal, hvad der svarer til 0,152 gr. Bromkalium. Hvis der medgaar mere til Fældningen, indeholdes der Chlor i Forbindelsen, idet Chlorkalium har et mindre Molekultal, saaledes at den samme Vægt af dette forbruger en større Mængde Sølvnitrat (nemlig 0,15 gr. — 20,1 Ccm). Bestemmelsen udføres saaledes, at det ved 100° tørrede og afvejede Salt opløses i Vand, hvortil sættes nogle Draaber af en Kaliumchromatopløsning. Denne giver med Sølvnitrat et brunt Bundfald, som imidlertid først fremkommer, naar alt det lysegule Bromsølv er fældet. Man tildrypper nu Sølvnitratopløsningen, indtil Bundfaldet netop bliver brunt, og aflæser da paa Buretten det forbrugte Volumen af Opløsningen.

Jodider. *Jodkalium*, KJ, krystalliser ligesom Bromkalium i Tærninger, men er lettere opløseligt i Vand (i $\frac{3}{4}$ Dele) og opløseligt i 12 Dele Vinaand. Det fremstilles ganske paa samme Maade som Bromkalium.

Det prøves efter Ph. Dan. for Cyan (som kan indeholdes i Jod) ved Berlinerblaatprøven. For Chlor og Brom prøves det ved at opløse 0,2 gram i 2 gram Ammoniakvand og fælde Opløsningen med Sølvnitratopløsning, hvorved Chlorsølv (og Bromsølv), i Mod sætning til Jodsølv, holde sig opløste i Ammoniakvandet, og, efter at Jodsølvet er frafiltreret, kunne eftervises ved Overmætning med Salpetersyre. Iøvrigt prøves Jodkalium nærmest som Bromkalium.

Chlorater. *Kaliumchlorat*, KClO_3 , danner tavleformede Krystaller, der ved almindelig Temperatur ere opløselige i c. 25 Dele Vand, men let opløselige i kogende Vand. Ved Ophedning udvikler det Ilt (se Pg. 52) og danner Chlorkalium.

Det ilter derfor ogsaa brændbare Stoffer, naar det ophedes med dem, saaledes Svovl og Svovlmetaller under Explosion. Med Saltsyre udvikler det Chlor: $\text{KClO}_3 + 6 \text{HCl} = \text{KCl} + 3 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_6$. Som omtalt Pg. 52, dannes det ved at lede Chlor til en stærk, varm Opløsning af Kalihydrat eller Kaliumcarbonat; men i det Store fremstilles det ved at lede Chlor til Kalkmælk, hvorved dannes: $(2 \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_4 = \text{CaCl}_2 + \text{CaO}_2\text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O})$ Chlorcalcium og chlorundersyrligt Kalk. Naar Opløsningen derefter indkoges noget, idet der samtidigt tilsættes Chlorkalium, vil den chlorundersyrlige Kalk omsætte sig til Chlorcalcium og chlorsur Kalk, som atter med Chlorkalium danner det tungtopløselige Kaliumchlorat og Chlorcalcium. Processerne ere:

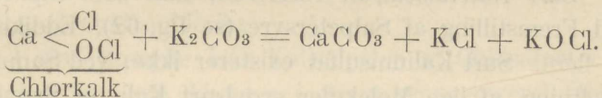


Kaliumchloratet udkrystalliserer, medens det let opløselige Chlorcalcium bliver i Opløsningen. Saltet maa

renses ved Omkrystallisation, navnlig for Chlorcalcium, altsaa indtil en vandig Opløsning ikke længere giver Bundfald med Sølvnitrat, hvoraf det ikke selv fældes, da chloresurt Sølv er let opløseligt.

Det rene Salt er officinelt, det maa ikke indeholde Chlorcalcium, Jern og andre Metaller.

Hypochloriter. *Chlorundersyrligt Kali og -Natron*, KOCl og NaOCl , dannes begge (som omtalt Pg. 52) ved at lede Chlor til en kold, fortyndet Opløsning af Kali eller Natron, og faas da i Opløsningen sammen med samtidigt dannet Chlorid, hvorfra de ikke lade sig skille. Almindeligt fremstilles en saadan Opløsning ogsaa ved at fælde en Chlorkalkopløsning med Alkalicarbonat, og, naar den kulture Kalk har sat sig til Bunds, afhælde eller frafiltrere Opløsningen.



De chlorundersyrlige Alkalier virke iltende og bruges som Blegemidler, Opløsningen af Kalisaltet under Navn af „*Eau de Javelle*“, Natronsaltet under Navn af „*Eau de Labarraque*“. De udvikle Chlor med Saltsyre, f. Ex. $\text{KOCl} + 2\text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$.

Sulfater. *Kaliumsulfat* (svovlsurt Kali), K_2SO_4 , krystalliserer vandfrit i haarde, farveløse Krystaller, der ere tungtopløselige i Vand, 1 Del i 10 Dele ved almindelig Temperatur. *Natriumsulfat* (svovlsurt Natron), $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, danner farveløse Krystaller, der forvitre i tør Luft, og som ved Opvarmning smelte i deres Krystalvand. De ere opløselige i 3 Dele koldt Vand, i 0,4 Dele kogende, men endnu lettere i 33° varmt Vand. En ved denne Temperatur fremstillet Solution danner let *overmættet Opløsning*, som ved Afkøling holder sig klar,

men stivner, naar man lader en Krystal af Saltet falde ned i den.

Det svovlsure Kali faas af det i Stassfurtsaltene forekommende *Kainit*, samt ved Behandling af Chlor-kalium med Svovlsyre. Det svovlsure Natron (Glauber-salt) faas som Biprodukt fra Salthaverne og som Mellemled ved Sodafabrikationen efter Leblancs Methode (se Pg. 104).

Begge Salte ere officinelle i Pharmacopoen. De prøves med Natriumcarbonat for andre opløselige Sulfater, Natriumsulfat endvidere for Arsen ved Bettendorffs Prøve.

Sulfas natricus siccatus faas ved at udsætte det krystalliserede Salt for indtil 25^{0s} Varme, hvorved det falder hen uden at smelte. Sluttelig tørres det ved 40—50⁰, indtil det har tabt Halvdelen af sin oprindelige Vægt. Det indeholder da omtrent 1 Molekule Krystalvand.

Surt Natriumsulfat, NaHSO_4 , faas som Biprodukt ved Fremstilling af Salpetersyre (se Pg. 62), Eddikesyre og flere. Surt Kaliumsulfat eksisterer ikke; ved Sammensmeltning af lige Molekuler svovlsurt Kali og Svovlsyre faas *pyrosvovlsurt Kali*, $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$: $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$.

Natriumsulfit (svovlsyrligt Natron), Na_2SO_3 , faas ved at lede Svovlsyrning til Soda.

Natriumthiosulfat (svovlundersyrligt Natron), $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, danner farveløse Krystaller, der ere let opløselige i Vand. Iøvrigt findes det omtalt Pg. 43.

Nitrater. *Kaliumnitrat* (Salpeter), KNO_3 , findes navnlig i Bengalen og i andre regnfattige Egne, hvor det dannes i den kalirige Jordbund ved Indvirkning af kvælstofholdige Stoffer og Luftens Ilt. *Natriumnitrat* (Natronsalpeter, Chilisalpeter), NaNO_3 , findes i stor Mængde i det nordlige Chili.

Kalisalpeter krystalliserer i prismatiske Krystaller, der, naar de ere store og veludviklede, ere hule. Natron-

salpeter krystalliserer i næsten kubiske Krystaller. Man betegner derfor ogsaa disse Salte *prismatisk* og *kubisk* Salpeter. Begge Salte ere let opløselige i Vand, Natronsaltet dog særlig let opløseligt og henflydende, hvorfor det ikke lader sig anvende til Krudt.

Kalisaltet dannes, som nævnt, i Ostindien i stor Mængde. Det tilvirkes ogsaa noget i de saakaldte Salpeterplantager, hvor man blander kvælstofholdigt Affald med kalkholdig Jord, Murbrokker og lignende, og henlægger det i Hobe, som vandes med Urin. Herved vil, under Indflydelse af en Mikrob, indtræde en Iltningsproces, hvorved de kvælstofholdige Stoffer omdannes til Salpetersyre, som forener sig med Kalken. Efter aarelang Henliggen paa denne Maade udludes med Vand, og Opløsningen, der væsentligt indeholder salpetersur Kalk, fældes med Potaskeopløsning. Den fældede kulsure Kalk frafiltreres, og Salpetret udkrystalliseres og renses ved gentagen Omtroubling.

I stor Mængde faas Kalisalpeter af Chilisalpeter og Chlorkalium, som blandes i varm, concentreret Opløsning og afhældes fra det i den varme Vædske udkrystalliserede Kogsalt; ved Afkøling udskilles der da neppe mere Kogsalt, hvorimod Salpetret udkrystalliserer i stor Mængde. Processen, der herved foregaar, er: $\text{KCl} + \text{NaNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{NaCl}$. — Natronsalpetret faas ved Omkrystallisation af det raa Chilisalpeter.

Kalisalpeter anvendes i Husholdningen til Saltning, til Fyrværkerisager og i Medicinen, men i størst Mængde til Fabrikation af Krudt, der er en Blanding af Salpeter, Svovl og Kul. Krudtets Virkning beror paa, at Salpetret ved Antændelse ilter Kullet til Kulsyre, Kvælstoffet bliver frit, og Svovlet forener sig med Kalium til Svovlkalium, der danner Krudtsslammet. De udviklede Luftarter ville ved den høje Temperatur indtage et flere hundrede Gange saa stort Rumfang som Krudtet, og heraf følger da en stærk Explosion. Til Krudtfabrika-

tionen maa Salpetret være næsten chlorfrit, hvorfor det hertil maa renses ved Omtroubling, ikke ved langsom Udkrystallisation; thi de større Krystaller, der herved dannes, ere hule og indeslutte den urene Moderlud, der da ikke kan vaskes bort, saaledes som fra de smaa Krystaller, ved hvilke den kun hæfter ved Overfladen.

Kalisalpeter er officinelt og skal efter Pharmacopoeen være ganske chlorfrit, frit for Svovlsyre, Metaller samt Kalk og Magnesia, hvilke sidste vilde give Bundfald med en Opløsning af Natriumcarbonat.

Natronsalpeter anvendes til Fremstilling af Kalisalpeter (*Conversionssalpeter*), som Gjødningmiddel for at tilføre Planterne Kvælstof, samt til Fremstilling af Salpetersyre (se Pg. 62).

Endelig finde begge Salte Anvendelse i det chemiske Laboratorium som Iltningmidler ad tør Vej. Herved omdannes de til:

Nitriter (salpetersyrlige Salte). — *Kaliumnitrit*, KNO_2 og *Natriumnitrit*, NaNO_2 , fremstilles ved at ophede det tilsvarende Nitrat med Kobber eller Bly, f. Ex. $\text{KNO}_3 + \text{Cu} = \text{KNO}_2 + \text{CuO}$. Begge disse Salte ere meget let opløselige i Vand.

Phosphater. Den trebasiske Phosphorsyre (Orthophosphorsyren) danner 3 Rækker Alkalisalte: RH_2PO_4 , primært Salt, R_2HPO_4 , secundært, og R_3PO_4 , tertiært eller normalt Salt. Af disse har:

Secundært phosphorsurt Natron (det almindelige phosphorsure Natron), $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, størst Betydning. Det danner farveløse, gjennemsigtige Krystaller, som let forvitre. Det reagerer svagt alkalisk og opløses i 6 Dele Vand, let i kogende; i Vinaand er det uopløseligt. Ved Ophedning smelter det i sit Krystalvand. Udsættes det i længere Tid for en Temperatur af $30-36^\circ$, indtil det har mistet c. $\frac{1}{4}$ Del af sin Vægt, faas *Phos-*

phas natricus siccatus, et hvidt Pulver, der endnu indeholder de 7 Molekuler Krystalvand. Ophedes dette stærkt, gaar alt Krystalvand bort, og sluttelig dannes Natrium-pyrophosphat, $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$: $2\text{Na}_2\text{HPO}_4 \div \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$. Phosphorsurt Natron fremstilles ved at neutralisere Phosphorsyre med kulsurt Natron: $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$, og henstille Opløsningen til Krystallisation. Ved at sætte 1 Molekule Natron til hvert Molekule af Saltet faas det normale Salt, Na_3PO_4 : $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH} = \text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Ved at sætte Phosphorsyre dertil faas det primære Salt: $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 = 2\text{NaH}_2\text{PO}_4$.

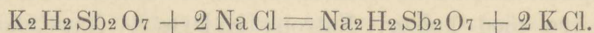
Saltet, $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, er officinelt i Ph. Dan. Det prøves for Arsen, for Saltsyre, Svovlsyre og Kulsyre samt for Metaller.

Arseniater svare i Sammensætning ganske til de phosphorsure Alkalier. Her skal kun omtales *almindeligt arseniksurt Natron*, der ligesom det almindelige Phosphat er et secundært Salt af Formlen Na_2HAsO_4 . Ved lavere Temperatur krystalliserer det med 12 Vand, ved over 20° udkrystalliserer det med 7 Vandmolekuler og er da luftbestandigt, hvorfor det i denne Form anvendes i Pharmaciaen til *Sol. Arseniat. natrici*, der skal indeholde 0,2 % deraf. Det fremstilles af Arseniksyre paa samme Maade som almindeligt Natriumphosphat af Phosphorsyre (se Pg. 72).

Sol. Arseniat. natric. prøves for det rigtige Indhold af dette Salt ved til 50 gram af Opløsningen at sætte 9,6 Ccm. $\frac{1}{10}$ normal Sølvnitratopløsning, som ifølge Processen: $\text{Na}_2\text{HAsO}_4 + 7\text{H}_2\text{O} + 3\text{AgNO}_3 = 2\text{NaNO}_3 + \text{HNO}_3 + \text{Ag}_3\text{PO}_4 + 7\text{H}_3\text{O}$ fælder 0,1 gram deraf. Filtratet fra det brune Bundfald maa da ikke (eller kun i ringe Grad) give Bundfald, hverken med Sølvnitrat eller med Saltsyre. Det vil sige, det maa hverken indeholde salpetersurt Sølv; thi i saa Fald er Opløsningen for svag, eller Arsensyre, da den i saa Fald er for stærk.

Antimonater. *Antimonsurt Kali*, $\text{K}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$, $4\text{H}_2\text{O}$, er et hvidt, krystallinskt Salt, der faas ved at

ilte Antimon med salpetersurt Kali. Det er opløseligt i Vand. Med Chlornatrium eller et andet opløseligt Natronsalt giver det et hvidt, krystallinskt Bundfald af *Natriumantimonat* (antimonsurt Natron), $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$:



Denne Reaktion benyttes til Paavisning af Natrium, da alle andre Natriumsalte ere opløselige; men forinden den kan foretages, maa alle andre Baser, der ogsaa kunne danne uopløselige Antimonater, være fjernede af Opløsningen, hvori Prøven skal foretages.

Borater. Kun det *borsure Natron* (Borax, Natrium-tetraborat), $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (se Pg. 88) har Betydning. Det forekommer naturligt f. Ex. i Tibet, hvor det kaldes *Tinkal*. Det danner farveløse, paa Overfladen noget støvede Krystaller, der ere tungtopløselige i koldt Vand, let opløselige i varmt Vand og i Glycerin, men uopløselige i Vinaand. Ved Opvarmning blærer det sig stærkt op, idet Krystalvandet bortgaar. Slutteligt smelter det da til en glasagtig Masse, der ved Ophedning med forskellige Metalilter opløser disse, antagende karakteristiske Farver, som kunne benyttes til Paavisning af vedkommende Metalilte. F. Ex. farves den smeltede Borax violet af Manganilter, blaa af Kobberilte, grøn af Chromtveilte o. s. v. Borax faas af det naturligt forekommende eller ved at mætte en Borsyreopløsning med Soda og lade Forbindelsen udkrystallisere. Borax benyttes til Lodning, fordi det opløser og fjerner Iltehinden paa Metallernes Overflade. Det anvendes endvidere til Glasur o. a.

Det er officinelt og prøves efter Pharmacopoeen paa Metaller med Svovlbrinte, paa Kalk og Magnesia med Natriumcarbonat, paa Kulsyre med Salpetersyre, og, i den herved frembragte salpetersure Opløsning, for Saltsyre og Svovlsyre, hvoraf der kun maa indeholdes et Spor.

Carbonater (kulsure Salte). *Kaliumcarbonat* K_2CO_3 faaes som et hvidt, stærkt alkalisk reagerende, tørt Pulver ved Ophedning af det tvekulsure Salt: $2 KHCO_3 = K_2CO_3 + H_2O + CO_2$. Det flyder let hen i Luften og er opløseligt i sin lige Vægt Vand.

I Pharmacopoeen er det officinelt under Navn af *Carbonas kalicus*. Det skal være rent, maa ikke indeholde Jern, Cyan, Svovlsyre og kun et svagt Spor af Saltsyre. Det skal mindst indeholde 95 % K_2CO_3 , idet 1 gram deraf mindst skal forbruge 13,7 Ccm. normal Saltsyre til Neutralisation. En saadan Neutralisationsprøve udføres bedst saaledes, at man til Opløsningen af det kulsure Kali sætter et afmaalt Overskud af den normale Syre og derefter opvarmer i en skraat stillet Kogeflaske, indtil Kulsyren er uddreven. Naar man derefter tilsætter et Par Draaber Phenolphthalein-Opløsning, der ikke farves af Syrer, men antager en intensiv rød Farve ved Alkalier, vil Neutralisationspunktet vise sig med stor Skarphed ved den røde Farves Fremkomst, naar man slutteligt titrerer tilbage med normal Natron. Havde man f. Ex. tilsat 16 Ccm. normal Saltsyre og ved Tilbagetitreringen anvendt 2,3 Ccm. normal Natron, var der i Virkeligheden medgaaet 13,7 Ccm. til Neutralisation af det kulsure Kali.

Det raa, kulsure Kali, der gaar i Handelen under Navn af *Potaske*, er et hvidt, klumpet Pulver, der dog ofte er farvet blaagrønt paa Grund af et ringe Manganindhold; det er meget urent, indeholder betydelige Mængder af andre Kalisalte, navnlig Sulfat, Chlorid og Silikat. Den raa Potaske vindes af Landplanternes Aske, der udludes med Vand, hvorefter Opløsningen afdampes, og Resten glødes (calcineres). Den vindes ogsaa af Chlorkalium paa samme Maade som Soda af Chlornatrium efter *Leblanc's* Methode.

Endelig vindes en Del Potaske af Roesuktermelasse ligesom ogsaa af Faareuld. Af den raa Potaske faaes:

Carbonas kalicus depuratus ved Udludning med en ringe Mængde Vand, hvorved en stor Del af de andre tungere opløselige Kalisalte blive uopløste. Opløsningen afhældes klart og concentreres, indtil der paa Overfladen udskiller sig en Salthinde af de nævnte Urenheder, som

saa ved Afkøling yderligere udskilles. Den klart afholdte Vædske inddampes da til fuldstændig Tørhed og kommes strax paa Glas.

Det skal efter Pharmacopoeen indeholde mindst 90 % K_2CO_3 , idet 1 gram skal neutralisere mindst 13 Ccm. normal Saltsyre.

Potaske har betydelig Anvendelse i den chemiske Industri, f. Ex. til Fremstilling af Kalihydrat og til Fabrikation af Kaliglas.

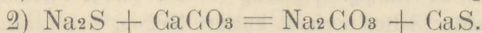
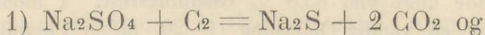
Natriumcarbonat (kulsurt Natron, Soda) $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ findes naturligt f. Ex. i Ægypten, Mexico, og Kalifornien. Det rene Salt danner store, vandklare Krystaller med 10 Molekuler Krystalvand, $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$. Det forvitrer let, ved Opvarmning til 33° smelter det i sit Krystalvand, og ved Henliggen paa et $30-36^\circ$ varmt Sted, indtil det har mistet omtrent Halvdelen af sin Vægt, svarer det paa det nærmeste til Formlen $Na_2CO_3 \cdot H_2O$ og danner da *Carbonas natricus siccatus*. Ved stærkere Ophedning mister det alt Vand (*calcineret Soda*), hvorimod det, selv ved stærk Ophedning, ligesaa lidt som kulsurt Kali afgiver Kulsyre. Det opløses let i Vand (1,7 Dele).

Efter Pharmacopoeen maa det ikke give Lugt af Ammoniak ved Ophedning, iøvrigt prøves det som kulsurt Kali.

Det rene Salt fremstilles bedst ved Glødning af det sure Salt, som let faas rent. Det vandfrie Salt omkrystalliseres sluttelig.

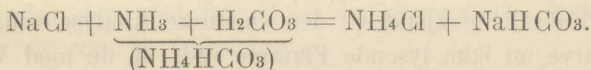
Før dette Aarhundrede vandtes *Raasoda* af Havplanternes Aske, men fremstilles nu af Kogsalt efter 2 forskellige Methoder. Efter den ældste af disse, *Leblanc's Methode*, behandles Kogsaltet med concentreret Svovlsyre, hvorved der først dannes surt Natriumsulfat og Chlorbrinte: $NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HCl$. Det sure svovlsure Natron indvirker derefter ved højere Temperatur i særlige Ovne paa endnu ligesaa meget Chlornatrium, hvorved der igjen dannes Saltsyre samt normalt Natriumsulfat: $NaHSO_4 + NaCl$

$= \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$. Chlorbrinten opsamles i Vand og danner den raa Saltsyre, der er et vigtigt Biprodukt ved Fabrikationen (se Pg. 50). Det svovlsure Natron glødes derefter sammen med Kul og kulsur Kalk, hvorved Kullet reducerer det til Svovlnatrium, Na_2S , der da videre omsætter sig med kulsur Kalk til det i Vand uopløselige Svovlcalcium, CaS , og til kulsurt Natron. De herved foregaaende Processer ere følgende:



Det kulsure Natron skilles ved Udludning med Vand fra Svovlcalcium og udskiller sig efter Inddampning i store vandklare, forvittrende Krystaller med 10 Molekuler Krystalvand.

Efter den anden Methode, *Ammoniakmethoden*, ledes Ammoniakluft i en mættet Kogsaltopløsning, hvorefter der presses Kulsyre i Overskud ind i Blandingen. Herved udkrystalliserer det tungtopløselige, tvekulsure Natron, medens Chlorammonium bliver i Opløsningen. Processen er følgende:



Ved Ophedning af det tvekulsure Natron faas vandfri Soda og Kulsyre, som igjen benyttes: $2 \text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$. Af Chlorammonium gjenvindes Ammoniakken ved Ophedning med Kalk. Kalken brændes af kulsur Kalk, og den udviklede Kulsyre benyttes ligeledes. Methoden har saaledes den Fordel, at der intet gaar tabt under Fabrikationen.

Ogsaa af *Kryolith*, et Mineral, der bestaar af Fluoraluminiumnatrium, Na_3AlF_6 , og som findes i Grønland, fabrikeres Soda, ligesom ogsaa en Del af det naturligt forekommende indsamles.

Surt Kaliumcarbonat (tvekulsurt Kali) KHCO_3 og
surt Natriumcarbonat (tvekulsurt Natron) NaHCO_3

dannes begge ved at lede Kulsyre til det normale Raa-salt, for Natriumsaltets Vedkommende til en Blanding af det vandfrie og det krystalliserede. De krystalliserer begge godt, uden Krystalvand, og kunne derfor let faas rene.

Bicarbonas natricus er officinelt. Det er opløseligt i 13 Dele koldt Vand, Opløsningen reagerer svagt alkalisk. Det afgiver ved Ophedning Halvdelen af sit Kulsyreindhold, og maa efter Glødning ikke efterlade mere end 63,8 % Glødningsrest. I modsat Fald, ligesom hvis en vandig Opløsning (1—20) farver Phenolphthalein rødt, indeholder Saltet normalt kulsurt Natron.

Kalium- og Natriumsilicat, kiselsurt Kali- eller Natron. Kali- eller Natronvandglas ere glasagtige Lege-mer, der anvendes som vandige Opløsninger. De fremstilles ved Glødning af Carbonatet med Kiselsyre (Sand), men have ikke nogen bestemt kemisk Sammensætning. De udgjøre Bestanddele af Glasarterne og af mange naturlige Silicater, f. Ex. Feldspath'er, der ere Dobbelt-salte af kiselsure Alkalier med kiselsurt Lerjord. Vandglas anvendes i Chirurgen til Bandager.

Kalisaltene kjendes i den kemiske Analyse ved, at de farve en ikke lysende Flamme rød, at de med Vinsyre give et hvidt krystallinskt Bundfald af surt vinsurt Kali og endelig ved, at de med Chlorplatinbrinte H_2PtCl_6 , give gule octaedriske Krystaller af Kaliumplatinchlorid, der ere uopløselige i Vinaand, f. Ex.:



Natronsaltene farve en ikke lysende Flamme gul og fældes af Kaliumantimonat (se Pg. 102).

Ammonium. NH_4 .

Pg. 57 er omtalt, at dette Radikal forholder sig som et monovalent Metalatom, hvis Forbindelser i Sammensætning ganske svare til Kalium- og Natriums. Navnlig ligne de Kaliumforbindelserne, f. Ex. ved Dan-

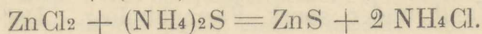
nelsen af gult Ammoniumplatinchlorid med Chlorplatinbrinte. De karakterisere sig dog ved alle at være let flygtige og ved at afgive Ammoniak, naar de koges med Natron.

Selve Radikalet Ammonium kjendes som Amalgam, der kan fremstilles ved at sætte Natriumamalgam til Chlorammonium: $\text{Na} + \text{NH}_4\text{Cl} = \text{NaCl} + \text{NH}_4$. Det betegnes ofte: Am.

Iltet og Hydroxydet existere ikke, men, som nærmere udviklet Pg. 58, forholder Ammoniakvand sig som en Opløsning af det sidste, NH_4OH .

Ammoniumsulfhydrat (Svovlbrinte-Svovlammonium) NH_4SH dannes ved at mætte Ammoniakvand med Svovlbrinte: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{NH}_4\text{SH}$. Opløsningen bliver let gul under Paavirkning af Luftens Ilt, idet der dannes højere, farvede Svovlforbindelser: $2 \text{NH}_4\text{SH} + \text{O} = (\text{NH}_4)_2\text{S}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Den er en Sulfobase, ligesom Kalium- og Natriumsulfhydrat, og opløser Svovlarsen, Svovlantimon, Tintvesvovl og andre Sulfosyreanhydrider. Blandes den med lige Molekuler Ammoniak, forholder den sig som en Opløsning af:

Svovlammonium, $(\text{NH}_4)_2\text{S} : \text{NH}_3 + \text{NH}_4\text{SH} = (\text{NH}_4)_2\text{S}$. Denne Opløsning benyttes i den chemiske Analyse til Fældning af saadanne Svovlforbindelser, der ere uopløselige i Vand, men let opløselige i fortyndede Syrer, f. Ex.:



Ammoniumchlorid (Chlorammonium, Salmiak), NH_4Cl , er et hvidt, krystallinskt Pulver, eller, naar det er sublimeret, farveløse, sejge Masser af straalet, krystallinsk Struktur.

Det er opløseligt i 3 Dele koldt Vand, i lige Dele

kogende og binder ved sin Opløsning en betydelig Mængde Varme. Ved Ophedning fordamper det og spaltes her ved i lige Molekuler Saltsyre og Ammoniak, hvilke igjen forene sig fuldstændigt ved Afkøling. Saltet kan derfor sublimeres. Chlorammonium dannes ved at lede Ammoniak, der vindes ved Gasfabrikationen, i raa Saltsyre: $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$. Salmiakken udkrystalliseres efter Inddampning af Opløsningen og renses ved Omsublimation, hvorved den faas i de bekjendte straalet krystal-linske Kager. Denne Salmiak er dog endnu neppe ren, navnlig indeholder den et Spor af Jern. Den kan renses ved Omkrystallisation, efterat Jernet er iltet med nogle Draaber Chlorvand, fældet med lidt Ammoniakvand og frafiltreret. Salmiak anvendes til Fremstilling af Ammoniakvand og andre Ammoniumforbindelser i Medicinen og til Lodning af Metaller, da det omdanner Iltehinden paa Metallfladerne til let smeltelige eller flygtige Chlorider, f. Ex.: $\text{ZnO} + 2 \text{NH}_4\text{Cl} = \text{ZnCl}_2 + 2 \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Det i Pharmacopoeen officinelle skal være rent, frit for Jern og andre Metaller, Kalk og Svovlsyre.

Ammoniumsulfat (svovlsur Ammoniak), $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, dannes ligesom Chlorammonium ved at lede Ammoniakken fra Gasvandet i Svovlsyre. Det renses ved Omkrystallisation. Ved Ophedning spaltes det under Dannelse af Svovlsyring, Kvælstof m. m.

Ammoniumnitrat (salpetersur Ammoniak), NH_4NO_3 , danner lange, farveløse Prismes, der meget let opløses i Vand under stærk Varmebinding. Det dannes ved Mætning af Ammoniakvand med Salpetersyre, og Inddampning af Opløsningen til Krystallisation. Ved Ophedning spaltes det i Vand og Kvælstofforilte (se Pg. 59).

Ammoniumnatriumphosphat (phosphorsur Natron-Ammoniak, Phosphorsalt), $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4, 4 \text{H}_2\text{O}$,

findes i raadden Urin. Det danner let opløselige Kry-
staller, som ved Glødning afgive Ammoniak og Vand,
idet der efterlades glasagtigt metaphosphorsurt Natron:
 $\text{NaNH}_4 \text{HPO}_4 = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NaPO}_3$. Dette op-
løser, ligesom smeltet Borax, Metaliliter med fremtrædende
Farver, og anvendes derfor paa samme Maade i den
chemiske Analyse.

Ammoniumcarbonat (kulsur Ammonium), $(\text{NH}_4)_2$
 CO_3 , dannes ved Forraadnelse eller ved tør Destillation
af kvælstofholdige, organiske Stoffer. Det i Handelen
gaaende kulsure Ammoniak, der kaldes Hjortetaksalt,
fordi det i tidligere Tid vandtes ved tør Destillation af
Hjortetakker, Horn og lign., forekommer i Kager, der i
Bruddet ere traadet krystallinske og gjennemskinnende.
Det opløses langsomt i 5 Dele Vand og fordamper
ved Ophedning fuldstændigt. Saltet svarer til Formlen:
 $\text{NH}_4 \text{HCO}_3 + \text{NH}_4 \cdot \text{NH}_2\text{CO}_2$, carbaminsur Ammoniak,
dannet af $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ved at et Molekule Vand er gaaet
bort, og det bestaar altsaa af lige Molekuler surt Am-
moniumcarbonat og carbaminsur Ammon. — Det frem-
stilles ved Sublimation af kulsur Kalkog Chlorammonium.
Herved skulde man antage Processen at være: $2 \text{NH}_4\text{Cl}$
 $+ \text{CaCO}_3 = (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2$, men under Opera-
tionen mister det kulsure Ammoniak dels Vand, dels
Ammoniak, og der dannes det ovennævnte Produkt.

Saltet er officinelt under Navnet Supercarbonas ammonicus.
Det prøves paa lignende Maade som de andre Alkalicarbonater,
men skal ved Ophedning fuldstændigt forflygtige. — Ved at blandes
med 3 % Dippels Olie faaes Supercarbonas ammonicus pyroleosus,
der skal svare til det gamle urene Præparat, som vandtes af
Hjortetak.

Baryumgruppen.

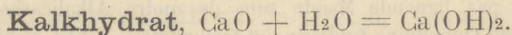
Til denne regner man Metallerne Calcium, Stron-
tium, Baryum og Bly, der alle ere divalente. Deres

Iter ere da sammensatte: RO, Hydroxyderne $R(OH)_2$, Svovlforbindelser RS, Chlorider RCl_2 , Sulfater RSO_4 osv. Hydroxyderne ere med Undtagelse af Blyets opløselige i Vand, Sulfaterne ere uopløselige eller tungtopløselige. Af de øvrige Salte ere Chloriderne (Chlorbly dog tungtopløseligt) og Nitraterne opløselige.

Metallerne Baryum, Strontium og Calcium forekomme ikke frit i Naturen. Baryum forekommer navnlig som Sulfat (Tungspath) og Carbonat (Witherit); Strontium ligeledes som Sulfat (Coelestin) og Carbonat (Strontianit); Calcium forekommer som de samme Salte i mangehaande Former (se nedenfor). Alle tre iltes yderst let og decomponere Vand ligesom Alkalimetallerne. Kun Bly, der i det Hele taget forholder sig ganske forskjelligt fra de andre, har Betydning. Vi skulle derfor omtale det særskilt.

Iter og Hydroxyder.

Calciumilte, brændt Kalk, CaO , er det vigtigste af Iterne; det fremstilles ved Ophedning af Kalksten i egne Kalkovne, der nu almindeligst ere indrettede saaledes, at Driften kan foregaa uafbrudt. Det er hvide eller graahvide Stykker, som ved at overhældes med $\frac{1}{2}$ Del Vand under Varmeudvikling falde hen til et hvidt Pulver af:



Denne saakaldte „læskede“ Kalk skal efter Pharmacopoeen kunne opløses i Salpetersyre paa en ringe Rest nær. Slet Kalk vilde efterlade en større Rest af Silicater o. a. og navnlig saadan Kalk vilde ved for stærk Brænding blive „dødbrændt“, miste Evnen til at læske sig.

Den tørre, læskede Kalk anvendes til Fremstilling af Ammoniak (se Pg. 57). Ved Tilsætning af saameget Vand, at der dannes en tynd, grødagtig Masse, faar man

Murkalk, der i stor Maalestok, blandet med Grus og Sand, anvendes til Muring. Kalkhydratet indsuger nemlig med Begjærighed Kulsyre af Luften, hvorved dannes krystallinsk, kulsur Kalk, der virker som Bindemiddel mellem Stenene. $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Kalkhydrat er tungtopløseligt i Vand (1 Del i c. 730 Dele); Kalkvand bruges i Medicinen og i den chemiske Analyse til Paavisning af Kulsyre. Naar Kalk skal anvendes i Opløsning, f. Ex. til Fremstilling af Kali og Natron, benytter man den som Kalkmælk, udrørt med Vand til en tynd Vælling.

Baryum danner 2 Ilter: *Baryt*, BaO , og *Baryum-overilte*, BaO_2 . Det sidste tjener til Fremstilling af Brint-overilte (se Pg. 32).

Baryumhydroxyd (Barythydrat) $\text{Ba(OH)}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ fremstilles paa en ganske anden Maade end Kalkhydrat, nemlig af Svovlbaryum. Naar dette opløses i Vand, spaltes det i Barythydrat, der udkrystalliser, og Baryum-sulphydrat, der som lettere opløseligt bliver i Opløsningen: $2\text{BaS} + 2\text{HOH} = \text{Ba(SH)}_2 + \text{Ba(OH)}_2$. Barythydrat er et hvidt, krystallinskt Legeme, der i Luften afgiver Krystalvand og indsuger Kulsyre. Det opløses i c. 30 Dele Vand. Barytvand benyttes i den chemiske Analyse. Det fælder Magnesiahydrat og andre Baser af deres Salte, og danner uopløselige Salte med Svovlsyre, Phosphorsyre, Kulsyre og flere andre. *Strontiumforbindelserne* forholde sig som Baryumets, men have ingen Betydning.

Svovlforbindelser.

Calcium danner ligesom Alkalimetallerne flere Sulfider, af hvilke *Calciumpentasulfid* faas sammen med Calciumthiosulfat ved Kogning af Svovl i Overskud med Kalkmælk: $3\text{Ca(OH)}_2 + \text{S}_{12} = 2\text{CaS}_5 + \text{CaS}_2\text{O}_3 +$

3 H₂O. Opløsningen giver med Saltsyre Bundfald af Svovl (se Sulfur præcipitatum).

Svovlbaryum faas ved Reduktion af det naturligt forekommende Tungspath med Kul: $\text{BaSO}_4 + \text{C}_2 = \text{BaS} + 2 \text{CO}_2$. Det er opløseligt i Vand, idet det spaltes i Barythydrat og Baryumsulfhydrat. Det opløses i Saltsyre og Salpetersyre under Dannelse af Chlorid eller Nitrat. Og da disse 2 Salte igjen tjene til Dannelse af de uopløselige Baryumsalte, danner Svovlbaryum Udgangspunktet for de fleste Baryumforbindelsers Fremstilling.

Chlorider.

Chlorcalcium, CaCl₂, udkrystalliserer af en vandig Opløsning i store, farveløse Prismer med 6 Molekuler Krystalvand. Det er henflydende og opløses meget let i Vand. Ved Opvarmning til c. 200° afgiver det alt Krystalvand, og den porøse, kornede, hvide Masse, der da bliver tilbage, virker i høj Grad vandsugende, hvorfor den benyttes til Tørring af mange Luftarter, ligesom til Afvanding af forskellige organiske Vædske som Vinaand, Æther, Chloroform og andre. Det fremstilles ved at opløse Marmor i Saltsyre. $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$. Opløsningen digererer med Kalkmælk, hvorved forskellige Urenheder fældes, og inddampes, efterat disse ere frafiltrerede. Chlorcalcium faas som Biprodukt ved flere fabrikmæssigt fremstillede Forbindelser, saaledes ved Fremstilling af Ammoniak og kulsur Ammon. Chlorcalcium er det vigtigste af de opløselige Kalksalte, da det næsten udelukkende benyttes til Fældning af de uopløselige ved at sættes til et Salt af vedkommende Syre.

Chlorbaryum, BaCl₂, 2 H₂O, er mindre let opløseligt og flyder ikke hen i Luften; det dannes ved at opløse Svovlbaryum i Saltsyre. $\text{BaS} + 2 \text{HCl} = \text{BaCl}_2$

+ H₂S. Det anvendes som Reagens for Svovlsyre:
 $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2 \text{HCl}$.

Chlorkalk bestaar i det væsentlige af Chlorcalcium og *chlorundersyrlic Kalk* (Calciumhypochlorit), $\text{Ca}(\text{OCl})_2$, men indeholder tillige et betydeligt Overskud af Kalkhydrat. Calciumhypochlorit er den virksomme Bestanddel, medens Kalkhydratet indtager det ved Fremstillingsprocessen dannede Vand. Chlorkalk er et hvidt Pulver, der lugter af Chlor, og som kun for en Del opløses i Vand. Chlorkalk virker kraftigt iltende: $\text{Ca}(\text{OCl})_2 = \text{CaCl}_2 + \text{O}_2$ og anvendes derfor i stor Udstrækning til Blegning. Med Saltsyre udvikler den Chlor: $\text{Ca}(\text{OCl})_2 + 4 \text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2 \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. — Chlorkalk fremstilles ved at lede Chlor over tørt Kalkhydrat. $4 \text{Cl} + 2 \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCl}_2 + \text{Ca}(\text{OCl})_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.

Efter Ph. Dan. skal Chlorkalk med Saltsyre kunne udvikle mindst 20 % virksomt Chlor. Dette prøves ved at sætte Saltsyre og Jodkalium i Overskud til $\frac{1}{2}$ gram Chlorkalk. Det friblevne Chlor vil da af Jodkalium uddrive en tilsvarende Mængde Jod, som titreres med $\frac{2}{10}$ normal svovlundesyrligt Natron, hvoraf mindst skal bruges 28,5 Ccm. (se Pg. 43).

Sulfater.

Calciumsulfat (svovlsur Kalk), CaSO_4 , forekommer vandfrit som *Anhydrit*. I Forbindelse med 2 Molekuler Vand forekommer det krystalliseret i store Blade som *Marienglas*, traadet krystallinskt som *Alabast* og i tætte Masser som *Gips*. Det er tungtopløseligt i Vand, i c. 400 Dele, og fremstilles rent ved at fælde en Chlorcalciumopløsning med fortyndet Svovlsyre: $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2 \text{HCl}$. Gips benyttes i stor Mængde til „Brænding“, idet den ophedes til c. 130° (ikke over 150°, da den i saa Fald bliver „dødbændt“), hvorved den taber de 2 Molekuler Vand. Naar den vandfrie Gips udrøres med en passende Mængde Vand til en Vælling, stivner den

snart efter, ved igjen at optage Krystalvand, til en fast Masse. Den bruges derfor til Afstøbninger og giver et skarpt Aftryk, fordi den ved Hærdningen udvider sig.

Baryumsulfat (svovlsur Baryt) findes i Naturen som *Tungspath* i tætte Masser eller store rhombiske Krystaller af Vægtfylde 4,5. Det fremstilles ved at fælde en Baryumchlorid-Opløsning med fortyndet Svovlsyre, og udmærker sig fremfor andre uopløselige Baryumsalte ved at være uopløseligt i fortyndede Syrer (f. Ex. i HCl og HNO₃). Ved Dannelsen af dette Bundfald paaviser man paa den ene Side Svovlsyre, paa den anden Baryt (se Pg. 42 og Pg. 113 øverst).

Nitrater.

Calciumnitrat (salpetersur Kalk), Ca(NO₃)₂, findes i Agerjorden og er et henflydende Salt. **Baryumnitrat** (salpetersur Baryt), Ba(NO₃)₂, er kun nogenlunde let opløseligt i Vand og ikke henflydende. De kunne begge dannes ved at opløse Carbonatet i Salpetersyre, men Baryumnitratet faaes dog almindeligst ligesom Chloridet af Svovlbaryum: $Ba S + 2 HNO_3 = Ba(NO_3)_2 + H_2S$.

Phosphater.

De normale og secundære Phosphater af denne Gruppe, R₃(PO₄)₂ og RHP₄O₄, ere alle uopløselige i Vand, hvorimod de primære RH₄(PO₄)₂ ere opløselige. *Calciumphosphaterne* ere de vigtigste. Af disse forekommer:

Normalt Calciumphosphat, Ca₃(PO₄)₂, i Naturen; det udgjør Hovedbestanddelen af Mineralierne *Apatit* og *Phosphorit* og af Benenes Aske. Det er opløseligt i Vand og faaes som et hvidt, amorf Bundfald ved at fælde en ammoniakalsk Opløsning af Chlorcalcium med almindeligt phosphorsurt Natron.

Secundært Calciumphosphat, $\text{CaH}_2\text{PO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, er et hvidt, krystallinskt Pulver, der næsten er uopløseligt i Vand, men, ligesom det normale Kalksalt, opløseligt i Eddikesyre og særlig let i Saltsyre og Salpetersyre. Den eddikesure Opløsning giver Bundfald af oxalsur Kalk ved Tilsætning af Ammoniumoxalatopløsning, idet oxalsur Kalk er uopløselig i Eddikesyre. Saltet fremstilles ved Fældning af en Chlorcalciumopløsning med almindeligt Natriumphosphat. $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{HPO}_4 = \text{CaH}_2\text{PO}_4 + 2\text{NaCl}$. Ved Ophedning afgiver det Krystalvand og omdannes ved videre Vandafspaltning til *Calciumpyrophosphat*, $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$.

$2\text{CaH}_2\text{PO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7 + 5\text{H}_2\text{O}$. Det herved bortgaaede Vand svarer paa det nærmeste til 26 % af Saltets Vægt.

Efter Pharmacopoeen skal det ved Glødning tabe fra 25—26 %. Præparatet prøves iverigt efter Pharmacopoeen for Arsen, for Svovlsyre og for Saltsyre.

Primært Calciumphosphat, $\text{CaH}_4(\text{PO}_4)_2$, er, i Modsætning til de 2 andre, opløseligt i Vand; det dannes ved at behandle hvidbrændte Ben med Svovlsyre: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{CaSO}_4 + \text{CaH}_4(\text{PO}_4)_2$. Den tungtopløselige svovlsure Kalk frafiltreres og Opløsningen inddampes. Alle 3 Forbindelser benyttes som Gjødningsmidler, det normale findes i *Benmel* og *Thomasslagge* (se Pg. 134), det secundære i *Thomaspræcipitat* og det primære i *Superphosphat*.

Carbonater.

Calciumcarbonat, kulsur Kalk, CaCO_3 , findes meget udbredt i Naturen som Kridt, Marmor, Kalksten, Koraller og i Skallerne af Bløddyr og Krebsdyr. Rent og krystallinskt forekommer det som Kalkspath (Dobbeltspath) og Aragonit. Desuden findes det opløst i Kilde- og Brøndvand ved den deri indeholdte Kulsyre, og ved

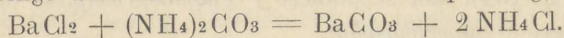
Henstand i Luften eller ved Opvarmning af saadant Vand afsætter det sig som Kjedelsten (se Pg. 25). Ved stærk Ophedning afgiver kulsur Kalk Kulsyre og danner Calciumilte: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$.

Kulsur Kalk fremstilles ved at fælde en Opløsning af Chlorcalcium (se Pg. 112) med en Opløsning af Ammoniumcarbonat, $\text{CaCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 + 2\text{NH}_4\text{Cl}$. Den udskilte kulsure Kalk, der snart bliver krystallinsk, udvaskes, indtil Vaskevandet ikke længere fældes af Sølvnitrat, og tørres derefter i Tørreovnen.

Kulsur Kalk skal efter Pharmacopoeen være fri for Jern og Lerjord samt Svovlsyre og næsten fri for Saltsyre.

Cement faaes ved en Brænding af en naturlig eller kunstig Blanding af Ler (Aluminiumsilicat) og kulsur Kalk, i hvilken Blandingsbestanddelene staa i et bestemt Forhold til hinanden. Ved Udrøring med Vand læsker den brændte Cement sig og danner en haard Masse, der ikke paavirkes af Vand, hvorfor den benyttes til Vandbygningsarbejde. (Den kaldes derfor ogsaa hydraulisk Kalk.) Mergel er en Blanding af kulsur Kalk med Ler og Sand i vexlende Forhold.

Baryumcarbonat (kulsur Baryt), BaCO_3 , findes som *Witherit*, **Strontiumcarbonat**, SrCO_3 , som *Strontianit*. Kunstigt fremstillede, optræde de som hvide, krystallinske Pulvere. De dannes begge ved Fældning af et opløseligt Salt med Ammoniumcarbonatopløsning, f. Ex.



Silicater.

Af disse skulle vi her kun omtale *Glas*, der er en Dobbeltforbindelse af kiselsur Kalk med Alkalisilicater. *Fransk Glas*, der benyttes til Rudeglas, Spejlglas o. s. v., bestaar af Calcium-Natrium-Silicat og dannes af Soda eller vandfrit Glaubersalt og kulsur Kalk (Kridt eller Kalksten), der sammensmeltes med Kvantssand i Digler af ildfast Ler.

Bøhmisk Krystalglas bestaar af Kalium-Calcium-Silicat og fremstilles ved Hjælp af Potaske istedetfor de nævnte Natriumsalte. Det udmærker sig ved at være tungt-smelteligt og ved kun i ringe Grad at angribes af chemiske Reagenser. Det benyttes derfor til Bægerglas, Retorter, Kolber, Reagensglas og andre Gjenstande, der bruges i det chemiske Laboratorium. *Engelsk Krystalglas* indeholder Kalium-Bly-Silicat, udmærker sig ved stor Lysbrydningsevne og anvendes derfor blandt andet i Optiken. Det *almindelige Flaskeglas* er et Natronglas, der fremstilles af meget urent Materiale. Det gjøres til Medicinflasker farveløst ved at tilsættes en passende Mængde Brunsten, der farver det violet. Da denne violette Farve ophæver Glasmassens Farve (er complementær med den), naar den tilsættes i en afpasset Mængde, kan man paa denne Maade faa det urene Glas næsten ufarvet.

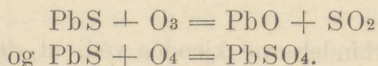
Calciumforbindelserne kjendes ved, at deres Opløsninger med oxalsur Ammoniak giver et hvidt, krystallinskt Bundfald af oxalsur Kalk, der er uopløseligt i Eddikesyre. Baryumforbindelserne ved, at de med Svovlsyre giver svovlsur Baryt selv i den stærkeste Fortynding. Strontiumforbindelserne farve Vinaandsflammen rød.

Bly.

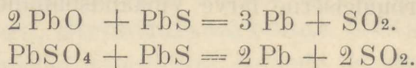
Bly forekommer navnlig som Blyglands (PbS), men ogsaa i mindre Mængde som Cerussit (Blycarbonat) og som Anglesit (Blysulfat) og andre Forbindelser.

Bly er blaaliggraat, meget blødt, smidigt og strækeligt. Det lader sig udvalse til tynde Blade og trække til Traad. Det er letsmelteligt (Smp. 334°) og tungt (Vf. 11,4). I Luften overtrækker det sig strax med en tynd Iltthinde, der beskytter det mod videre Iltning. I Vandet holder det sig mindre godt og kan endogsaa afgive Bly til dette som surt, kulsurt Blylte. Ophedes

det i Luften, iltes det til „Blyaske“, en Blanding af Blyilte og Bly. Ved stærk Ophedning og Paablæsning af Luft omdannes det fuldstændigt til Blyilte, som smelter (Sølverglød). Det angribes ikke, eller kun i ringe Grad, af fortyndet Svovlsyre og af Saltsyre. Koncetreret Svovlsyre, og særlig fortyndet Salpetersyre, opløse det under Dannelse af Sulfat, der er opløseligt i koncentreret Svovlsyre (se Pg. 42), og under Dannelse af Nitrat (se Pg. 124). Under Adgang af Luft opløses Bly ogsaa i Eddikesyre (se organ. Chemi). Da alle opløselige Blyforbindelser ere giftige, tør man ikke bringe sure Madvarer i Berøring med Blykar. Bly fremstilles af Blyglands, der underkastes en delvis Ristning, saaledes at noget deraf forbliver uomdannet, medens en anden Del iltes til Blyilte, Blyulfat og Svovlsyrning, som gaar bort:



Naar nu Massen derefter ophedes uden Luftens Adgang, forbrænder det tilbageblevne Svovlbly i Ilten fra den ristede Del, Svovlsyrning gaar atter bort, og der bliver Bly tilbage.



Dette saakaldte *Værkbly* indeholder forskellige fremmede Indblandinger, f. Ex. Sølv, som vindes deraf ved Afdrivning (se næste Side).

Bly finder stor Anvendelse til Plader (f. Ex. til Blykamrene ved Svovlsyrefabrikationen), til Kugler og Hagl o. s. v. Hagl bestaar af arsenholdigt Bly.

Blyets Iltforbindelser. Blyet danner 3 Ilter: Blyilte, PbO , Blymellemilte, Pb_3O_4 , og Blyoverilte, PbO_2 .

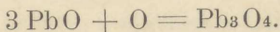
Blyilte, PbO , er et gulligt eller rødligt Pulver, der ved Ophedning smelter og ved Afkjøling derefter stivner

bladet krystallinskt. Det meddeler Vand alkalisk Reaktion, men er saa at sige uopløseligt deri. Af Eddikesyre og Salpetersyre opløses det let. Det tiltrækker langsomt Kulsyre af Luften. Det fremstilles i det Store ved Iltning (Afdrivning) af Værkblyet under stærk Paablæsning af Luft, medens Sølvket, der i ringe Grad findes i dette, ikke iltes og slutteligt bliver tilbage. — Ifølge denne Fremstilling har Blyiltet faaet Navn af *Sølverglød*. Naar Iltningen foregaar ved høj Temperatur, smelter Blyiltet til gulrøde Krystalskjæl. Ved lavere Temperatur faaes det som et gult Pulver, der ved Slemning skilles fra uomdannet Bly.

Sølverglød indeholder ifølge denne Fremstillingsmaade ofte noget metallisk Bly, hvis Mængde kan bestemmes efter Pharmacopoeens Methode, nemlig ved Udkogning med Eddikesyre, hvori Blyet ikke opløses, men bliver tilbage. Det maa da efter Udvaskning og Tørring ikke udgjøre over $1\frac{1}{2}$ % af Blyiltets Vægt. Blyiltet prøves iøvrigt for forskjellige Forfalskninger ved, at det skal være opløseligt i Salpetersyre og for Kobber og Jern ved, at denne Opløsning, naar Blyet er udfældet med fortyndet Svovlsyre, kun maa blive svagt blaafarvet ved Overmætning med Ammoniak (Kobber) og kun give et ringe rødbrunt Bundfald (Jern).

Rent Blyilte faas ved Ophedning af det rene Carbonat, idet Kulsyren gaar bort. *Blyiltehydratet* er en Anhydrobase af S sammensætning $\text{Pb}(\text{OH})_2, 2 \text{PbO}$. Det er et hvidt Pulver, som er opløseligt i Overskud af Kali eller Natron, men ikke i Ammoniak. Det faas ved at fælde et opløseligt Blysalt med Overskud af Ammoniak eller med den beregnede Mængde Natron eller Kali.

Blymellemilte (Mønje), Pb_3O_4 , er et rødt Pulver, der anvendes som Malerfarve, og som faaes ved at ophele Sølverglød til 450° under Luftens Adgang.



Blyoverilte, PbO_2 . Ved at behandle Mønje med fortyndet Salpetersyre i Varmen spaltes den i 2 Molekuler Blyilte, der opløses i Salpetersyren, og i Blyover-

ilte, der udskilles som et brunsort Bundfald: Pb_3O_4 ($= 2 \text{ PbO} \cdot \text{PbO}_2$) + $4 \text{ HNO}_3 = 2 \text{ Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$. Naar man til Blyoverilte sætter lidt Sukker og Salpetersyre, opløses det under Dannelse af salpetersurt Blyilte, idet Sukkeret reducerer det til PbO , der opløses (se Prøven i Ph. Dan.).

Svovlbly, PbS , forekommer i Naturen som *Blyglands* i glindsende blygraa Tærninger. Det kan faaes af lignende Udseende ved Sammensmeltning af Bestanddelene, men dannes endvidere ved at fælde et opløseligt Blysalt med Svovlbrinte, f. Ex.: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} = 2 \text{ HNO}_3 + \text{PbS}$., ogsaa uopløselige Blysalte ville, naar de udrøres i Vand, kunne sønderdeles af Svovlbrinte i Svovlbly og fri Syre. Ved denne Proces kan man i den chemiske Analyse frigjøre flere organiske Syrer som Oxalsyre, Vinsyre og Citronsyre af deres uopløselige Blysalte.

Blysalte.

Chlorbly, PbCl_2 , danner et hvidt, osteagtigt Bundfald, naar man fælder et opløseligt Blysalt med Saltsyre. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{ HCl} = \text{PbCl}_2 + 2 \text{ HNO}_3$. Det er tungt-opløseligt i koldt Vand, men opløser sig ret let i kogende, og udskilles da ved Afkjøling i naaleformede, farveløse Krystaller.

Jodbly, PbJ_2 , danner gule Krystaller, der ere næsten uopløselige i koldt Vand; det fremstilles paa lignende Maade som Chlorbly.

Blyulfat (svovlsurt Blyilte), PbSO_4 , forekommer i Naturen som Anglesit. Det er, fremstillet ved Fældning af et opløseligt Blysalt med fortyndet Svovlsyre, et hvidt Pulver. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{PbSO}_4 + 2 \text{ HNO}_3$.

Det er uopløseligt i Vand, men kjendes let fra det ligeledes uopløselige Baryumsulfat ved, at det opløses i Natron eller Kali og ved, at det farves sort af Svovlbrinte. Det dannes som Biprodukt ved Fremstilling af eddikesur Lerjord i Farverierne, idet dette Salt faaes i Opløsning ved at fælde Aluminiumsulfat med eddikesurt Blylte. Ligeledes udgjør det Bundfaldet i „hvidt Øjenvand“, der faaes ved at blande Opløsninger af Zinksulfat med eddikesurt Blylte o. s. v.

Blynitrat (salpetersurt Blylte), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, danner farveløse Krystaller, der ere ret opløselige i koldt, let i kogende Vand. Det faaes ved at opløse Bly eller Blylte i fortyndet Salpetersyre: $3 \text{Pb} + 8 \text{HNO}_3 = 3 \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$ og: $\text{PbO} + 2 \text{HNO}_3 = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$. Ved Ophedning smelter det og spaltes i Blylte, Salpeterundersyre og Ilt (se Pg. 60).

Blycarbonat (kulsurt Blylte). Det normale Salt, PbCO_3 findes som Cerussit, det kan fremstilles ved at lede Kulsyre i en fortyndet Opløsning af eddikesurt Blylte. Vigtigere er det *basiske Salt*, der gaar i Handelen under Navnet *Blyhvidt*, og som svarer til Formleu $2 \text{PbCO}_3, \text{Pb}(\text{OH})_2$. Det fremstilles efter forskjellige Metoder, som bero paa, at eddikesurt Blylte let forener sig til et basisk Salt med mere Blylte, der igjen udskilles som kulsurt Blylte ved Indvirkning af Kulsyre, medens normalt eddikesurt Blylte gjendannes og paany paavirker mere Blylte o. s. v. — Blyhvidt er et hvidt Pulver, der anvendes som Malerfarve. I svovlbrinteholdig Luft bliver det sort, fordi der dannes Svovlbly. Denne Farve kan derfor ikke bruges i chemiske Laboratorier eller i andre Lokaler, hvor Luften er svovlbrinteholdig. Ved Ophedning afgiver det Kulsyre og efterlader gult Blylte.

Hydratocarbonas plumbicus prøves efter Pharmacopoen paa Forfalskninger (som Gips og Tungspath) ved, at det skal være op-

løseligt i Salpetersyre, og ved, at Opløsningen, efterat Blyet er udskilt med Svovlbrinte, ikke maa give Bundfald med kulsurt Natron (kulsur Kalk og Baryt).

Blyforbindelserne kjendes i det Hele taget ved, at deres Opløsninger fældes af Svovlsyre som hvidt Bly-sulfat, der er opløseligt i Natron, og ved at de med Svovlbrinte give sort Svovlbly, der kan opløses i varm fortyndet Salpetersyre, paa hvilken Opløsning Prøven med fortyndet Svovlsyre da yderligere kan foretages.

Magniumgruppen.

Hertil hører Metallerne *Beryllium*, *Magnium*, *Zink* og *Cadmium*. I denne lille Bog skulle vi dog kun nærmere omtale de 2 vigtigste, Magnium og Zink. Disse Metaller optræde udelukkende divalente, de danne kun et Ilte, RO , et Hydroxyd $R(OH)_2$ og én dertil svarende Række Salte. Sulfaterne ere let opløselige og krystallisere med 7 Molekuler Vand. Chlorider og Nitrater ere ligeledes opløselige. De opløselige Salte give med Ammoniak Bundfald af Hydroxydet (hvoraf Zn- og Cd Hydroxyd ere opløselige i Overskud af Fældningsmidlet); men med Ammoniaksalte danne de Dobbeltsalte, der ikke fældes af Ammoniak. Dette har særlig Betydning for Magniums Vedkommende.

Metallerne Magnium og Zink forekomme ikke frit i Naturen. Magnium forekommer som Carbonat under Navn af *Magnesit* og i Forbindelse med kulsur Kalk som *Dolomit*, endelig forekommer det som *Kieserit* ($MgSO_4 \cdot H_2O$) i Stassfurt og som Bestanddel af mange Silicater (f. Ex. *Asbest*, *Serpentin*, *Talk*). Zink forekommer som *Zinkblende*, ZnS , som Carbonat (*Zinkspath*, *ædel Galmei*), som Silicat (*uædel Galmei*) og som Ilte.

Magnium er et sølvhvidt Metal af Vf. 1,7, der i fugtig Luft snart overtrækkes med en tynd Hinde af Hydroxyd. Ved stærk Ophedning antændes det og brænder med et glimrende hvidt Lys. Magnium fremstilles ved Smeltning af Chlormagnium med Natrium.

$$\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2 = \text{Mg} + 2 \text{NaCl}.$$

Zink er et blaahtvidt glindsende og krystallinskt Metal. Det har Vægtfylden 7 og smelter ved 430°. Det er sprødt ved almindelig Temperatur, men bliver ved 100—150° smidigt, saa det kan udvalses til Plader, ved stærkere Ophedning bliver det igjen sprødt. I Luften overtrækkes det med en Hinde af basisk Zinkcarbonat, som beskytter det mod videre Indvirkning. Ved Ophedning til henimod 1000° brænder det i Luften med hvidt Lys til Zinkilte. Hvis det er ganske rent, opløses det ikke af kold fortyndet Svovlsyre; men almindelig Zink, som i hvert Fald indeholder lidt Kul, der med Zink foraarsager en galvanisk Virkning, opløses let baade i svag Svovlsyre og Saltsyre under Brintudvikling.

$$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2.$$

Ligeledes opløses det let af fortyndet Salpetersyre. — Zink finder stor Anvendelse til Zinkblik, hvoraf forskellige Kar og andet Husgeraad forfærdiges, og udgjør en Bestanddel af Messing, Tombak, Nysølv og andre Legeringer. *Galvaniseret Jern* dannes ved at neddyppe Jern i smeltet Zink.

Zink vindes af de iltholdige Malme ved Reduktion med Kul; af Svovlforbindelsen faaes den paa samme Maade, efterat den først er underkastet en Ristning, hvorved dannes Zinkilte og noget Zinksulfat, der kan udludes med Vand til Fabrikation af Zinkvitriol (se nedenfor). Da Metallet er flygtigt, foretages Reduktionen i egne Ovne, i hvilke Zinken destillerer og opsamles i Forlag. Ved Processens Begyndelse, da Ovnen er fyldt med atmosfærisk Luft, sker der en delvis Iltning af Zinkdampene, og man faar det saakaldte *Zinkstøv*, et graat Pulver, der er en Blanding af Zink og Zinkilte, og som har stor Anven-

delse, navnlig i den organiske Chemi, som et kraftigt Reduktionsmiddel. Det anvendes tillige som Malerfarve.

I l t e r.

Magniumilte, Magnesia, MgO , er et hvidt, amorf Pulver. Det dannes ved Ophedning af Carbonatet, indtil en lille udtagen Prøve kan opløses i Syrer uden Brusning. Hvis man til Fremstillingen anvender det basiske kulsure Magnesia, bliver Præparatet meget let og voluminøst: *Oxydum magnesium leve*. Hvis man anvender det normale, krystallinske Magniumcarbonat, bliver det tungere og mere tæt: *Oxydum magnesium ponderosum*.

Det første Præparat er officinelt i Ph. Dan. Det maa efter denne kun afgive et Spor til Vand, og det vandige Udtræk maa neppe give Reaktion for Kalk. Ligeledes maa det kun indeholde et meget ringe Spor af Jern og skal iøvrigt være frit for Metaller.

Zinkilte, ZnO , er et hvidt Pulver, der ved Ophedning bliver citrongult, ved Afkøling atter hvidt. Det maa kunne opløses uden Brusning (Kulsyre) i Eddikesyre, og Opløsningen giver da med Ammoniak eller Natron et hvidt Bundfald (af $Zn[OH]_2$), der opløses i Overskud af begge Vædske. Rent faaes det ved Ophedning af rent Zinkcarbonat paa samme Maade som MgO . — Urent faaes det ved Forbrænding af Zinkaffald og bruges under Navn af *Zinkhvidt* som Malerfarve.

Zinkilte er officinelt i Ph. Dan., baade det venale og det rene. Det sidste maa ved Udtrækning med Vand ikke afgive Svovlsyre og kun et ringe Spor af Saltsyre til dette. En saltsur Opløsning maa ikke give Bundfald med Svovlbrinte, idet Svovlzink er opløseligt i Saltsyre. Efterat være overmættet med Ammoniak maa Opløsningen ikke fældes af Ammoniumoxalat (Kalk) eller Natriumphosphat (Magnesia). Endelig prøves Præparatet for Arsen.

Hydroxyderne, $R(OH)_2$, ere hvide Bundfald, der faaes ved at sætte (for Zinkhydroxydets Vedkommende

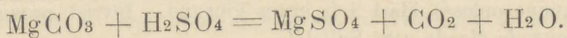
den beregnede Mængde) Natron til en Opløsning af Sulfatet. *Magniumhydroxyd*, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, kan ikke faaes ved Fældning af et Magnesiasalt med Ammoniak; thi herved dannes et Ammoniaksalt, f. Ex. $\text{MgCl}_2 + 2 \text{NH}_4\text{OH} = 2 \text{NH}_4\text{Cl} + \text{Mg}(\text{OH})_2$; men dette Ammoniaksalt danner da med et andet Molekule Magniumsalt en Dobbeltforbindelse, der ikke fældes af Ammoniak. Hvis der foreinden Tilsætning af Ammoniak er tilstrækkeligt Ammoniaksalt tilstede, finder der slet ingen Fældning Sted.

Svovlforbindelser. *Svovlmagnium* har ingen Betydning. *Svovlzink*, ZnS , faaes som et hvidt Bundfald ved at sætte Svovlammonium til et opløseligt Zinksalt: $\text{ZnSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S} = \text{ZnS} + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Det er let opløseligt i fortyndet Svovlsyre og Saltsyre.

Sulfaterne

ere begge farveløse, krystallinske Legemer, som ere noget forvittrende (dog navnlig Zinksulfat i tør Luft). De ere begge meget let opløselige i Vand, Magniumsaltet lettest. De krystallisere let og med 7 Vandmolekuler.

Magniumsulfat (svovlsur Magnesia, Engelsk Salt), $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$, faaes af Kieserit, $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, som, naar det opvarmes, indtil det ene Molekule Vand er gaaet bort, opløses i kogende Vand og ved Afkøling afsætter Saltet med 7 Molekuler Krystalvand. Eller det faaes ved Opløsning af Magnesit i fortyndet Svovlsyre, som Biprodukt ved Mineralvandsfabrikationen.



Zinksulfat (svovlsurt Zinkilte, Zinkvitriol, hvid Vitriol), $\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$, fremstilles i det store ved Ristning af Zinkblende, hvorved en Del af denne iltes til dette Salt, der ved Udludning med Vand skilles fra

det samtidigt dannede Zinkilte og udkrystalliseres. I det mindre faaes det rent ved at opløse Zink (eller Zinkilte) i fortyndet Svovlsyre, og digerere Opløsningen med blankt Zink, hvorved fremmede Metaller, undtagen Jern, fældes; dette sidste iltes med Chlorvand til Jerntveilt-salt og fældes ved Kogning med lidt Zinkcarbonat. Den rene Opløsning inddampes nu til Krystallisation.

Begge Salte ere officinelle. De prøves for fremmede Metaller, Magniumsulfat endvidere for Arsen, Zinksulfat for Salpetersyre, Ammoniak og for fri Svovlsyre. Den sidste Prøve foretages ved at udtække Saltet med Vinaand, hvori det er uopløseligt. Efter Fortynding med Vand maa Opløsningen da ikke farve blaat Lakmospapir rødt. Den vandige Opløsning af Saltet reagerer nemlig i og for sig sur, medens Magniumsulfat reagerer neutralt.

Chlorider.

Magniumchlorid (Chlormagnium), $MgCl_2 \cdot 6 H_2O$, er et henflydende Salt, der kan faaes ved at opløse Carbonatet i Saltsyre. Det er en Bestanddel af Karnallit (se Pg. 93).

Zinkchlorid (Chlorzink), $ZnCl_2$, er ligeledes et henflydende Salt, der kan krystallisere med 1 Molekule Krystalvand. I Pharmacien benyttes det vandfrie Salt i Reglen støbt i Stænger, der let tiltrække Fugtighed fra Luften, let smelte og i høj Grad ere ætsende. Forbindelsen faaes paa lignende Maade som Sulfatet, men Opløsningen inddampes til Tørhed, Resten smeltes og kommes strax paa et tørt Glas.

Forbindelsen maa efter Pharmacopoeen kun i ringe Grad indeholde basisk Salt; 0,5 gram skal efter Tilsætning af 1 Draabe Saltsyre kunne opløses klart i 5 gram Vinaand. Iøvrigt prøves den paa lignende Maade som Sulfatet.

Phosphater.

Af disse skulle vi her kun omtale **Magnium-Ammonium-Phosphat** (phosphorsur Magnesia-Ammo-

niak) $\text{Mg}(\text{NH}_4)\text{PO}_4, 6 \text{H}_2\text{O}$. Denne Forbindelse findes ofte i Blæresten og Nyregrus. Det er et krystallinskt Pulver, der er næsten uopløseligt i Vand og fuldstændig uopløseligt i ammoniakholdigt Vand. Det dannes ved at sætte almindeligt phosphorsurt Natron til en klar Blanding af et Magnesiasalt med Chlorammonium og Ammoniak. Ved dette Salts Fremkomst paaviser man Magnesia i den chemiske Analyse, ligesom det ogsaa paa den anden Side tjener til Paavisning af Phosphorsyre (se Pg. 67).

Carbonater.

Magniumcarbonat (kulsur Magnesia), MgCO_3 , forekommer, som ovenfor nævnt, som Magnesit og som Bestanddel af Dolomit. Rent faaes det med 5 Molekuler Krystalvand ved Fældning i Kulden af Magniumsulfat (i Overskud) med ren Soda: $\text{MgSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{MgCO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$. — Fældes Opløsningen i Varmen med lige Molekuler Soda, taber Carbonatet Kulsyre og optræder da som et let, hvidt Pulver, det saakaldte „*Magnesia alba*“. Sammensætningen af dette kan være noget varierende. Efter Formlen: $3 \text{MgCO}_3, \text{Mg}(\text{OH})_2, 3 \text{H}_2\text{O}$ vilde Saltet give 44 % Glødningsrest, hvad der omtrent passer med, at Pharmacopoeen fordrer, at det skal give mindst 40 % Glødningsrest. Magnesia alba er næsten uopløselig i Vand, men meddeler det dog alkalisk Reaktion.

Det skal efter Pharmacopoeen være frit for Metaller; af Jern maa det kun indeholde et yderst ringe Spor. Ligeledes maa det kun indeholde et ringe Spor af Saltsyre, af Svovlsyre og af Kalk. Kalkprøven udføres saaledes, at den saltsure Opløsning tilsættes saameget Chlorammonium, at den holder sig klar med Ammoniak (se Pg. 125). Ved Tilsætning af oxalsur Ammoniak til den ammoniakalske Vædske maa der da, efter 5 Minutters Henstand, kun vise sig en svag Uklarhed. De øvrige Prøver foretages paa en saltsur eller salpetersur Opløsning paa sædvanlig Måade.

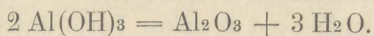
Zinkcarbonat (kulsurt Zinkilte) faaes som et basisk Salt ved at fælde en Opløsning af Sulfatet med Soda. Det er et hvidt Pulver, som ved Ophedning giver Zinkilte. Det normale Salt kan faaes ved Fældning af Zinksulfat med tvekulsurt Kali.

Aluminiumgruppen.

Af de til denne hørende Metaller *Aluminium*, *Gallium* og *Indium* behøve vi her kun at omtale det ene og vigtigste, Aluminium. Gruppen er trivalent. Iltene ere sammensatte R_2O_3 , Hydroxyder $R(OH)_3$, Chlorider RCl_3 o. s. v.

Aluminium forekommer ikke frit i Naturen, men som Ilt, Hydroxyder (navnlig Beauxit), som Sulfat og særlig i stor Mængde som Silicat (Ler) eller som Bestanddel af Silicater. Næst efter Ilt og Silicium forekommer det i størst Mængde paa Jorden. Aluminium er et glindsende hvidt Metal, blødt, men stærkt. Det er meget let (Vf. 2,6) og har en usædvanlig smuk Klang. I Modsætning til de andre lette Metaller holder det sig fuldstændig blankt i Luften, selv ved Smeltning (Smeltepunktet er 700°) iltes det kun i ringe Grad. Det angribes ligeledes kun i ringe Grad af fortyndet Svovlsyre og Salpetersyre, men opløses dog af Saltsyre. Det har derfor i den senere Tid, da man har funden en billigere Methode til dets Fremstilling, faaet en Del Anvendelse til forskellige Brugsgjenstande, Brillen, Theaterkikkerter, Nøgler o. s. v. Det fremstilles nu ved at udsætte Beauxit for en kraftig galvanisk Strøm i den elektriske Glødeovn med Kulpoler. Herved udskiller Metallet sig ligefrem i smeltet Tilstand ved den negative Pol, medens Iltten gaar til den positive og ilter Kullet.

Aluminiumilte (Lerjord), Al_2O_3 , forekommer i Naturen som den farveløse Korund, rødfarvet som Rubin og blaa som Safir. Begge disse Ædelstene kunne nu fremstilles ved Kunst. Kornet findes det som Smergel, der paa Grund af dets Haardhed anvendes til Polering. Lerjord er næsten usmeltelig og uopløselig i Syrer. Den dannes f. Ex. ved Glødning af Hydroxyderne:



Aluminiumhydroxyd (Lerjordhydrat), $\text{Al}(\text{OH})_3$, dannes ved at sætte Ammoniak til et opløseligt Lerjordsalt, som et hvidt, geléagtigt Bundfald, der let opløses i Natron og Kali, men neppe i Overskud af Ammoniak. F. Ex. faas det af Aluminiumsulfat: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6 \text{NH}_4\text{OH} = 2 \text{Al}(\text{OH})_3 + 3 (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Det fældes ogsaa ved en Tilsætning af Svovlammonium til et Aluminiumsalt: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 (\text{NH}_4)_2\text{S} + 6 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{Al}(\text{OH})_3 + 3 (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 3 \text{H}_2\text{S}$. Lerjordhydrat forener sig let med organiske Farvestoffer, og anvendes derfor til de saakaldte Lakfarver (f. Ex. Carminlak), der faas ved at sætte Farvestoffet til frisk fældet Lerjordhydrat, udrørt i Vand. Ligeledes anvendes det til Beitsning af Tøjer, som da igjennem Lerjordhydratet, der udfældes derpaa ved Kogning med en Opløsning af eddikesur Lerjord, bindes kemisk til Farvestoffet. Formlen kan ogsaa skrives $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$, og desuden existere baade Hydraterne $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ og $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Det første af disse er det før omtalte Beauxit, der brydes ved les Beaux i Rhonedalen.

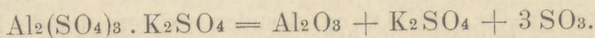
Aluminiumsalte.

Kryolith, Fluoraluminiumnatrium, $3 \text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$, forekommer i Grønland og benyttes til Fremstilling af Soda og Lerjordhydrat. Det anvendes ogsaa til Mælkeglas.

Chloraluminium, AlCl_3 , dannes ved at brænde Aluminium i Chlorluft. Det oversublimerer da som en noget blød, krystallinsk Masse. Det kan faas i vandig Opløsning ved at opløse Lerjordhydrat i Saltsyre, og kan da udkrystallisere i vandholdige Krystaller.

Aluminiumsulfat, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 16 \text{H}_2\text{O}$ (svovlsur Lerjord), fremstilles ved at opløse Lerjordhydrat — f. Ex. Beauxit — i Svovlsyre, der er saa koncentreret, at Opløsningen ved Afkøling stivner. Støbt i Former, gaar det i Handelen under Navn af koncentreret Alun; det er let opløseligt og anvendes til Fremstilling af eddikesur Lerjord. Med Kalium- og Ammoniumsulfat danner det Aluner.

Alun, Kalialun, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 24 \text{H}_2\text{O}$ eller $\text{AlK}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$, danner farveløse oktaedriske Krystaller, opløselige i c. 11 Dele koldt Vand, uopløselige i Vinaand, men let opløselige i kogende Vand. Den vandige Opløsning reagerer sur. Ved Ophedning til c. 200° bortgaar Krystalvandet, og det vandfrie Salt, brændt Alun, bliver tilbage. Ved stærk Glødning taber Alun Svovlsyreanhydrid, og der bliver en Blanding af Lerjord og Kaliumsulfat tilbage.



Alun fremstilles ved at sætte svovlsurt Kali til en Opløsning af Aluminiumsulfat, der faas af Beauxit eller af Porcelainsler (glødet) med Svovlsyre. I sidste Tilfælde udludes den stivnede Masse med Vand, hvori Kisel-syre bliver uopløst, medens Aluminiumsulfat opløses. *Romersk Alun*, der krystalliserer i Tærninger og er særlig ren, faas ved Ophedning og paafølgende Udludning med Vand af *Alunsten*, der bestaar af en basisk, vandfri Alun, og findes i stor Mængde i Omegnen af Rom.

Ammoniakalun, der er isomorf med Kalialun, er sammensat $(\text{NH}_4) \cdot \text{Al}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$, og fremstilles ved at sætte svovlsurt Ammoniak til en Opløsning af Aluminiumsulfat. I det Hele eksisterer der en meget stor Mængde Alunarter, som alle ere isomorfe (se Pg. 15), idet ikke alene Kalium kan erstattes af Ammonium eller flere andre monovalente Metaller, men ogsaa det trivalente Aluminium kan erstattes af Chrom og Jern, hvorved dannes Chrom- og Jernalun.

Aluminiumsilicater. — *Kaolin*, der er ren, kiselsur Lerjord med 2 Molekuler Vand, findes enkelte Steder i Naturen, f. Ex. paa Bornholm, og anvendes til Porcelain, hvorfor det ogsaa kaldes Porcelainsler. Det almindelige Ler, der findes i stor Mængde, er jernholdigt, smelteligt og urent og kan ikke bruges hertil. *Pibeler*, ildfast Ler, er ret rent og usmelteligt. — Lerskifer er uren hærdnet Ler; den saakaldte Alunskifer indeholder Svovlkies og benyttes (ved Ristning, Udludning og Rensning) til Alunfabrikation, men denne Methode anvendes ikke saa meget nu.

Som tidligere nævnt, udgjør Aluminiumsilicat en overordentlig udbredt Bestanddel af mange Dobbelt-silicater, f. Ex. Feldspath og Glimmer (der begge findes i Granit). Ler danner med Vand en plastisk Masse, der beholder den givne Form efter Tørring og Glødning. Det benyttes derfor til Porcelain, Fayence, Stentøj osv.

Porcelain fabrikeres ved at blande Kaolin med Kvarts og Feldspath i fin pulveriseret Tilstand, og brænde den formede og tørrede Masse. Ved denne første Brænding (*Forbrænding*) ere kun Kvarts og Feldspath smeltede og Massen er porøs. Derefter neddyppes Gjenstandene i en Glasurmasse, der indeholder mere af de smeltelige Bestanddele, og ved en ny Brænding, *Blankbrændingen*, smelter Glasuren og danner et Hele med den egentlige

Porcelainsmasse. — *Fayence* fremstilles af et mindre rent Materiale og brændes mindre stærkt; den overtrækkes med en gjennemsigtig (engelsk *Fayence*) eller uigjennemsigtig Blyglasur, der er forskjellig fra Grundmassen og derfor let sprækker. Lervarer o. l. tilberedes af urent Ler og ere farvede gule eller røde (efter Mængden af det indeholdte Jern). De glaseres ved at kaste Kogsalt ind i Ovn; herved omsætter Kogsaltet sig rimeligvis med Vanddampe til Saltsyre og Natron, der med Leret paa Overfladen giver letsmelteligt Natriumaluminiumsilicat. Et naturligt forekommende Natriumaluminiumsilicat, der tillige indeholder Svovl, er *Lapis lazuli*, hvorafr man tidligere anvendte Pulveret som blaa Farve under Navn af *Ultramarin*. Nu fremstilles Ultramarin ved Kunst, og kan fremstilles ikke alene med blaa, men ogsaa med rød, violet, grøn og hvid Farve.

Aluminiumforbindelserne kjendes ved, at deres Opløsninger med Ammoniak give et hvidt, geleagtigt Bundfald af Lerjordhydrat, der ved Tilsætning af nogle Draaber salpetersurt Kobolttilte og ved Glødning giver en blaa, usmeltet Masse (*Thenards Blaaf*).

Jerngruppen.

Hertil hører Metallerne *Nikkel, Kobolt, Jern, Mangan* og *Chrom*. Disse Grundstoffer optræde alle baade divalente og trivalente, Jern, Mangan og Chrom desuden med endnu højere Valens, navnlig hexavalente. Deres Salte ere farvede. I de Salte, hvori Metallet optræder divalent (Forlitesaltene), slutte de sig til Magniumgruppen. Saaledes krystallisere Sulfaterne med 7 Molekuler Vand og danne med Kalium- og Ammoniumsulfat Dobbeltsalte, der krystallisere med 6 Molekuler Vand. Lignende For-

bindelser kjendes fra Magniumgruppen. Endvidere danne Chloriderne med Chlorammonium Dobbeltforbindelser, der ikke fældes af Ammoniak. I de Salte, hvori Metallerne optræde trivalente (Tveiltensaltene), slutte de sig til Aluminium. Navnlig danne Sulfaterne (undtagen svovlsurt Mangantveilt) Alunararter.

Nikkel og **Kobolt** kunne vi ikke her omtale nærmere. Det første har navnlig Betydning som Metal, det anvendes til Mønter, til Fornikling og til Nysølv, der bestaar af Kobber, Nikkel og Zink. — Kobolt anvendes til Koboltnitrat, der bruges i Analysen (til Paavisning af Lerjord og Zink), samt teknisk til Fremstilling af „Smalte“, der er et pulveriseret Kali-Koboltte Glas, og som bruges til Malerfarve og andet.

Jern = 56

forekommer meget udbredt i Naturen, sjældent i fri Tilstand (i Meteorjern og tellurisk Jern). Det findes i ringe Mængde udbredt overalt i Jordbunden, optages af Planterne og udgjør en Bestanddel af Blodets Farvestof. Det findes aflejret som forskellige Malme, af hvilke Ilterne: Jernmellemilte, Fe_3O_4 , og Jerntveilt, Fe_2O_3 (Blodsten, Jernglands), Jerntveilt hydrate (som Myremalm eller Sø-malm) og kulsurt Jernforilte (Jernspath, Lerjernsten og Kuljernsten) anvendes til dets Fremstilling. Endelig forekommer det i flere Svovlforbindelser, navnlig som Svovlkies (FeS_2), der anvendes til Fremstilling af Svovlsyring, og endvidere som Arsenikkies (FeAsS), hvoraf Arsenik og Arseniksyrling vindes, samt i flere andre Forbindelser.

Raajern (Støbejern) er dels graat Raajern, der bruges til Støbegods, dels hvidt Raajern, der bruges til Staal og Smedejern. Det indeholder fra 2—6 % Kulstof, der i det graa særligt er tilstede som Graft, i det hvide kemisk bundet. Desuden indeholder det Silicium,

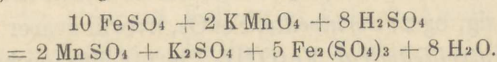
Phosphor og Mangan. Raajernet har en kornet Struktur og er derfor ikke seigt som det traadede Smedejern. *Staal* indeholder fra 0,6—1,8 % Kulstof, *Smedejern* kun fra 0,01—0,6 % Kulstof. Raajernet smelter ved c. 1200°, Staalet ved 1400° og Smedejernet ved 1600°. Smedejern og Staal kunne blive magnetiske, det sidste vanskeligere end det første; men det bevarer Magnetismen, særlig naar det er hærdet (ved Ophedning og hurtig Afkøling). Staal kan baade støbes og svejses. Smedejern er smidigt i Varmen og kan trækkes i Traad. Raajernet fremstilles i store Højovne, hvis Drift foregaar continuerligt, idet Jernmalmen og Kullet lagvis kastes ned fra oven, medens der forneden ledes Blæseluft til for at vedligeholde Forbrændingen; det reducerede kulholdige Jern flyder fra ved Bunden.

Smedejern og *Staal* fremstilles af Raajern ved at smelte dette og ved Paablæsning af Luft forbrænde største Delen af det indeholdte Kulstof. Denne Proces kan dels være en *Friskning*, ved hvilken Jernet smeltes med Trækul i Esser, dels en *Pudlingsproces*, hvor der kan anvendes det billigere Stenkul, idet Brændmaterialet anbringes adskilt fra Jernet, saaledes at Flammen slaar ind over dette. I stor Udstrækning benyttes *Bessemer* og *Thomas Processen*, ved hvilken det smeltede Raajern kommes i en stor, pæreformet Beholder af Jern, foret med ildfast Ler eller brændt Dolomit, og i hvilken Blæseluften indføres forneden. Ved Thomasprocessen er Beholderen (*Convertoren*) foret med brændt Dolomit (se Pg. 122), og der tilsættes da brændt Kalk som Slagge dannende Stof. Dette optager en betydelig Mængde Phosphorsyre, som dannes ved Iltning af det i Raajernet indeholdte Phosphor, og det herved dannede Produkt anvendes i i stor Stil som Gjødningsmiddel under Navn af *Thomas-slagge* (se Pg. 115). Et Indhold af Svovl eller Phosphor i Staal eller Smedejern er uheldigt. Svovlet gør det

skjært i Varmen (rødskjært), Phosphor gjør det skjært i Kulden (koldskjært).

Rent Jern anvendes i Pharmacien under Navn af *Ferrum reductum*. Det fremstilles almindeligst ved Glødning af oxalsurt Jernforilte i en Brintstrøm. Herved dannes først Kulsyre, Kulilte og Jernforilte, som ved videre Ophedning reduceres af Brint til Jern: $\text{FeC}_2\text{O}_4 = \text{FeO} + \text{CO}_2 + \text{CO}$ og $\text{FeO} + \text{H}_2 = \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$. Naar Processen er tilende — d. v. s., naar der ikke mere udvikles Vanddampe — afkjøles Jernet fuldstændigt i Brintstrømmen; thi det reducerede Jern er pyroforisk: Naar det er ophedet, tænder det sig strax i Luften og brænder til Jerntveille.

Baade *Ferrum pulveratum*, pulveriseret Smedejern, og *Ferrum reductum* ere officinelle i Pharmacopoen. *Ferrum pulveratum* skal indeholde mindst 98 % metallisk Jern. Dette prøves ved at opløse 0,2 gram pulveriseret Jern i fortyndet Svovlsyre, idet man samtidigt leder en langsom Kulsyrestrøm igjennem Vædsken, for at Luften fuldstændig kan fortrænges og enhver Iltning af det dannede Jernforiltesalt umuliggjøres: $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2 + \text{FeSO}_4$. Mængden af Jernforiltesaltet skal da være saa stor, at den mindst behøver 35 Ccm. $\frac{1}{50}$ normal Kaliumpermanganatopløsning for at iltes. Processen, der foregaar herved, er følgende:



Da nu en Liter af Kaliumpermanganatopløsningen indeholder $\frac{1}{50}$ Gram-Molekule, svarer den til $\frac{1}{10}$ Molekule Jernforiltesalt eller til $\frac{1}{10}$ Atom Jern = 5,6 gram. 35 Ccm. af denne Opløsning svarer da til $\frac{5,6}{1000} \cdot 35 = 0,196$ gram Jern. — *Ferrum pulveratum* prøves endvidere ved Undersøgelse af den i Saltsyre uopløselige Rest for fremmede Metaller (særlig Kobber) og for Arsen. For fremmede Metaller opløses Resten i Salpetersyre, Opløsningen fortyndes med Vand og maa da ikke give Bundfald med Svovlbrinte, eller ved Overmætning med Ammoniak vise blaa Farve. Prøven for Arsen udføres saaledes, at den uopløste Rest behandles med Saltsyre og Kaliumchlorat, hvorved tilstedeværende Arsen vilde iltes til Arsensyre, der da videre paavises ved den Bettendorff'ske Prøve. — *Ferrum reductum* indeholder altid en Del af Jernet i iltet Tilstand. Efter Pharmacopoen skal det mindst indeholde 90

% metallisk Jern. Prøven udføres saaledes, at 0,2 gram i en Time digereres paa Vandbad og i Kulsyrestrøm med et Overskud af Sublimat og 50 gram Vand. Herved reagerer det metalliske Jern paa Kvægsølvchloridet, saa det omdannes til Jernforchlor, medens der udskilles Calomel eller frit Kvægsølv, hvorimod det iltede Jern ikke paavirkes og derfor forbliver uopløst: $\text{Fe} + 2 \text{HgCl}_2 = \text{FeCl}_2 + \text{Hg}_2\text{Cl}_2$ og: $\text{Fe} + \text{HgCl}_2 = \text{FeCl}_2 + \text{Hg}$. Efter fuldendt Opvarmning fyldes Kolben, der netop skal rumme 100 Ccm., helt med udkogt Vand, og tilproppes vel. Efter Henstand til Bundfaldet har sat sig, aftages Halvdelen, 50 Ccm., med en Hævert og prøves paa samme Maade som Ferrum pulveratum. Til 0,1 gram Ferrum reductum, som de 50 Ccm. Opløsning svare til, maa der bruges mindst 16 Ccm. $\frac{1}{50}$ normal Kaliumpermanganatopløsning. Iøvrigt prøves Præparatet for Arsen paa lignende Maade som Ferrum pulveratum.

Metallerne *Mangan* og *Chrom* have ingen Betydning. Mangan forekommer særlig som Iltet (se nedenfor) ogsaa hyppigt i Planteasker. Chrom forekommer som Chromjærnsten.

Iltet og Hydroxyder.

Jernets Iltet og Hydroxyder. Jernet danner 2 basiske Iltet: 1) *Jernforilte*, FeO , hvortil svarer Hydroxydet *Jernforiltehydrat*, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, der er hvidt, men yderst let iltet sig, og 2) *Jerntveilte*, Fe_2O_3 , hvortil svarer Hydroxydet *Jerntveiltehydrat*, $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Jerntveilte forekommer i Naturen som *Blodsten*, *Lapis Haematites*. Dette Mineral er brunrødt til staalgraat, af traadet, krystallinsk Struktur og giver et rødbrunt Pulver, som langsomt er opløseligt i stærk Saltsyre. Iltet kan faas ved Glødning af Hydratet: $2 \text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$, og fremstilles som Biprodukt ved Tilvirkning af rygende Svovlsyre. Under Navnet *Caput mortuum* (Dodenkop) anvendes det til Malerfarve, Pudsepomade o. s. v. — *Jerntveiltehydrat*, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ fremstilles ved at fælde Jerntveichlorid med Ammoniak og danner et brunt Pulver. $\text{FeCl}_3 + 3 (\text{NH}_4) \text{OH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3 \text{NH}_4\text{Cl}$. Rust er ogsaa Jerntveiltehydrat og ligeledes det naturligt forekommende Myre-

malm (Mosemalm) og Sømalm. *Jernmellemilte*, Fe_3O_4 , findes som Magnetjernsten.

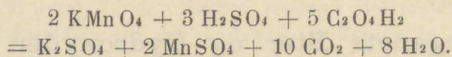
Manganets Iltter og Hydroxyder. Mangan danner 6 Iltter: MnO , *Manganforilte*, Mn_3O_4 , *Manganmellemilte*, Mn_2O_3 , *Mangantveilte*, MnO_2 , *Manganoverilte*, MnO_3 , *Mangansyreanhydrid* og Mn_2O_7 , *Manganoversyreanhydrid*. Manganforilte er et Baseanhydrid, svarende til Hydroxydet $\text{Mn}(\text{OH})_2$, der kan fremstilles ved Fældning af Sulfatet med Natron. Manganmellemilte og Mangantveilte findes begge i mindre Mængde i Naturen.

Manganoverilte findes som *Brunsten* eller *Pyrolusit* i stor Mængde. Det danner Udgangspunktet for de andre Manganforbindelsers Fremstilling. Ved Ophedning danner det Manganmellemilte og Ilt (se Pg. 20). Ved Ophedning med koncentreret Svovlsyre danner det svovlsurt Manganforilte og Ilt, $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}$, med Saltsyre danner det Manganforchlor og Chlor, $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Mangansyreanhydrid har ingen Betydning. Dets Alkalisalte (f. Ex. Kalisaltet, K_2MnO_4) dannes ved Glødning af Brunsten — eller de andre Manganiltter — med Salpeter eller chlorsurt Kali og et kulsurt Alkali: $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{CO}_2$. Den stærk grønne Farve, disse Salte ere i Besiddelse af, benyttes i den chemiske Analyse til Manganforbindelsernes Paavisning, idet disse glødes paa Platinblik med Salpeter og Soda.

Til Manganoversyreanhydridet svarer Syren HMnO_4 . Af dennes Salte har det *manganoversure Kali*, *Kaliumpermanganat*, der danner sort-violette, metalglindsende, i Vand let opløselige Krystaller, størst Betydning. Dets vandige Opløsning er smuk kirsebærrød og virker som et kraftigt Iltningsmiddel. I alkalisk Vædske afltes det til Manganoverilte, i sur Vædske til Manganforiltesalt. Pg. 135 er omtalt dets Indvirkning paa Jernforiltesalte og dets Anvendelse til disses kvantitative Bestemmelse.

Opløsningen reduceres af Oxalsyre i svovlsur Vædske, som derved iltes til Kulsyre efter følgende Proces:



Ifølge denne Formel fastsætter man den titrerede, $\frac{1}{50}$ normale Kaliumpermanganatopløsnings Styrke. Da Oxalsyren er 2-basisk, opløser man saameget af den til en Liter, som angiver Vægten af $\frac{1}{20}$ Grammolekule, og man har da en $\frac{1}{10}$ normal Oxalsyreopløsning. Derefter fortynder man en Kaliumpermanganatopløsning, indtil den netop affarves af et lige Rumfang Oxalsyreopløsning; ifølge Formlen vil en Liter af sidste Opløsning ($= \frac{1}{20}$ Molekule) da netop affarve $\frac{1}{50}$ Molekule af det manganoversure Kali.

Ligeledes affarves det manganoversure Kali af Svovlsyrlingvand, svovlundersyrligt Natron og andre reducerende Stoffer. Ogsaa organiske Stoffer affarver det, hvorfor det benyttes til at bestemme Mængden af organiske Urenheder i Vand. Se Pharmacopoeens Prøve for *Aqua destillata*. Det manganoversure Kali dannes ved at opløse mangansurt Kali i Vand og tillede Chlor: $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl} = \text{KCl} + \text{KMnO}_4$. Det mangansure Kali spaltes af Vand og Kulsyre i Brunsten og manganoversurt Kali. Derfor omdannes det allerede paa denne Maade ved at henligge i Luften og antager paa Overfladen en rød Farve. Heraf Navnet: *mineralsk Chamaeleon*.

Chromets Ifter og Hydroxyder. Af Ifterne kjendes 2, Chromtveilde, Cr_2O_3 , der udgjør en Bestanddel af Chromjernsten, $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$, og er et Baseanhydrid, og Chromsyreanhydrid, CrO_3 . — *Chromtveiltet* faas som et mere eller mindre grønt Pulver ved Ophedning af chromsure Salte med flygtige Baser, idet ved Ophedning: $2 \text{CrO}_3 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_3$. Ligeledes faaes det ved Ophedning af Hydroxydet $\text{Cr}(\text{OH})_3$, der som et fyldigt, blaagraat Bundfald opstaar ved Fældning af et Chrom-

tveiltessalt med Ammoniak: $\text{CrCl}_3 + 3 \text{NH}_4\text{OH} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 3 \text{NH}_4\text{Cl}$.

Chromsyreanhydrid danner røde, henflydende Krystaller; med Vand giver det Chromsyre, H_2CrO_4 ($= \text{CrO}_3, \text{H}_2\text{O}$), som krystalliserer i lange, røde Naale. Det faas ved at sætte koncentreret Svovlsyre til Kaliumdichromat, der svarer til Dichromsyren $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($= 2 \text{CrO}_3 . \text{H}_2\text{O}$).

Kaliumdichromat eller tvechromsur Kali er en meget vigtig Forbindelse, som danner Udgangspunktet for de fleste Chromforbindelsers Fremstilling. Den vindes i det Store ved Ophedning af Chromjernsten med kulsur Kalk, samt svovlsurt og kulsurt Kali under stærk Paablæsning af Luft. Herved iltes Jernforilte til Jerntveitte og Chromtveitte til Chromsyreanhydrid, der forener sig med Kalk og Kali fra Carbonaterne. Ved Udludning med Vand omsætter chromsur Kalk sig med svovlsur Kali til svovlsur Kalk, der fældes, og chromsur Kali, der gaar i Opløsning; der sættes nu en passende Mængde Svovlsyre til Opløsningen, hvorved dannes Kaliumdichromat, der let udkrystalliserer i store Krystaller: $2 \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$, og som ved Omkrystallisation let faaes rent. Af Kaliumdichromat faaes *det normale Kaliumchromat* K_2CrO_4 ved Tilsætning af Kaliumcarbonat, indtil den rødgyldige Opløsning er bleven lysegul: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{CO}_3 = 2 \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{CO}_2$. Af det normale chromsure Kali vindes saa igjen de andre Chromater, af hvilke de fleste ere uopløselige gule Legemer. Saaledes chromsurt Blylte, PbCrO_4 , der under Navnet *Chromgult* gaar i Handelen og anvendes til Malerfarve. *Chromrødt* er basisk chromsurt Blylte. — Ogsaa til Fremstilling af Chromtveiltessaltene anvendes Kaliumdichromat; med Svovlsyre danner det saaledes Chromalun og Ilt: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4 \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 . \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{O}_3 + 4 \text{H}_2\text{O}$, med Saltsyre danner det Chromtveichlor og Chlor:

$K_2Cr_2O_7 + 14 HCl = 2 KCl + 2 CrCl_3 + Cl_6 + 7 H_2O$.
Særlig let foregaa disse Processer, naar der samtidig er et reducerende Stof tilstede, der kan optage den udviklede Ilt. Hertil anvendes ofte Vinaand.

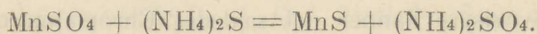
Svovlforbindelser.

Jernforsvovl, FeS , dannes ved Sammensmeltning af Bestanddelene som en metalglindsende Masse, som ofte gaar i Handelen, støbt i Former. Dette Svovljern benyttes til Fremstilling af Svovlbrinte, idet det let opløses i fortyndet Saltsyre eller Svovlsyre under Udvikling af denne Luftart: $FeS + 2 HCl = FeCl_2 + H_2S$. I Almindelighed indeholder Svovljernet Overskud af Jern, som med Syren giver Brint, og den dannede Svovlbrinte er da blandet hermed, noget, der dog intet har at sige med Hensyn til dens Anvendelse i Analysen. Ved Fældning af et Jernforiltesalt med Svovlammonium faaes Svovljern som et sort Bundfald: $FeSO_4 + (NH_4)_2S = FeS + (NH_4)_2SO_4$.

Dette Bundfald ilter sig meget let til Ferrosulfat ($FeS + O_4 = FeSO_4$), hvorfor man i Analysen maa udvaske det med Vand, der indeholder lidt Svovlammonium, som strax vilde gjenomdanne Ferrosulfat til Svovljern. I ganske ringe Mængde optræder Bundfaldet i Vædsken som grønlig Fnug.

Svovlkies, FeS_2 , findes i stor Mængde i Naturen. Ved Ristning danner det Svovlsyring (se Pg. 38). Naar det forvitrer ved at henligge i fugtig Luft, dannes Ferrosulfat (se Pg. 142). Svovlkies er ofte arsenholdigt.

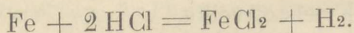
Svovlmangan, MnS , dannes som et blegrodt (trikotfarvet) Bundfald ved Fældning af et Manganosalt med Svovlammonium:



Salte.

Jernet danner to Rækker Salte, Jernforilte- og Jern-
tveilttesaltene. I de første, der svare til Jernforilte, FeO ,
er Jernet divalent, i de sidste, der svare til Jerntveilte,
 Fe_2O_3 , er det trivalent. Af Jernforilttesalte (Ferrosal-
tene) ere Chloridet, Carbonatet og Sulfatet de vigtigste.

Jernforchloridet, FeCl_2 , danner blaagrønne Kry-
staller med 4 Molekuler Vand, og fremstilles ved at op-
løse Jern i Overskud i fortyndet Saltsyre:



Ferrosulfat, svovlsurt Jernforilte, $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$,
fremstilles ved at opløse et Overskud af Jern i noget
fortyndet Svovlsyre, indtil Brintudviklingen ophører, og
derefter filtrere den varme Opløsning ned i et Kar, som
indeholder lidt Svovlsyre. Udkrystallisationen foretages
ved Troublering for at faa smaa Krystaller, der antages at
holde sig bedre og ere bekvemmere at afveje i Recep-
turen. De udskilte Krystaller udvaskes med Vinaand og
tørres uden Varme mellem Trækpapir. Der tages Over-
skud af Jern for at fremmede Metaller (f. Ex. Kobber)
ikke skulle gaa med i Opløsningen, og der sættes Svovl-
syre til Filtratet for at det uopløselige, basiske Ferri-
sulfat, der danner sig ved Iltning, og som vilde udskille
sig sammen med Krystallerne, kan omdannes til normalt
Jerntveilttesalt, der er opløseligt og derfor bliver i
Moderluden.

Ferrosulfat er et blaaliggrønt, krystallinskt Pulver,
der opløses i mindre end 2 Dele koldt Vand og i lige
Dele kogende, hvorimod det er uopløseligt i Vinaand.
Det forvitrer i tør Luft, smelter ved Opvarmning i sit
Krystalvand, hvoraf det ved 100° afgiver de 6 Mole-
kuler, det 7de først ved højere Temperatur. *Sulfas*

ferrosus siccatus svarer omtrent til Formlen $\text{FeSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, og fremstilles som et hvidt Pulver ved at tørre det krystallinske Salt ved $40-50^\circ$, indtil det er fuldstændigt henfaldet. Det kan da opvarmes yderligere uden at smelte, og Opvarmningen fortsættes, indtil Saltet har tabt ialt $35-40\%$ af sin oprindelige Vægt. — Ferrosulfat ilter sig let i Luften og danner basisk Ferrisulfat, der farver det brunt. I sure Opløsninger ilter det sig endnu lettere og virker derfor som et kraftigt Reduktionsmiddel (se Pg. 59 og Pg. 135). Med Kvælstoftveilte danner det en sort Forbindelse, hvorfor det i en stærk svovlsur Opløsning benyttes til Paavisning af Salpetersyre, som det afilter til Kvælstoftveilte.

Det urene, svovlsure Jernforilte, Jernvitriol, fremstilles i det Store ved Forvittring af Svovlkies.

Det i Pharmacopoeen officinelle rene Salt maa ikke indeholde fri Syre, men kun vise en yderst svag sur Reaktion, som Saltet i og for sig har. Det maa i sur Vædske ikke give Bundfald med Svovlbrinte (Kobber). Efter Iltning med Bromvand, og efterat det derved dannede Jerntveiltesalt er fældet med Ammoniak, maa Filtratet fra Jerntveiltehydratet ikke give Bundfald med Svovlbrinte (Kobber o. a.) og ikke efterlade Rest ved Indtørring.

Ferrocarbonat, kulsurt Jernforilte, FeCO_3 , forekommer i Naturen som Jernspath og findes opløst i jernholdigt Vand ved den deri indeholdte Kulsyre. Naar saadant Vand henstaar i Luften, vil den fri Kulsyre gaa bort; men samtidigt ilter Ferrocarbonatet sig til Jerntveiltehydrat, idet den bundne Kulsyre ogsaa frigjøres. Herpaa beror Dannelsen af Sømalm og Myremalm.

I Pharmacopoeen er Ferrocarbonat optaget. Det fremstilles ved Fældning af Ferrosulfat med tvekulsurt Natron: $\text{FeSO}_4 + 2\text{NaHCO}_3 = \text{FeCO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$. Ved Fremstillingen maa Luften holdes saavidt muligt borte. Derfor foretages Fældningen i en Flaske, der fyldes fuldstændigt med de varme Opløsninger og med udkogt Vand. At der udvikles Kul-

syre ved Processen, medvirker ogsaa til, at Luften fortrænges. Efter fuldstændig Udvaskning med kogende Vand indtørres det kulsure Jernforilte sammen med Sukker, der indhyller Carbonatet og beskytter det mod Iltning.

Præparatet skal være af graa Farve, udvikle rigelig Kulsyre med Chlorbrinte og være næsten svovlsyrefrit.

Manganforiltesaltene, Manganosalte, svare til Jernforiltesaltene. Medens for Jernsaltenes Vedkommende Foriltesaltene ere de ubestandigste og let gaa over til de bestandige Jerntveiltesalte, er det for Mangansaltene omvendt, idet Mangantveiltesaltene, hvoraf kun faa existere, meget let reduceres og gaa over til Manganforiltesalte. Disse have for Pharmacien langt ringere Betydning end Ferrosaltene, hvorfor vi kun korteligt skulle omtale *Chloridet*, $\text{MnCl}_2, 4\text{H}_2\text{O}$ og *Sulfatet* MnSO_4 , der krystalliserer med 5 Vandmolekuler, men som ved lavere Temperatur dog ogsaa kan faaes krystalliseret med 7 Molekuler. De dannes begge af Brunsten, som ovenfor Pg. 137 omtalt, men maa, for at faaes rene, underkastes særlige Rensningsprocesser, som vi ikke her skulle komme ind paa. De ere begge svagt rosenrøde, let opløselige Krystaller. Med kulsur Ammoniak danne de hvidt Bundfald af *Manganocarbonat* MnCO_3 , der er meget mere bestandigt i Luften end Ferrocarbonat.

Manganforiltesaltene kjendes ligesom andre Manganforbindelser ved, at de med kulsurt Alkali og Salpeter give grønt Alkalmanganat og ved, at de farve Boraxperlen stærkt violet. De give endvidere med Svovlammonium rødt Svovlmangan, men fældes ikke af Svovlbrinte.

Af Jerntveiltesaltene, Ferrisaltene, ere ligeledes Chloridet og Sulfatet de vigtigste.

Jerntvechlorid (Ferrichlorid, Jerntvechlor), FeCl_3 , optræder i gule, straalet krystallinske Masser med 6 Molekuler Krystalvand. Det opløses let i Vand, Vinaand og Æthervinaand. Det fremstilles af en Jernforchloropløsning enten ved Tilledning af Chlor, indtil denne ikke længere giver blaat Bundfald med rødt Cyanjernkalium ($\text{FeCl}_2 + \text{Cl} = \text{FeCl}_3$), eller ogsaa ved at hælde Jernforchloropløsningen i Kongevand, hvoraf der ogsaa maa være

saa meget tilstede, at den nævnte Bundfældning ikke finder Sted, eller at Kaliumpermanganatopløsning ikke af-farves. $3 \text{FeCl}_2 + 3 \text{HCl} + \text{HNO}_3 = 3 \text{FeCl}_3 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$. Ved Inddampning af Opløsningen til den har Vægtfylden 1,67, vil den ved Henstand udskille Kry-staller af gul Farve, der svare til Formlen $\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$, medens den ved stærkere Inddampning stivner til en rødgul, krystallinsk Masse med en halv saa stor Vand-mængde. En Jerntvechloropløsning formaar at opløse betydelige Mængder frisk fældet Jerntveiltehydrat, idet der dannes et opløseligt basisk Salt. En saadan Op-løsning er det i Pharmacopoeen officinelle *Solutio Sub-chlorethi ferrici*. En lignende Opløsning kan faaes ved at underkaste en Jerntvechlorid-Opløsning en Dialyse, hvor-ved største Delen af Saltsyren fjernes.

Chloretum ferricum maa efter Pharmacopoeen ikke indeholde basisk Salt, hvad der prøves ved, at det maa være opløseligt i Æthervinaand. Det maa ikke indeholde Jernforiltesalt, Svovlsyre, Salpetersyre, Ammoniaksalt eller Arsen.

Sol. Chlorethi ferrici spirituoso-aetherea tilberedes ved at blande opløst Jerntvechlorid med Hoffmannsdraaber og udsætte Opløsningen for Sollyset, under Indvirkning af hvilket Trichloridet reduceres fuldstændigt til Forchlorid. De kun delvis fyldte Flasker anbringes derefter ude-lukkede fra Lyset, og Propperne aftages af og til, indtil Opløsningen har antaget en gullig Farve paa Grund af delvis Iltning.

Ferrisulfat, svovlsurt Jerntveilte, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, dan-nes ved at ilte en Opløsning af Ferrosulfat med en Blanding af Salpetersyre og Svovlsyre (samnlg. Jerntve-chlorid): $6 \text{FeSO}_4 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HNO}_3 = 3 \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$. Det inddampes til Tørhed og danner da en harpixagtig Masse, som let opløses i Vand og som med Kalium- og særlig med Ammoniumsulfat danner

smukt amethystfarvede Aluner, f. Ex.: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24 \text{H}_2\text{O}$ eller $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$.

Jernforiltesaltene og Jerntveiltesaltene kjendes let fra hinanden ved følgende Reaktioner. De første reagere ikke paa Svovlbrinte og ikke paa Rhodankalium, men give Berlinerblaat med en fortyndet Opløsning af Ferricyankalium (rødt Cyanjernkalium). De sidste reduceres af Svovlbrinte under Udfældning af Svovl. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{S} = 2 \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{S}$. De give med Rhodankalium en stærk rød Farve, der skyldes Jerntverhodan, men give ikke Bundfald med Ferricyankalium, hvorimod de med Ferrocyankalium give Berlinerblaat.

Chromtveiltesaltene svare i Sammensætning til Jerntveiltesaltene. *Chloridet* CrCl_3 og *Sulfatet* $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ faaes i vandig Opløsning, som ovenfor angivet, ved at behandle Kaliumdichromat med Vinaand og Saltsyre eller Svovlsyre. Chloridet faaes vandfrit som et smukt skælformet, krystallinskt Legeme ved at lede Chlor over en Blanding af Chromtveilte og Kul. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3 \text{C} + \text{Cl}_6 = 2 \text{CrCl}_3 + 3 \text{CO}$. Sulfatet giver med Kaliumsulfat Chromalun $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$, der danner store, sortviolette Krystaller. Opløsningen er i Kulden violet, men gaar ved Opvarmning over til at blive grøn. Den samme Farveovergang finder paa lignende Maade Sted ved andre opløselige Chromtveiltesalte. Chromtveiltesaltene farve Phosphorsaltperlen smaragdgrøn og give med Svovl-ammonium Bundfald af Chromtveiltehydrat, under samtidig Dannelse af Svovlbrinte, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 (\text{NH}_4)_2\text{S} + 6 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{Cr}(\text{OH})_3 + 3 (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 3 \text{H}_2\text{S}$. (Smgl. Pg. 129).

Sølvgruppen.

Til denne regne vi Metallerne *Kobber*, *Sølv* og *Kvægsølv*. De danne alle 3 Ilter af Formlen R_2O , og hertil svare Chlorider, der alle ere uopløselige, men som for Sølvets Vedkommende er sammensat: AgCl , for de andres: Cu_2Cl_2 og Hg_2Cl_2 . I disse Forbindelser optræder Sølv

altsaa monovalent, Kobber og Kvægsølv som divalente Dobbeltatomer. Sølvet danner kun en Række Salte, der svare til Sammensætningen af Chloridet, f. Ex. Ag_2SO_4 , AgNO_3 o. s. v. Kobber og Kvægsølv danne foruden en Række Salte, hvori de, ligesom i de uopløselige Chlorider, optræde som divalente Dobbeltatomer (f. Ex. Hg_2SO_4 , $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$), ogsaa en anden, hvori de optræde som divalente Enkeltatomer, f. Ex. HgCl_2 , HgSO_4 , $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ o. s. v. — Den første af disse Rækker Salte kaldes henholdsvis Cupro- og Mercuroforbindelser (eller Forilteforbindelser), de sidste Cupri- eller Mercuriforbindelser (eller Tveilteforbindelser).

Metallerne

Kobber, Sølv og Kvægsølv forekomme alle 3 i fri Tilstand i Naturen. *Kobber forekommer* desuden som Kobberforilte (rød Kobbermalm) og som basisk Carbonat (Malachit og Kobberlasur) samt i størst Mængde som Svovlforbindelser, hvoraf Kobberforsvovl (Kobberglands) og Kobberkies (FeCuS_2) og andre. *Sølv forekommer* som Svovlsølv (Sølvlands), som lys Rødgylden (Ag_3AsS_3) og mørk Rødgylden (Ag_3SbS_3), og ledsager andre Svovlforbindelser i mindre Mængde (særlig i Svovlbly). *Kvægsølv forekommer* som Cinnober (HgS).

Kobber vindes af de iltede Malme ved Reduktion med Kul, af de svovlede først efter en temmelig compliceret Proces, der nærmest bestaar i en afvekslende Ristning under Tilsætning af jernholdig Slagge, og paafølgende Reduktion med Kul. Det fremstillede Kobber indeholder kun Urenheder i ringe Grad. Det faaes ganske rent ved at reducere rent Kobberilte ved Ophedning i en Brintstrøm. $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$.

Kobber er rødt, det har Vægtfyllden 8,9 og Smeltepunkt 1100°. Det kan trækkes til Traad og udvalses til tynde Blade (uægte Bladguld). I tør Luft holder det

sig ved almindelig Temperatur, men i almindelig fugtig Luft overtrækkes det med et tyndt, grønt Lag af basisk Kobbercarbonat, det saakaldte *Ir.* Under samtidig Paavirkning af Luft angribes det stærkt af fortyndede Syrer, selv af Eddike og andre organiske Syrer. Derimod opløses det ikke af fortyndede Syrer alene, selv stærk Saltsyre opløser det kun i ringe Grad. Af koncentreret og varm Svovlsyre opløses det ligesom Sølv og Kvægsølv under Dannelse af Svovlsyring og Sulfat (se Pg. 39). $\text{Cu} + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. Ligeledes opløses det let af fortyndet Salpetersyre: $3 \text{Cu} + 8 \text{HNO}_3 = 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 4 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{NO}$. Endvidere opløses det af Kongevand under Dannelse af Kobbervæchlorid.

Kobber anvendes dels som saadant til Plader og Kobberkar o. s. v., dels i flere vigtige Legeringer. Med Zink danner det Messing, Tombak, Yellowmetal. Med Tin danner det Bronze, hvortil høre Kanonmetal, Klokke-metal, antik Bronze o. s. v., medens Nutidens Statue-bronze tillige indeholder Zink og Bly.

Sølv vindes paa mange forskellige Maader. Saaledes ved Afdrivning (se Pg. 119). Man sætter ofte den svovlholdige Sølvmalm til Blyglands og behandler Blandingen som denne, idet Blyet slutteligt afdrives. Endvidere faaes det ofte ved at riste Malmene med Kogsalt, hvorved dannes Chlorsølv, hvoraf Sølv kan faaes paa flere Maader, f. Ex. ved at bringe den ristede Malm sammen med Jernaffald, Kvægsølv og Vand i roterende Tønder. Herved reducerer Jernet Chlorsølvet, saa der dannes Jernforchlor og Sølv, der legerer sig med Kvægsølv, som dels presses, dels afdestilleres fra Sølv. Desuden vindes det paa flere andre Maader, som vi ikke her kunne omtale. — *Rent Sølv* faaes af Møntsølv, som opløses i Salpetersyre, hvorefter Opløsningen fældes med Saltsyre. Det dannede Chlorsølv faaes rent ved Udvaskning med kogende Vand, hvorefter det glødes sammen med calcineret Soda. Her-

ved reduceres Sølv, idet der samtidig udvikles Ilt:
 $2 \text{AgCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Ag}_2 + 2 \text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{O}.$ —

Sølv forener sig ikke med Ilt uden under særlige Omstændigheder. Det staar sig derfor i Luften, selv ved Ophedning. Det er skinnende hvidt, har Vægtfylde 10,6 og Smeltepunkt c. 1000°. Det kan udhamres til meget tynde Blade — Bladsølv, der stundom bruges til Overtrækning af Piller — og udtrækkes til tynd Traad. Det angribes slet ikke af fortyndet Svovlsyre og Saltsyre; men forholder sig ligeoverfor varm koncentreret Svovlsyre og fortyndet Salpetersyre ligesom Kobber, idet der dannes Sulfatet Ag_2SO_4 eller Nitrattet AgNO_3 .

Sølv anvendes til Smykker og andre Luxusgjenstande, til Skeer o. s. v. samt til Mønter og er i Reglen legeret med Kobber. Den tidligere Angivelse for Sølvindholdet ved Lødhed betyder, hvormange Lod Sølv der indeholdes i 16 Lod (= 1 Mark). Nu angives Sølvindholdet i pro mille. Endelig anvendes Sølv til Forsølvning, der i Reglen udføres ad galvanisk Vej.

Kvægsølv vindes af Svovlkvægsølv ved Ophedning under Luftens Adgang, hvorved Svovlet brænder bort som Svovlsyring, medens Kvægsølv, der ikke ilter sig, destillerer over og opsamles i egne Forlag: $\text{HgS} + \text{O}_2 = \text{Hg} + \text{SO}_2$. Det renses for fremmede Metaller ved Rystning med lidt fortyndet Salpetersyre, hvorved disse fortrinsvis opløses.

Kvægsølv er flydende og metalglindsende ved almindelig Temperatur. Det fryser ved -40° og koger ved 357° , men forflygtiges allerede ved almindelig Temperatur. Dampene ere giftige. Det har Vægtfylden 13,6. Naar det er ganske rent, holder det sig blankt i Luften ved almindelig Temperatur, men ilter sig ved Ophedning indtil noget under Kogepunktet til Kvægsølvteilde, der igjen ved højere Temperatur spaltes (se Pg. 20). Det opløses ikke i fortyndet Svovlsyre eller Saltsyre, men

derimod ligesom Sølv og Kobber i concentreret varm Svovlsyre og i fortyndet Salpetersyre, samt i Kongevand. Ved at udrives med Fedt (Kvægsølvsalve) eller ved at fældes af en Opløsning, faaes det i en yderst findelt Tilstand, saa Kvægsølvkuglerne ikke kunne iagttages med det uvæbnede Øje. Det venale Kvægsølv er urent og overtrækkes, i Modsætning til det rene, paa Overfladen med et sort Pulver, hvori særlig de fremmede Metaller findes. Dette kan fraskilles, naar Kvægsølvet hældes igjennem et Filter, i hvis Spids der er stukket et lille Hul. Pulveret, der er lettere end Kvægsølvet, bliver da tilbage paa Filtret.

Det i Pharmacopoen officinelle Kvægsølv skal være rent, det maa, efterat være opløst i Salpetersyre, ikke efterlade nogen Rest (Tin), og efter at Opløsningen er indtørret, maa Resten kunne bortdampes fuldstændigt (Bly og andre Metaller).

Kvægsølv danner med de fleste Metaller Legeringer, der kaldes Amalgame, f. Ex. Natriumamalgam (se dette), Guld- og Sølvamalgam o. fl.

Kvægsølv anvendes til Fremstilling af Kvægsølvpræparater, f. Ex. Cinnober, til Udvinning af Guld og Sølv, til Spejlbelægning, der bestaar af Tinamalgam, samt til andre Amalgame, f. Ex. Natriumamalgam.

Ilter og Hydroxyder.

Kobberet danner 2 Ilter, Kobbertveilde (Cuprioxyd), CuO , der et Baseanhydrid, hvortil svarer Hydroxydet $\text{Cu}(\text{OH})_2$ og Kobberforilte, (Cuprooxyd), Cu_2O , der kun danner Salte med Haloidsyrerne. Kvægsølvet danner 2 (med Kobberets) analogt sammensatte Ilter, Kvægsølv-tveilde, HgO , (Mercurioxyd) og Kvægsølvforilte, Hg_2O , (Mercurooxyd), hvilke begge ere Baseanhydrider. Sølv danner kun et vigtigere Ilte, Ag_2O , der er et Baseanhydrid. Hydroxyder af Kvægsølv og Sølv kjendes ikke.

Cuprioxyd (Kobberveilte), CuO , er et sort Legeme, der faaes ved Ophedning af Metallet i Luften, men som lettere fremstilles ved Ophedning af Nitrattet, Carbonattet, eller: *Hydroxydet* Cu(OH)_2 . Dette dannes ved at fælde Kobbersulfat med Natron eller Kali som et blaa-grønt, i Ammoniak opløseligt Bundfald. Iltet finder Anvendelse til Bestemmelsen af organiske Stoffers Indhold af Kul og Brint (Elementairanalyse), da det ved Ophedning med organiske Stoffer ilter de nævnte Bestanddele til Vand og Kulsyre, som opsamles og vejes.

Cuprooxyd (Kobberforilte), Cu_2O , findes naturligt som rød Kobbermalm. Det dannes, naar man til en Opløsning af svovlsurt Kobberilte sætter Druesukker og derefter Natron, som i dette Tilfælde ikke giver Bundfald i Kulden (af Cu[OH]_2); men ved Kogning vil Druesukkeret ilte sig paa det opløste Kobberveiltehydrats Bekostning, og der udfældes da rødt Kobberforilte: $2\text{Cu(OH)}_2 = \text{Cu}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}$. Ved denne Proces, der benyttes til Paavisning af Druesukker i Urinen (ved Diabetes mellitus) udskilles ofte først et gult Bundfald, der er et Hydrat af Kobberforilte og som meget snart bliver rødt og spaltes til Vand og Kobberforilte.

Mercurioxyd (Kvægsølvteilde), HgO , er, naar det dannes ad tør Vej, et gullig-rødt Pulver; fremstillet ad vaad Vej er det et gult, yderst fint Pulver, der i Modsætning til det røde bliver hvidt ved Rystning med en Oxalsyreopløsning. Begge spaltes ved Ophedning i Kvægsølv og Ilt og opløses let i Saltsyre under Dannelse af Kvægsølvtvechlor og Vand, $\text{HgO} + 2\text{HCl} = \text{HgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Det røde Kvægsølvteilde fremstilles ved at opløse Kvægsølv i kold Salpetersyre og inddampe til Tørhed. Den herved tilvejebragte Blanding af Mercuri- og Mercurinitrat rives fint sammen med mere Kvægsølv, hvor-

efter det hele ophedes. Herved vil Salpetersyren fra Nitraterne virke iltende paa Kvægsølv, og, naar der ikke længere bortgaar røde Dampe, standses Ophedningen. Kvægsølvteiltet rives fint med lidt Natronlud for at borttage et Spor af vedhængende Syre, udvaskes og tørres. Det gule Kvægsølvteiltet fremstilles ved at fælde en Sublimatopløsning med Natron, hvorved der ikke, som efter den almindelige Regel, fældes Hydroxydet, men, da dette ikke eksisterer, det tilsvarende Anhydrid. $\text{HgCl}_2 + 2 \text{NaOH} = \text{HgO} + 2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.

Begge Præparater ere officinelle i Pharmacopoea Danica og prøves begge for Salpetersyre og for Saltsyre, hvoraf de kun maa indeholde et Spor.

Mercurooxyd (Kvægsølvforilte), Hg_2O , ersort, det faaes ved at sætte Natron til Calomel eller Mercuronitrit; men det spaltes strax tildels i Kvægsølvteiltet og Kvægsølv, hvorfor det er blandet med disse 2 Stoffer.

Sølvite, Ag_2O , er et graalig-sort Pulver, der faaes ved at fælde Sølvnitrat med Natron: $2 \text{AgNO}_3 + 2 \text{NaOH} = \text{Ag}_2\text{O} + 2 \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Det er næsten uopløseligt i Vand, men virker udrørt dermed som en stærk Base. I Ammoniakvand opløses det let og danner en stærkt exploderende Forbindelse (Berthollet's Knaldsølv).

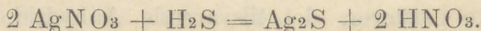
Svovlforbindelser.

Disse svare i Sammensætning til Iltforbindelserne. For Kobberets Vedkommende kjendes begge Sulfider CuS og Cu_2S , for Sølvets Vedkommende kun Ag_2S og af Kvægsølv kun HgS .

Cuprisulfid (Kobbervesvovl) CuS , dannes som et sort Bundfald ved at lede Svovlbrinte til en Opløsning af et Kobbertveiltet, f. Ex. $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS} + \text{H}_2\text{SO}_4$. Ved Ophedning uden Adgang af Luft spaltes det i Svovl og **Cuprosulfid** (Kobberforsvovl) Cu_2S . Dette, der er et graasort Legeme, dannes ved Ophed-

ning af Bestanddelene ($\text{Cu}_2 + \text{S} = \text{Cu}_2\text{S}$). Det forekommer i Naturen under Navn af *Kobberglands*.

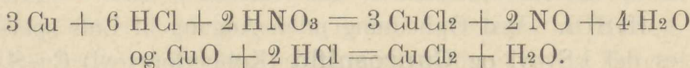
Svovlsølv, Ag_2S , forekommer som *Sølvlands*. Det dannes, naar Sølv ophedes med Svovl, og paa Sølvets Overflade, naar det udsættes for svovlbrinteholdig Luft. Det faaes som et sort Bundfald ved Fældning af Sølvnitrat med Svovlbrinte:



Mercurisulfid (Kvægsølvtesvovl) HgS , forekommer som Cinnober. Det er livligt rødt, og udmærker sig fremfor de fleste andre Svovlmetaller ved at være uopløseligt i Salpetersyre. Det fremstilles i denne Form ved at sublimere en finreven Blanding af Kvægsølv og Svovl i det rette Forhold: $\text{Hg} + \text{S} = \text{HgS}$. Det dannes ogsaa ved at fælde et opløseligt Kvægsølvteiltensalt med Svovlbrinte, f. Ex. $\text{HgCl}_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{HgS} + 2 \text{HCl}$; men Bundfaldet er da sort. Fældes et Kvægsølvforiltensalt med Svovlbrinte, faaes et sort Bundfald, der bestaar af Kvægsølvtesvovl og Kvægsølv, f. Ex.: $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} = 2 \text{HNO}_3 + \text{HgS} + \text{Hg}$. Cinnober anvendes som Malerfarve.

Chlorider og Jodider: $\text{RCl}_2, \text{RJ}_2$.

Cuprichlorid, Kobbervechlor, CuCl_2 , kan af Oplosninger faaes krystalliseret med 2 Molekuler Vand i grønne Krystaller, som ved Ophedning afgive Vandet og omdannes til det vandfrie Salt, der i Modsætning til de fleste andre vandfrie Kobberveiltesalte ikke er hvidt, men brunt. Forbindelsen dannes ved at opløse Kobber i Kongevand eller Kobberveilte i Saltsyre:



Kobbervejod eksisterer ikke.

Mercurichlorid (Kvægsølvtechlor Sublimat), HgCl_2 , er et hvidt, tungt, krystallinskt Legeme, der sublimerer ved Ophedning. Det er opløseligt i 16 Dele koldt Vand og i 3 Dele kogende, let opløseligt i Vinaand og i Æther. Ligeledes opløses det let i Vand, naar man samtidig tilsætter Kogsalt. Det fremstilles ved Sublimation af Mercurisulfat og Kogsalt: $\text{HgSO}_4 + 2 \text{NaCl} = \text{HgCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$. Det dannes ogsaa ved at opløse Kvægsølv i Kongevand eller Kvægsølvtveitte i Saltsyre, altsaa ganske som Kobbervtechlor. Sublimat er en stærk Gift; som Modgift kan man anvende Æggehvide.

Det er officinelt i Pharmacopoeen under Navnet *Chloretum hydrargyricum corrosivum*. Det prøves for Jern m. m. ved, at Filtratet fra det ved Svovlbrinte udskilt Svovlkvægsølv ikke maa give Bundfald eller Farvning med Ammoniak og Svovlammonium og for Arsen ved, at selve Svovlbrintebundfaldet ved Rystning med Ammoniakvand maa give et farveløst Filtrat, der ikke fældes af Saltsyre.

Fældes en Sublimatopløsning med Ammoniak, fremkommer et hvidt Bundfald af *Mercuriamidchlorid*, $\text{HgCl} \cdot \text{NH}_2$, der altsaa i Sammensætning forholder sig som Mercurichlorid, hvori det ene Chloratom er bleven erstattet af det monovalente Radical NH_2 . Processen, hvorved det dannes, er følgende: $\text{HgCl}_2 + 2 \text{NH}_3 = \text{HgClNH}_2 + \text{NH}_4\text{Cl}$. Denne Forbindelse, der er officinel under Navnet *Chloretum amido-hydrargyricum* (hvidt Kvægsølvpræcipitat), maa fremstilles nøje efter Pharmacopoeens Forskrift, navnlig udvaskes med en deri angiven begrændset Vandmængde, da den ellers bliver gul under Dannelse af en basisk Forbindelse.

Det maa ved Ophedning fordampe uden først at smelte. Ved Opvarmning med Natronlud spaltes det: $\text{HgClNH}_2 + \text{NaOH} = \text{HgO} + \text{NaCl} + \text{NH}_3$.

Mercurijodid (Kvægsølvtvejod), HgJ_2 , dannes som et livligt rødt Bundfald ved Fældning af Kvægsølvtvechlor med en Jodkaliumopløsning i det efter Formlen beregnede

Forhold: $\text{HgCl}_2 + 2 \text{KJ} = \text{HgJ}_2 + 2 \text{KCl}$. Forbindelsen er opløselig i Overskud saavel af Jodkalium som af Kvægsølvtechlor. Opløsningen i Jodkalium holder sig klar med Natron, og en saadan Opløsning — *Nesslers Reagens* — giver med smaa Mængder Ammoniak et gult Bundfald, hvorfor det benyttes til Paavisning af denne i Drikkevand. Kvægsølvtejod dannes ogsaa ved Sublimation af Kvægsølv og Jod blandede i det beregnede Forhold. Det danner da strax smukke, gule Krystaller, som snart blive prægtigt røde. Kvægsølvtejod er uopløseligt i Vand, men opløseligt i Vinaand. Ved Ophedning er det fuldstændig flygtigt.

Det er officielt under Navnet Jodetum hydrargyricum rubrum, et vandigt Udtræk prøves for Sublimat.

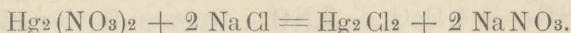
Chlorider og Jodider: R_2Cl_2 , RCl o. s. v.

Kobberforechlor er hvidt og uopløseligt i Vand.

Chlorsølv er et hvidt, osteagtigt Bundfald, der faaes ved at fælde et opløseligt Sølvsalt med Saltsyre eller et opløseligt Chlorid. $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} = \text{AgCl} + \text{HNO}_3$. Det bliver violet i Lyset, opløses let i Ammoniakvand, men er uopløseligt i Salpetersyre. — **Bromsølv**, AgBr , og **Jodsølv**, AgJ , ere begge gule Bundfald, der dannes ved Fældning af en Sølvnitratopløsning med Bromkalium eller Jodkalium. De ere begge ligesom Chlorsølv uopløselige i Salpetersyre; men Bromsølv er tungt opløseligt i Ammoniakvand, Jodsølv uopløseligt deri.

Mercurochlorid (Kvægsølvforechlor, Calomel), Hg_2Cl_2 dannes ved at sammenrive Kvægsølv med Sublimat efter Forholdet: $\text{Hg} + \text{HgCl}_2 = \text{Hg}_2\text{Cl}_2$ og derefter underkaste Blandingen en Sublimation. Den sublimerede Masse kan indeholde Kvægsølvtechlorid, hvorfor den slemmes med Vand og udvaskes, indtil Vaskevandet ikke længere farves af Svovlbrinte. Det er et hvidligt, fint

Pulver, der er fuldstændig uopløseligt i Vand. Ved Tilsætning af Natron bliver det sort, idet der dannes Kvægsølvforilte. Det kan ogsaa dannes ved at fælde en Oplosning af Mercuronitrat med Chlornatrium eller Saltsyre.



Det i Pharmacopoeen officinelle skal være fremstillet efter den først angivne Methode. Det prøves for Sublimat, idet et vandigt Udtræk (1—10) ikke maa vise nogen Reaktion ligeoverfor Svovlbrinte eller Sølvnitratopløsning.

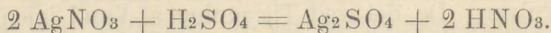
Kvægsølvforjod, Hg_2J_2 , faas som et gulgrønt (sidskengrønt) Pulver ved Sammenrivning af Kvægsølv og Jod i det ved Formlen angivne Forhold. Pulveret renses derefter for muligt indeholdt Kvægsølvvejejod ved Udvaskning med Vinaand, saalænge denne farves af Svovlbrinte.

Sulfater.

Kobbersulfat (svovlsurt Kobberilte), $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, danner store gjennemsigtige blaa Krystaller, som i ringe Grad forvitre i tør Luft, og som opløses i 3,5 Dele koldt, i lige Dele kogende Vand. Ved Ophedning til 100° bortgaa de 4 Vandmolekuler, det 5te først ved højere Temperatur. Det vandfrie Kobbersulfat er et hvidt Pulver. Da det ved Tilsætning af Vand igjen omdannes til det blaa og krystallinske, benyttes det til Paa-visning af Vand i Vinaand eller andre organiske Vædske. Det dannes i Naturen ved Forvittring af Malme, som indeholde Svovlkobber og findes ofte opløst i Grube-vandet. Det raa Salt, som gaar i Handelen under Navn af *Kobbervitriol* eller *Blaasten*, vindes dels af det naturligt dannede, dels ved Ristning og Udludning med Vand af svovlede Kobbermalme, dels endelig paa andre Maader. Det er i Reglen jernholdigt. Det rene Salt faas ved at behandle Kobber med varm, concentreret Svovlsyre og vindes derfor ved Fremstilling af Svovlsyring i det

chemiske Laboratorium: $\text{Cu} + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ (se Pag. 39). Det fremstilles ligeledes rent ved at opløse Kobber i en Blanding af fortyndet Svovlsyre og Salpetersyre: $3 \text{Cu} + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HNO}_3 = 3 \text{CuSO}_4 + 4 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{NO}$. Opløses Kobbersulfat i Ammoniakvand, faas en smuk mørkeblaa Opløsning, hvoraf ved Tilsætning af Vinaand udskilles et mørkeblaat krystallinskt Pulver af *Kupridiaminsulfat* (svovlsurt Kobberilte-Ammoniak), $\text{CuSO}_4 \cdot (\text{NH}_3)_4, \text{H}_2\text{O}$, der i Sammensætning forholder sig som Kobbersulfat, hvori de 4 Vandmolekuler ere erstattede af Ammoniak.

Sølvsulfat (svovlsurt Sølvilte), Ag_2SO_4 , dannes ved den saakaldte Affineringsproces, hvorved Guld udvindes af guldholdigt Sølv. Man behandler Metallet med varm concentreret Svovlsyre, hvorved Sølvet opløses, medens Gullet bliver uopløst og uforandret tilbage: $\text{Ag}_2 + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. Af Opløsningen udskilles Sølvet som Metal, ved at der nedlægges Kobberplader deri, og man vinder da Kobbersulfat som Biprodukt ved Processen: $\text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} = \text{CuSO}_4 + \text{Ag}_2$. Da Sølvsulfat er tungtopløseligt, fremstilles det i Laboratoriet ved Fældning af en stærk Sølvnitratopløsning med fortyndet Svovlsyre:



Mercurosulfat (svovlsurt Kvægsølvforilte), Hg_2SO_4 , fremstilles paa samme Maade som Sølvsulfat ved Fældning af en Mercuronitrat-Opløsning med Svovlsyre. Behandles Kvægsølv med Overskud af Svovlsyren, vil der dannes **Mercurisulfat** (svovlsurt Kvægsølvttveilte), HgSO_4 : $\text{Hg} + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HgSO}_4 + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. Dette Salt anvendes navnlig til Fremstilling af Sublimat (se Pag. 153). Ved Behandling med varmt Vand sønderdeles det til et citrongult, basisk Salt, det saakaldte *Turpethum minerale*, $2 \text{HgO} \cdot \text{HgSO}_4$, og fri Svovlsyre.

Nitrater.

Cuprinitrat (salpetersurt Kobberveilte), $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, dannes ved at opløse Kobber i fortyndet Salpetersyre: $3 \text{ Cu} + 8 \text{ HNO}_3 = 3 \text{ Cu}(\text{NO}_3)_2 + 4 \text{ H}_2\text{O} + 2 \text{ NO}$. Af Opløsningen faas det ved Inddampning og Afkøling som blaa, henflydende, vandholdige Krystaller, der virke ætsende.

Sølvnitrat (salpetersurt Sølvilte, Helvedessten). AgNO_3 , danner tavleformede, farveløse Krystaller, der opløses i 0,6 Dele Vand, og som ved Ophedning let smelte. Saltet benyttes ofte støbt i Former. Det fremstilles ved at opløse kemisk rent Sølv i Salpetersyre og inddampe Opløsningen. $\text{Ag}_3 + 4 \text{ HNO}_3 = 3 \text{ AgNO}_3 + 2 \text{ H}_2\text{O} + \text{NO}$ (se Pag. 147). Man kan ogsaa gaa ud fra det kobberholdige Møntsølv og, efterat have opløst dette i Salpetersyren, inddampe Opløsningen til Tørhed og ophede Resten, hvorved Kobbernitrattet spaltes under Dannelse af Kobberilte, medens Sølvnitrattet, der først spaltes ved højere Temperatur, smelter uforandret. Naar en lille Prøve af den smeltede Masse kan opløses uden Farve i Ammoniakvand, er den kobberfri. Den udtrækkes da med Vand, Kobberiltet frafiltreres, og Opløsningen inddampes.

Sølvnitrat virker iltende paa Huden og andet organisk Væv under Udskillelse af sort, metallisk Sølv, og anvendes derfor i Pharmacen. Det bruges i stor Mængde i Photographien og til Fremstilling af andre Sølvsalte. Da disse ere uopløselige, faas de ved Fældning af et opløseligt Salt af vedkommende Syre med en Sølvnitratopløsning. Saaledes fremstilles f. Ex. Carbonatet, Phosphatet og det arsensyrige Salt, der alle ere gule, det arsensur Salt, der er chocolatebrunt og Chromatet, der er rødbrunt, — Salpetersurt Sølvilte prøves efter Pharma-

copoeen ved, at Filtratet fra den med Saltsyre fældede Opløsning efter Inddampning ikke maa efterlade Rest eller reagere paa Svovlbrinte. — *Nitras argenticus bis mitigatus* dannes ved at sammensmelte 1 Del Sølvnitrat med 2 Dele Salpeter.

Præparatet prøves paa det rigtige Sølvindhold ved Titration med $\frac{1}{10}$ normal Saltsyre, hvoraf 1 gram skal fælde mindst 19,3 Ccm. (= 0,328 gram, AgNO_3).

Mercuronitrat (salpetersurt Kvægsølvforilte), $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, danner farveløse, noget forvittrende Krystaller, der smelte ved Opvarmning. De opløses let i salpetersyreholdigt Vand, men med meget Vand spaltes de, idet en Del gaar i Opløsning, medens største Delen udskilles som et gult, basisk Salt. Mercuronitrat fremstilles ved at lade fortyndet Salpetersyre henstaa nogle Dage i Kulden med et Overskud af Kvægsølv. De udskilte Krystaller omkrystalliseres af lidt salpetersyreholdigt Vand, Moderluden presses eller suges godt fra, og Præparatet tørres mellem Trækpapir. Naar man vil opløse Saltet, udrives det først med lidt fortyndet Salpetersyre, og derefter tilsættes Vandet lidt efter lidt. I Opløsningen kommer lidt Kvægsølv, som omdanner Mercurinitrat, der kan være opstaaet ved Iltning, til Kvægsølvforiltesalt: $\text{Hg} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 = \text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$. Hældes en salpetersur Opløsning af Mercuronitrat i et Overskud af Ammoniakvand, faas et sort Bundfald, der er en Blanding af *Mercuriamidnitrat*, $\text{Hg} \cdot \text{NH}_2 \cdot \text{NO}_3$, med frit Kvægsølv: $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NH}_3 = \text{Hg} \cdot \text{NH}_2 \cdot \text{NO}_3 + \text{Hg} + \text{NH}_4\text{NO}_3$, og som er optaget i Pharmacopoeen under Navn af *Nitras amido-hydrargyricus cum Hydrargyro*.

I Pharmacopoeen prøves Mercuronitrat for Kvægsølvteiltensalt, idet det fældes med et Overskud af en Chlornatriumopløsning, og Filtratet maa da ikke give Bundfald med Svovlbrinte.

Mercurinitrat (salpetersurt Kvægsølvteile), $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, fremstilles ved at opløse Kvægsølv i et Overskud af varm og stærk Salpetersyre.

Af andre Salte af Metallerne hørende til denne Gruppe skal kun nævnes: *arsensyrligt Kobberilte*, CuHAsO_3 , der er livligt grønt og meget giftigt. Det har tidligere været brugt som Farve under Navn af *Scheele's Grønt*. Det dannes ved at fælde en Opløsning af Kobbersulfat med Arsensyring. — *Kobbercarbonat* forekommer som de basiske Salte Malachit og Kobberlasur, og dannes som et grønt — ligeledes basisk — Pulver ved Fældning af en Kobbersulfat-Opløsning med kulsurt Natron.

Kobbersaltene kunne i Analysen kjendes, ved at de give sort Bundfald med Svovlbrinte, at deres Opløsninger farves stærkt blaa af Ammoniak, og ved at de i svagt saltsur Opløsning give et brunt Bundfald med en Ferrocyanaliumopløsning. De ere blaa eller grønne i vandholdig Tilstand.

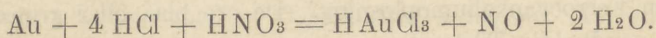
Sølvsaltene ere ofte farvede (se ovenfor). De opløses — undtagen Chlor-, Brom- og Jodsølv — i fortyndet Salpetersyre og denne Opløsning giver med Saltsyre et hvidt, osteagtigt Bundfald (AgCl), som er opløseligt i Ammoniak.

Kvægsølvsaltene ere farveløse, naar Syren i Saltet ikke er farvet. Kvægsølvforiltesaltene fældes af Saltsyre; men Bundfaldet (Calomel) opløses ikke i Ammoniak, men farves sort deraf. Kvægsølvteiletsaltene give sort Bundfald med Svovlbrinte, gult Bundfald med Natron og Kalkvand (HgO), hvidt Bundfald med Ammoniak (HgClNH_2), og rødt Bundfald med Jodkaliumopløsning (HgJ_2).

Guld. Au. 197.

Guld forekommer i fri Tilstand i Naturen indsprængt i Kvarts eller i Flodsand. Det vindes ved Vaskning,

hvorved Sand o. s. v. slemmes fra, medens det tunge Guld bliver tilbage. Det renses ved Amalgamering med Kvægsølv, som derefter bortdestilleres af Amalgamet. — Guld er ofte legeret med Sølv, hvorfra det kan renses, enten ved at behandle Metallet med Kongevand, der opløser Guld og ikke Sølv, eller ved „*Affinering*“ med concentreret Svovlsyre, der opløser Sølv, men ikke Guld. Det er et gult, glindsende, blødt og meget smidigt Metal. Det kan udhamres til meget tynde Blade (*Aurum foliatum*), som lade Lyset gaa igjennem sig med en blaalig Farve. Det har en Vægtfylde af 19,3 og smeltes ved c. 1100°. Guld optræder i Reglen 3-gyldigt. Det staar sig i Luften, ogsaa i svovlbrinteholdig Luft og opløses kun af Kongevand, idet der dannes den vigtigste af Guldets Forbindelser, *Brintguldchlorid*, HAuCl_4 , eller $\text{HCl} \cdot \text{AuCl}_3$:



Denne Forbindelse forholder sig som en Syre og danner f. Ex. et Natriumsalt: $\text{NaCl} \cdot \text{AuCl}_3$, der anvendes i Photographien og i Medicinen. Reduktionsmidler som Svovlsyrning, Jernforiltesalte o. s. v. udfælde let Guldet af Brintguldchlorid-Opløsningen. En Blanding af Tinforchlor og Tintvechlor fælder det saakaldte *Cassius's-Guldpurpur*, der tillige indeholder Tinforbindelser, og som anvendes i Porcelainsmaleriet. Guldet anvendes til Mønter, Smykker o. s. v., altid legeret med Kobber eller Sølv. Guldholdigheden, der tidligere angaves i *Karat*, idet 1 Karat = $\frac{1}{24}$ Del af Legeringen, angives nu almindeligst i pro mille.

Platin Pt. 195.

Platin forekommer i fri Tilstand, kornet og blandet med de saakaldte Platinmetaller, f. Ex. Osmium, Iridium

o. fl. Det vindes ved Vaskning og yderligere Rensning. I sammenhængende Tilstand er det hvidt, blødt og smidigt. Dets Vægtfylde er 21,5 og det smelter først ved c. 1800°.

Det holder sig i Luften og opløses kun i Kongevand, hvorved dannes Brintplatinchlorid, $2 \text{HCl} \cdot \text{PtCl}_4$. Det angribes af Chlor in statu nascendi og ligeledes af smeltende Alkalier, af Nitrater og Svovl eller Sulfider; men staar sig ligeoverfor concentreret Svovlsyre, hvorfor det finder Anvendelse i Svovlsyrefabrikkerne. Ligeledes anvendes det meget i det chemiske Laboratorium til Digler, Platinblik- og Traad. Det optræder i Reglen 4-gyldigt. — *Brintplatinchlorid*, $\text{H}_2 \text{PtCl}_6$ eller $2 \text{HCl} \cdot \text{PtCl}_4$, krystalliserer med 6 Molekuler Vand og danner lange, rødbrune Prismer. Denne Forbindelse optræder som en tobasisk Syre, hvis Kalium- og Ammoniumsalte ere gule, tungtopløselige i Vand og uopløselige i Vinaand. Ved Glødning af Ammoniumsaltet $(\text{NH}_4)_2 \text{PtCl}_6$ bliver kun Platin tilbage, dette danner en svampet Masse, der i høj Grad fortætter Ilt og Luftarter paa sin Overflade.

Organiske Forbindelser.

De talrige Forbindelser, Kulstoffet danner, afhandles i et særligt Afsnit af Chemien, der kaldes den organiske Chemi. Af disse Forbindelser skulle vi her kun omtale ganske enkelte, der have særlig Anvendelse i Pharmacien.

Af de mange Kulbrinter, der kjendes, have *Paraffinerne* særlig Betydning. Disse Kulbrinter danne en homolog Række, idet Formlen for hvert enkelt Led i denne Række kan afledes af det Formlen for nærmest foregaaende ved at erstatte et Brintatom med det sammensatte Radical Methyl, CH_3 , altsaa ved Addition af CH_2 . Alle Leddene i Rækken svare til den almindelige Formel $\text{C}_n\text{H}_{2n} + 2$.

De første Led i Paraffinernes Række ere følgende:

Methan CH_4 .

Æthan C_2H_6 .

Propan C_3H_8 .

Butan C_4H_{10} .

Pentan (Amylbrinte) C_5H_{12} .

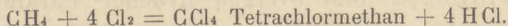
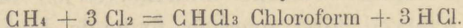
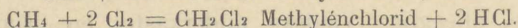
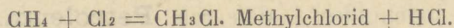
Det gjælder som en almindelig Regel for Leddene i homologe Rækker, at Kogepunkt og Smeltepunkt stige med Kulstofatomernes Antal i Molekulerne. De laveste Led iblandt Paraffinerne ere da ogsaa Luftarter, der ofte udstrømme af Jorden (f. Ex. i Kulgruber og ved Petroleums-kilder), medens de derefter følgende højere Led ere Vædsker og de højeste faste Legemer. Disse flydende og faste

Paraffiner indeholdes i den raa **Petroleum**. Denne grøngule, olieagtige Vædske underkastes en brudt Destillation, hvorved først overgaa flydende Paraffiner af lavt Kogepunkt, som ere farlige at brænde i almindelige Lamper, da de med Luften danne exploderende, let antændelige Blandinger; men som under Navn af *Ligroin*, *Gasolin*, *Petroleumsbenzin* (eller *Nafta*) finde forskjellig Anvendelse som Opløsningsmiddel, Brændmateriale o. s. v. Den Del af Destillatet, der benyttes som Belysningsmiddel, *Kerosen*, overgaar ved fra 150—250°. De endnu tungere, kogende Dele af den raa Petroleum anvendes til Smøreolie og til:

Paraffin. *Flydende Paraffin* indeholder de Bestanddele, der koge ved omkring 360°. *Vaselin* er de salveagtige Paraffiner, der smelte ved fra 35—46°. *Det faste Paraffin* er gjennemskelettende og hvidt. Det anvendes til Lys, til Imprægnering af Papir o. s. v., og fremstilles ogsaa ved tør Destillation af Tørv, Brunkul og flere bituminøse Stoffer. Flydende Paraffin og Vaselin, der have olieagtig eller fedtagtig Consistens udmærke sig fremfor Fedtstofferne ved, at de ikke kunne blive harske. De paavirkes, som Paraffinerne overhovedet, ikke af de fleste Reagenser.

En Indblanding af Fedtstoffer vil kunne paavises ved Digestion med Natron, hvorved Fedtstoffet danner en Sæbeopløsning, der filtreres fra det upaavirkede Paraffin, og derefter ved Tilsætning af fortyndet Svovlsyre vil give Udskilning af olieagtige Fedtsyre-Draaber.

Af de enkelte Paraffiner har *Methan* særlig Interesse ved dets Substitutionsprodukter. Udsætter man Methan for Paavirkning af Chlor, vil Brintatomerne nemlig successive kunne erstattes af dette, medens der samtidig dannes Chlorbrinte. En saadan Proces kaldes en Substitution, og ved den kan der af Methan dannes 4 Chlorsubstitutionsprodukter, nemlig:



Af de nævnte Forbindelser, der dog alle fremstilles paa anden Maade, er Chloroform den vigtigste.

Chloroform, CHCl_3 , er en farveløs Vædske af ejendommelig Lugt og sødlig, brændende Smag. Den har i ren Tilstand Vægtfylden 1,52 og koger ved 61° . Den er kun i ringe Grad opløselig i Vand, men kan i ethvert Forhold blandes klart med Vinaand,   ther, fede og   theriske Olier. Dens Dampe virke bedøvende. Chloroform fremstilles ved at opvarme Chlorkalk med fortyndet Vinaand til c. 70° og afdestillere Chloroformen. Denne maa da renses (for Vinaand og Spor af Syre) ved Rystning med Vand, hvortil er sat lidt Alkali og ved paf  lgende Afvanding med Chloreacium og Rectifikation. Dog bliver den saaledes fremstillede Chloroform ikke ganske vinaandfri og skal til medicinsk Brug heller ikke være det, idet et ringe Indhold af Vinaand meddeler den en større Holdbarhed. Ren Chloroform sønderdeles, navnlig i Sollys, forholdsvis let under Dannelse af Chlor, Chlorbrinte og andre Stoffer.

Om en saadan Decomposition er indtraadt, prøves efter Pharmacopoeen ved, at Vand, rystet med Chloroform, ikke maa reagere surt eller fælde en Sølvnitratopløsning (Saltsyre) og ved, at Chloroform ved Rystning med Vand og lidt Jodkalium ikke maa farves af frit Jod (Chlor). Amylforbindelser, hidrørende fra fuselholdig Vinaand, give sig tilkjende, ved at Chloroformen efter Fordampning paa Filtrerpapir efterlader Lugt og ved Farvning, naar den rystes med concentreret Svovlsyre.

Chloroform anvendes som Bedøvelsesmiddel i Chirurgien og som Lægemiddel. Endvidere finder den Anvendelse som Opløsningsmiddel og som Reagens. Den opløser saaledes Fedtstoffer, mange Alkaloider, Phosphor, samt Jod, der farver den violet og Brom, der farver den brun. Den i Pharmacopoeen officinelle Chloroform skal have Vægtfylden: fra 1,485—1,489.

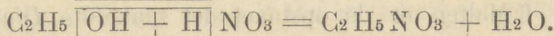
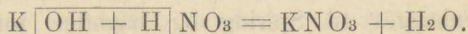
Bromoform, CHBr_3 , er en Vædske.

Jodoform, CHI_3 , er et krystallinskt, gult Legeme af en gennemtrængende Lugt, dér minder om Safran. Den er næsten uopløselig i Vand men opløselig i Vinaand og Æther. Jodoform smelter ved 120° og fordamper ved yderligere Ophedning fuldstændigt. Jodoform fremstilles paa forskjellig Maade, f. Ex. ved at lade Jod indvirke paa en Opløsning af Kalihydrat i Vinaand.

Efter Pharmacopoen skal Jodoform ved Rystning med 10 Dele Vand give et farveløst Filtrat, som med Sølvnitratopløsning kun maa blive opaliseret og som med Chlorbaryumopløsning ikke maa forandres.

Alkoholer.

Erstatter man i Paraffinerne et eller flere Brintatomer med den monovalente Hydroxylgruppe, dannes Alkoholer. Ved en monovalent Alkohol forstaaes en Paraffin, hvori et Brintatom er erstattet med Hydroxyl, ved en divalent en Paraffin, hvori 2 Brintatomer ere erstattede, ved en trivalent en, hvori 3 Brintatomer ere erstattede o. s. v. Saaledes er $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, Æthylalkohol, monovalent, $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$, Glycerin, derimod trivalent. Den med Hydroxyl forbundne Del af Alkoholen kaldes Alkoholradicalet. En vigtig Egenskab hos Alkoholerne er den, at de — ligesom Baserne i den uorganiske Chemi — med Syrerne danne Forbindelser, der opstaa under Udtrædelse af Vand og som kaldes sammensatte Ætherarter. Ligesom Saltene kunne opfattes som Syrer, hvori Brinten er erstattet af Metal, saaledes kunne de sammensatte Ætherarter opfattes som Syrer, hvori den basiske Brint er erstattet af et Alkoholradical, f. Ex.:

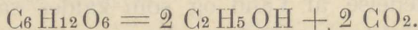


De monovalente Alkoholer danne en homolog Række, der svarer til Paraffinerne, nemlig:

Paraffiner:	Alkoholer:
CH_3 H. Methan	CH_3OH . Methylalkohol.
C_2H_5 H. Æthan	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Æthylalkohol.
C_3H_7 H. Propan	$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$. Propylalkohol.
C_4H_9 H. Butan.	$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$. Butylalkohol.
C_5H_{11} H. Amylbrinte.	$\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$. Amylalkohol.

Methylalkohol (Træspiritus), CH_3OH , dannes ved tør Destillation af Træ og indeholdes derfor i raa Træsyre (Acidum pyrolignosum crudum), ved Siden af Eddikesyre, o. s. v. Methylalkohol er en farveløs Vædske, der koger ved 66° og har Vægtfylden 0,82. Den vindes af den raa Træsyre, idet den afdestilleres, efterat Eddikesyren er mættet med Kalk, og renses derpaa yderligere.

Æthylalkohol (Vinaand, Spiritus vini, Alkohol), $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, er en farveløs, ret vellugtende Vædske, der koger ved 78° , fryser ved -130° og har Vægtfylden 0,79. Den brænder med ikke lysende, blaalig Flamme. Den lader sig blande klart med Vand i alle Forhold. Blandingen er ledsaget af en Varmeudvikling og af en Sammentrækning, saaledes at f. Ex. 50 Lit. Vand og 50 Lit. Vinaand give 96,38 Lit. af en Blanding, der i 100 Rumdele indeholder 51,88 Rumdele Vinaand. (Angaaende Bestemmelse af Spiritusindhold, se E. Petersens Teknik). Æthylalkohol dannes ved Gjæring af Druesukker eller andre Kulhydrater, idet Druesukker, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, ved denne Gjæring spaltes i Vinaand og Kulsyre:



Den indeholdes derfor i Vin, Øl og andre gjærede og berusende Drikke. Til Fremstilling af selve Vinaanden bruger man Kornsorter som Udgangspunkt. En Del af Kornet omdannes, idet det gjennemfugtes med Vand, henlægges til Spiring og bagefter tørres, til *Malt*. I Malten er da opstaaet det saakaldte *Diastase*,

der, naar Malten behandles med Vand af c. 60°, omdanner Stivelse til Dextrin og et andet opløseligt Kulhydrat, *Maltose* (se Pg. 185). Naar denne „*Mæskningsproces*“, der foretages med en Blanding af skraaet Malt og Korn, er tilendebragt, nedsvales Mæsken til almindelig Temperatur og hensættes med Gjær i Kjældere; herved indtræder da en Gjæring, hvorved Maltosen (ligesom Druesukker) spaltes i Vinaand og Kulsyre. Den dannede Vinaand afdestilleres; men maa endnu yderligere omdestilleres i egne Apparater for at befries for Vand og *Fuselolie*, der væsentlig bestaar af Amylalkohol, $C_5H_{11}OH$. — Den sidste Rest af Fuselolie maa dog fjernes ved særlige Metoder, almindeligst ved Rystning med Trækul (se Pg. 77) og en paafølgende Destillation.

Den vandfrie Vinaand, absolut Alkohol, Spiritus alcoholicus, faaes ved at behandle den destillerede Vinaand med Chlorcalcium eller brændt Kalk, der indsuger den sidste Rest af Vand, og endelig ved Rektification.

Spiritus concentratus skal efter Pharmacopoeen indeholde 90 til 91 % vandfri Vinaand. Den maa ved at udgvides i Haanden ikke efterlade Lugt af den mere tungt-flygtige Fuselolie. Ved Sølvnitrat og Kaliumpermanganat-Opløsning prøves den for andre organiske Forbindelser, der vilde reducere disse Vædsker.

Ved Iltning af Alkohol gaar den over til *Aldehyd* C_2H_4O , idet $C_2H_6O + O = C_2H_4O + H_2O$. Ved Iltning med Chlor erstattes tillige 3 Brintatomer med dette Stof, og der dannes da:

Chloral, der altsaa er Trichloraldehyd, eller C_2HCl_3O . Det danner med Vand:

Chloralhydrat, $C_2HCl_3O \cdot H_2O$, der ogsaa skrives $CCl_3CH(OH)_2$. Chloralhydrat optræder i farveløse, gjenemsigtige Krystaller, der have en egen, melonlignende Lugt og en skarp Smag. Det er yderst let opløseligt i

Vand og opløses ligeledes let i Vinaand, Æther, Chloroform og fede Olier. Ved Ophedning smelter det let (57°) og kommer ved 97° i Kog. Ved Kogning med Kalilud spaltes det under Dannelse af Chloroform, der kan fremstilles i ren Tilstand paa denne Maade. Chloralhydrat skal give en neutral — ikke sur — vandig Opløsning; en sur Reaktion vilde tyde paa en Decomposition af Forbindelsen. Dampene maa ikke være brændbare, da Præparatet i saa Fald vilde indeholde Vinaand, der ogsaa forener sig med Chloral.

Indvirker Svovlsyre paa Vinaand under særlige Forhold ved en Temperatur af 140° , dannes **Æther** $(C_2H_5)_2O$, idet $2 (C_2H_5)OH \div H_2O == (C_2H_5)_2O$. Den chemiske Proces, der herved finder Sted, er for indviklet til, at vi her kunne gaa ind paa den.

Æther er en farveløs, letbevægelig Vædske, der koger ved 35° og har Vægtfylden 0,72. Den er tungt-opløselig i Vand, men lader sig blande med Vinaand og med fede Olier i ethvert Forhold.

Efter Pharmacopoeen maa Æther ved Fordampning hverken efterlade Lugt eller en sur, reagerende Rest. Med Kalihydrat maa den ikke give gul eller brun Farve (Aldehyder).

Glycerin, $C_3H_5(OH)_3$, er en treatomig Alkohol, der afledes af Kulbrinten Propan C_3H_8 (se Pg. 162), ved at 3 Brintatomer erstattes af OH. Den er en tykflydende, farveløs Vædske af Vf. 1,27 og af en sød Smag. Den lader sig i alle Forhold blande med Vand og Vinaand, men derimod ikke med Æther, Chloroform, fede og ætheriske Olier. — Glycerin fremstilles af Fedtstofferne, der ere sammensatte Ætherarter af denne Alkohol med forskellige Fedtsyrer, af hvilke Palmitinsyre, Stearinsyre og Oliesyre ere de almindeligste (se Pg. 175). Ved Behandling af Fedtstofferne enten 1) med overhede Vanddamp eller 2) med concentreret Svovlsyre eller 3) med Kalk under stærkt Tryk spaltes de i Glycerin og fede Syrer eller disses

Kalksalte. Af den vandige Glycerinopløsning vindes Raaglycerin, som renses ved Destillation. Ogsaa ved Sæbefabrikationen og ved Tilvirkning af Emplastrum oxydi plumbici dannes Glycerin, idet Fedtstofferne da spaltes under Dannelsen af denne og fedtsure Alkalier (Sæber) eller fedtsurt (oliesurt) Blylte, Blyplaster.

Den officinelle Glycerin indeholder 12—16 % Vand og skal have en Vægtfylde af fra 1,225—1,235. Glycerin prøves efter Pharmacopoeen for Indhold af Metaller med Svovlbrinte og Svovl-ammonium, for Indhold af Kalk med Ammoniumoxalat, for Druesukker med Natron, som vilde farve en Druesukkeropløsning brun, eller med Natron og et Par Draaber Kobbersulfat-Opløsning, der vilde reduceres af Druesukker, idet: $2\text{CuO} \div \text{O} = \text{Cu}_2\text{O}$. Endvidere prøves Glycerin for Rørsukker, der vilde give Farvning med concentreret Svovlsyre, og for Smørsyre og lignende flygtige Syrer, hvis stygge Lugt vilde komme frem ved Opvarmning med fortyndet Svovlsyre.

Foruden i Pharmaciaen anvendes Glycerin som Til-sætning til Vine og Likører, til at holde Læder blødt og bøjeligt, til Copierblæk samt til andet Brug, hvortil dens søde Smag og dens vandsugende Evne samt dens Egenskab ikke at fordampe gjør den skikket. I særlig stor Mængde anvendes den til det farlige Sprængstof, Nitroglycerin.

Organiske Syrer.

I alle organiske Syrer antager man det basiske Brintatom indeholdt i en Atomgruppe, COOH , der kaldes Carboxyl, og eftersom der i Syren findes et, to, tre osv. af dette sammensatte Radical, er Syren én-, to-, tre-basisk o. s. v.

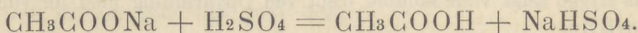
En vigtig homolog Række af enbasiske Syrer er *de fede Syrer*, der kaldes saaledes, fordi de højere Led i dem have en fedtagtig Karakter, f. Ex. Palmitinsyre og Stearinsyre. Disse Syrer kunne alle henføres til den almindelige Formel $\text{C}_n\text{H}_{2n} + 1\text{COOH}$, og forholde sig

saaledes som Paraffinerne $C_nH_{2n} + 2$, hvori et Brintatom er erstattet af Carboxyl. Af de fede Syrer skulle vi her omtale Eddikesyre samt Palmitin- og Stearinsyre.

Eddikesyre, CH_3COOH , findes i fri Tilstand i Naturen (i Træ, i Sveden og i Ekstrementerne).

Det er en klar og farveløs Vædske af en stærk sur Smag og Lugt. Dens Vægtfylde er 1,06. Den fryser ved 16° til farveløse, islignende Krystaller, hvorfor den ofte benævnes Iseddike. Indeholder den blot en ringe Vandmængde, fryser den langt vanskeligere. Ved 118° koger den og forflygtiges da fuldstændigt.

Eddikesyren fremstilles ved Destillation af vandfrit eddikesurt Natron og Svovlsyre:



Den i Pharmacopoen officinelle Eddikesyre skal indeholde 30 % Eddikesyre og have Vægtfylden 1,042. 4 gram skal til Neutralisation mindst bruge 19,7 Ccm. normal Natronopløsning. Efter Fortynding med 4 Dele Vand maa Eddikesyre ikke give Bundfald med Svovlbrinte eller Svovlammonium (Metaller), med Sølvnitrat (Saltsyre) eller med Chlorbaryum (Svovlsyre). Heller ikke efter Tilsætning af Chlorvand maa der komme Bundfald med Chlorbaryum, hvilket vilde angive Indhold af Svovlsyring, der af Chlor iltes til Svovlsyre. Efter Tilsætning af 2 Draaber normal Natronopløsning og efter Inddampning til Tørhed og Glødning maa 10 gram Eddikesyre efterlade en alkalisk reagerende Rest, nemlig af kulsurt Natron, hvortil eddikesurt Natron omdannes ved Glødning. Reagerede Resten ikke alkalisk, vilde dette antyde et Indhold af Svovlsyre eller Chlorbrinte, hvis Natronsalte reagere neutralt.

Eddike er en fortyndet, c. 4 %-holdig Eddikesyre. Den fremstilles ved Iltning af Vinaand, idet 2 Brintatomer i Vinaandmolekulet, C_2H_5OH eller CH_3CH_2OH , erstattes af et Iltatom: $CH_3CH_2OH + O_2 = CH_3COOH + H_2O$.

Denne Proces foregaar ved en Gjæring, der skyldes den saakaldte Eddikesvamp, *Mycoderma aceti*. Som Materiale benyttes Vin eller gjæret Maltudtræk, der ved

en Temperatur af $20-30^{\circ}$ henlægges i Tønder med aaben Spunds, saaledes at Luften kan faa Adgang. Denne Proces tager dog lang Tid, 3 à 4 Uger. Langt hurtigere sker Fremstillingen ved den saakaldte *Snar-eddikefabrikation*. Ved denne benyttes en opretstaaende Tønde, der er forsynet med 2 gjennemhullede Mellem-bunde. Rummet mellem disse er fyldt med Hølvspaaner, og lidt under den nederste Bund er Tønden forsynet med en Række Huller, hvorigjennem Lufttilstrømningen sker. Til Fabrikationen bruges fortyndet Vinaaad, som gjennem Hullerne i den øvre Tværbund, der ere tættede med Sejlgarn, langsomt siver ned og ved Hølvspaanerne fordeles over en stor Flade, og saaledes hurtig iltes af Luften. Herved stiger Temperaturen, Luften opvarmes og stiger tilvejs, og der trænger da stadig frisk Luft ind gjennem Hullerne forneden. Eddiken samler sig paa Karrets Bund; man lader den igjen passere over Hølvspaanerne, indtil Omdannelsen er fuldstændig.

Raa Træsyre, *Acidum pyrolignosum crudum*, vindes ved tør Destillation af Træ og samler sig som et tyndtflydende Lag ovenpaa Tjæren. Den bestaar, som tidligere omtalt, af Methyalkohol og Eddikesyre, Kreosot o. a.

Det er en sur og bitter smagende Vædske, der paa engang lugter af Eddikesyre og af Tjære; den indeholder c. 6 % Eddikesyre og afsætter ved Henstand tjæreagtige Stoffer. Underkastes den en Omdestillation indtil c. 80 % ere gaaede over, faas *rectificeret Træsyre*, der vel er klar, men dog bestaar af en meget uren Eddikesyre, blandet med Methyalkohol. Den indeholder henimod 5 % Eddikesyre.

Raa Træsyre benyttes til Fremstilling af eddikesurt Natron og Eddikesyre; man afdestillerer først Methyalkohol (og Acetone). Den tilbageblevne Del af Destillatet indeholder Eddikesyren. Det neutraliseres med Soda

eller med kulsur Kalk, og i sidste Tilfælde fældes den dannede Opløsning med svovlsur Natron, hvorved dannes et Bundfald af svovlsur Kalk og en Opløsning af Natrium-acetat. Det eddikesure Natron udkrystalliserer ved Inddampning i meget uren Tilstand, derefter ophedes det til Smeltning, hvorved Krystalvandet bortgaar og tjæreagtige Stoffer forkulles. Ved Omkrystallisation af det smeltede Salt faaes da almindeligt eddikesurt Natron, som ved Destillation med Svovlsyre giver Eddikesyre.

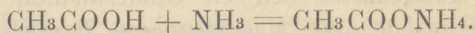
Eddikesure Salte.

Eddikesurt Natron, CH_3COONa , $3\text{H}_2\text{O}$, danner farveløse Krystaller, som ved Ophedning smelte, idet de afgive Krystalvandet. Angaaende Fremstillingen se ovenfor.

Eddikesurt Kali, CH_3COOK , er et vandfrit, meget hygroskopisk Salt, der ligesom det foregaaende er let opløseligt i Vand og opløseligt i Vinaand. Det dannes ved at neutralisere Eddikesyre med kulsur Kali.

Efter Pharmacopoeen prøves det blandt andet for kulsur Kali ved Prøven med Phenolphthalein.

Eddikesurt Ammon, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, dannes efter Pharmacopoeen i Opløsning ved at mætte Eddikesyre med Ammoniak:

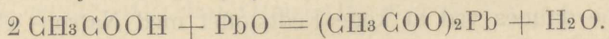


Eddikesur Lerjord fremstilles efter Pharmacopoeen i en Opløsning, *Sol. acetatis aluminici*, idet man til en vandig Opløsning af svovlsur Lerjord sætter Eddikesyre og derefter kulsur Kalk. Herved omsætter den dannede eddikesure Kalk sig med svovlsur Lerjord, saaledes at der fældes svovlsur Kalk, medens eddikesur Ler-

jord bliver i Opløsning. Efter 24 Timers Forløb fraskilles Bundfaldet ved Kolering og den kolerede Vædske filtreres.

Efter Pharmacopoeen prøves for det rigtige Indhold af Lerjord ved at fælde 10 gr. af den fortyndede Opløsning med Ammoniakvand, udvaske, tørre og gløde det fældede Lerjordhydrat, der da skal efterlade 0,25 gr. Lerjord.

Eddikesurt Blylte, $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb} \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$, danner farveløse, hvide eller gjennemsigtige Krystaller, der forvitre i Luften og lugte af Eddikesyre, og som ere opløselige i Vand og Vinaand. Saltet fremstilles ved at opløse Blylte i Eddikesyre:



Efter Pharmacopoeen prøves Filtratet, efterat Bly er udfældet med Svovlsyre, ved Ferrocyankalium for Jern og Kobber.

Ved Tilsætning af Blylte til en Opløsning af eddikesurt Blylte og ved paafølgende Digestion faaes en Opløsning af *basisk eddikesurt Blylte*, *Blyeddike*, der ved Fortynding og Tilsætning af noget Vinaand danner *Blyvand*.

Eddikesurt Kobberilte, $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Cu} \cdot \text{H}_2\text{O}$, faaes som smukke, mørkegrønne Krystaller ved at opløse Spanskgrønt i Eddikesyre og inddampe Opløsningen. *Spanskgrønt* er basisk eddikesurt Kobberilte. Det vindes ved Indvirkning af sure Drueskaller og Luftens Ilt paa Kobberplader. Ved Indvirkning af Arsensyrning paa Spanskgrønt faaes *Schweinfurter-Grønt*, der anvendes som Malerfarve og er meget giftigt.

Palmitinsyre, $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$, og **Stearinsyre**, $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$, dannes af Talg, der bestaar af palmitinsurt, stearinsurt og noget oliesurt Glycerin, og som ved Ophedning med Kalk under Tryk i lukkede Gryder (Autoklaver), eller ved Behandling med koncentreret Svovlsyre ved noget over 100° , spaltes i Glycerin og Syrerne.

De udskilte Syrer befries ved Presning fra Oliesyren, $C_{17}H_{33}COOH$, der er flydende, og gaar i Handelen under Navn af *Stearinolie*. Blandingen af Stearin- og Palmitinsyre anvendes til Lys (Stearinlys). Alle 3 Syrer ere uopløselige i Vand, men opløselige i frie Alkalier og Æther, samt i Modsætning til Fedtstofferne tillige i Vinaand og i kulsurt Natron.

Sæber ere Kali- eller Natronsalte af de 3 her nævnte Fedtsyrer, dog taler man ogsaa om Kalksæbe, Blysæbe o. s. v.

Kalisæbe er blød (grøn Sæbe), Natronsæbe haard. Sæbe dannes ved at koge Fedtstoffet med Natron- eller Kalilud. Herved spaltes (forsæbes) dette, saa der dannes Glycerin og Fedtsyrens Alkalisalt. Naar en Prøve ved Fortynding med Vand ikke længere udskiller Oliedraaber paa Overfladen, er Forsæbningen tilendebragt, og Opløsningen koncentrerer da. De ved Indkogningen ligefrem erholdte Sæber kaldes *Limsæber* og indeholde Glycerin, samt ofte Overskud af Alkali. *Kærnesæber* faaes af Limsæber ved at opløse dem i lidt Vand og fælde Opløsningen med Kogsalt, hvori Sæbe er uopløselig, medens Glycerin og frit Alkali opløses i Luden. — Sæber kunne ogsaa dannes ved Digestion, ja selv ved Koldrøring af Olier med Natron. *Sapo medicatus*, er en Kærnesæbe, der dannes ved Digestion af Olivenolie med Natronlud.

En Opløsning af Sæben (1—10) maa efter Pharmacopoeen ikke ved Udrivning med Calomel farve dette sort, hvilket vilde tyde paa frit Natron, der med Kvægsølvforchlor vilde give sort Kvægsølvforilte.

En tilstrækkelig stærk Opløsning af Sæbe i Vinaand stivner ved Afkøling til en gennemskinnende, geléagtig Masse (Opodeldok).

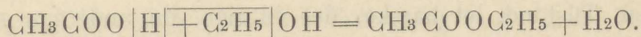
Sølvglødpaster bestaar i det væsentlige af liesurt Blylte, og dannes ved Forsæbning af rensset Rapsolie med Blylte og Vand.

Sammensatte Ætherarter.

Som tidligere omtalt Pg. 165, danne Alkoholerne med Syrer, under Udtrædelse af Vand, Forbindelser, der kaldes sammensatte Ætherarter, og som svare til Saltene, idet de forholde sig som Syrerne, hvori de basiske Brintatomer ere erstattede af Alkoholradicalet. Saaledes er Eddikeæther sammensat som Eddikesyren, hvori Carboxylgruppens Brintatom er erstattet af Æthyl, nemlig $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$. Stearin (stearinsurt Glycerin) er sammensat som Stearinsyren, hvori Carboxylets Brintatom er erstattet af Glycerinradicalet C_3H_5 , der er trivalent, nemlig: $(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO})_3\text{C}_3\text{H}_5$ o. s. v.

Eddikeæther, $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$, er en farveløs Vædske af en ejendommelig forfriskende Lugt. Den er lettere end Vand (Vf. 0,9) og koger ved 77° . I Vand opløses den ikke, men lader sig derimod i alle Forhold blande med Vinaand og Æther.

Eddikeæther fremstilles ved Destillation af en Blanding af afvandet eddikesurt Natron, Svovlsyre og Vinaand, idet den ved Svovlsyren frigjorte Eddikesyre reagerer paa Vinaand efter følgende Formel:



Den overdestillerede Eddikeæther renses for samtidig overgaaet Alkohol og Syre ved Rystning med Vand eller en Kogsaltopløsning, hvortil er sat lidt Natron; derefter afvandes den med Chlorcalcium og rectificeres.

Voxarterne ere sammensatte Ætherarter af de højere Led i de fede Syrers Række med højere Led af de monovalente Alkoholer. Saaledes er *Hvalrav* (Spermacet), som forekommer hos Kaskelotten, palmitinsurt Cetyl, en sammensat Ætherart af Palmitinsyren med Cetylalkohol. Hvalrav smelter ved 49% . — *Bivox* bestaar af fri Cerotinsyre samt af palmitinsurt Myricyl,

idet Myricyl er et Alkoholradical. Cerotinsyren opløses i varm Vinaand, den øvrige Del af Voxet i Chloroform. Vox er gult og af kornet Brud. Ved Blegning i tynde Lag i Solen eller ved kunstige Blegningsmidler faaes hvidt Vox, *Cera alba*.

Vox er ofte forfalsket (Paraffin, Harpax, Stearinsyre, Plantevox). Det prøves ved Smeltepunktet, der skal ligge ved 63 á 64°, ved Vægtfylden, der skal være 0,960—0,970, samt ved Kogning med kulsurt Natron, hvorved Stearinsyre f. Ex. vilde give sig tilkjende ved at danne Sæbe.

Kinesisk Vox (Plantevox) udsveder af Planterne ved Stik af et Insekt; det bestaar af cerotinsurt Ceryl og smelter ved 83°.

Fedtstofferne ere sammensatte Ætherarter af fede Syrer med Glycerin. De naturligt forekommende Fedtstoffer ere Blandinger, af hvilke de faste i Reglen indeholde overvejende Stearin- og Palmitinsyre, de flydende overvejende Oliesyre. Fedtstofferne ere uopløselige i Vand og i Reglen ogsaa tungtopløselige i Vinaand (Ricinusolie er opløselig deri), derimod opløses de i Æther, Chloroform, Svovlkulstof og Petroleumsæther. Ved Henstand i Luften blive Fedtstofferne, navnlig i uren Tilstand, let harske, det vil sige, de undergaa en Art Gjæring, hvorved de spaltes i Glycerin og fede Syrer, blandt hvilke de lavere Led røbe sig ved en styg Lugt og Smag. Ved Ophedning udbrede Fedtstofferne en bidende ubehagelig Lugt af *Acrolein*, C_3H_4O , idet Glycerin, $C_3H_8O_3 \div 2 H_2O = C_3H_4O$. De give Fedtplet paa Papir. Ved Kogning med Alkalier forsæbes de (se Pg. 174), d. v. s., de spaltes under Dannelse af Glycerin og Sæber. Derimod paavirkes de ikke ved Kogning med en Opløsning af kulsurt Alkali. Fedtstofferne ere i Reglen lettere end Vand, deres Vægtfylde varierer fra 0,90 til 0,96. (Ricinusolie er dog tungere end Vand). — Af faste dyriske Fedtstoffer mærkes *Talg*, der faaes enten ved *tør Afsmeltning* af det dyriske Væv og paafølgende

Udpressning af dette (Greverne) eller ved *vaad Afsmeltning*, hvorved anvendes enten 1) fortyndet Svovlsyre, 2) svag Natronlud eller 3) Vanddamp. Ved den vaade Udsmeltning kan der ikke ske nogen Paabrænding, hvorfor man herved faaer et hvidere Produkt. Andre dyriske Fedtstoffer ere *Fedtarter*, og *Smør*, der ere halvflydende, *Tran*, *Levertran* og *Marvolie*, der ere flydende. *Levertran* vindes ved Afsmeltning med Damp af frisk Torskelever. — Af Planterigets Fedtstoffer skulle vi nævne *Palmeolie*, *Cocosolie*, *Cacaoolie*, *Muskatsmør*, *Laurbærolie*, der ere mere eller mindre faste. De flydende Plantefedtstoffer ere dels tørrende, dels ikke tørrende Olier. *De tørrende Olier* iltes i rigelig Grad af Luften og tørre derved ind til en harpaxagtig Masse, hvad der gjør dem skikkede til Fernis og til Malerfarver. *De ikke tørrende Olier* forandres ikke i Luften, uden forsaavidt som de kunne blive harske. I Modsætning til de tørrende danne de med rygende Salpetersyre en fast, hvid Masse, der kaldes *Elaidin*. Plantefedtstofferne vindes ved Udpressning af de knuste Frø eller Frugter; for Olivenoliens Vedkommende er den første, ved svag Presning vundne Olie, den fineste. De øvrige Olier vindes i Reglen ved varm Udpressning eller efter Udkogning med Vand. Den vundne Olie renses for Æggehvide-stoffer o. l. ved Behandling med concentreret Svovlsyre, der forkuller disse Stoffer (Raffinering). Derefter bortvaskes Svovlsyren omhyggeligt. Af tørrende Olier nævne vi *Linolie*, *Hampolie*, *Valmueolie*, *Valnøddeolie* og *Crontonolie*, af ikke tørrende *Mandelolie*, *Olivenolie*, *Rapsolie*, *Sesamolie*, *Bomuldsfrøolie* o. s. v.

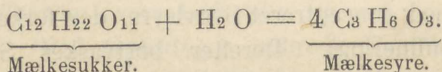
Nitroglycerin, $C_3H_5(NO_3)_3$, dannes ved forsigtigt at hælde Glycerin i en afkølet Blanding af concentreret Svovlsyre og Salpetersyre og derefter hælde Blandingen i Vand, hvori Nitroglycerin udskilles. Dynamit er en Blanding af Nitroglycerin med Infusoriejord.

Andre organiske Syrer.

Mælkesyre, $C_2 H_4 \begin{cases} OH \\ COOH. \end{cases}$ Hvis vi i det efter

Eddikesyren, i de fede Syrer's Rækker, følgende Led (Propionsyre), $C_2 H_5 COOH$, erstatte et Brintatom med Hydroxyl, have vi Mælkesyrens Formel. Da denne kun indeholder en Carboxylgruppe, er Mælkesyren énbasisk; da den indeholder 2 Hydroxylgrupper er den toatomig eller divalent. Mælkesyren, der er en sirupstykk, farveløs eller gullig og stærkt sur Vædske, fremstilles ved Gjæring af Sukker, der henstilles med raadden Ost og Zinkhvidt ved en Temperatur af c. 35° i 8—10 Dage. Det herved dannede uopløselige mælkesure Zinkilte decomponeres ved Udrøring i Vand og Tilledning af Svovlbrinte, hvorved Svovlzink fældes, medens der dannes en Opløsning af Mælkesyre, som derefter concentreres. Mælkesyren dannes ogsaa, idet den samme Gjæring indtræder med Mælkesukker, ved at lade Mælk henstaa i Sommervarme. Men Gjæringen, der hæmmes af fri Mælkesyre, standser da snart af sig selv (Tykmælk).

Processen, der foregaar ved denne Gjæring, kan skrives:

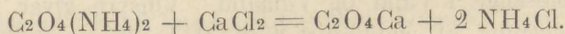


Af Saltene er *mælkesurt Jernforilte*, $(C_2 H_4 . O H . C O_2)_2 Fe$, 3 $H_2 O$, optaget i Pharmacopoen. Det er gulligt og optræder i krystallinske Skorper eller som et krystallinskt Pulver. Det er langsomt opløseligt i 40 Dele Vand.

Det prøves med eddikesurt Blylte for forskellige Syrer (Vinsyre, Citronsyre o. fl.) og ved Kobberprøven for Sukkerarter, endelig prøves dets Renhedsgrad ved en Bestemmelse af Glødningsresten, der mindst skal udgjøre 27 %.

Oxalsyre, $C_2H_2O_4$ eller $\begin{array}{c} COOH \\ | \\ COOH \end{array}$ er en tobasisk

Syre, der meget almindeligt findes i Planteriget, bunden til Kalk eller Kali. Af en vandig Opløsning udkrystalliserer den med 2 Molekuler Vand og danner farveløse Krystaller, der forvitre ved 20° . Den dannes ved Iltning af mange organiske Stoffer, f. Ex. ved Iltning af Rørsukker, Stivelse eller andre Kulhydrater med Salpetersyre. Af de oxalsure Salte skulle vi kun her nævne det *oxalsure Ammon*, $C_2O_4(NH_4)_2$, der benyttes som Reagens paa Kalksalte, hvormed det danner oxalsurt Kalk, der er uopløseligt i Eddikesyre, f. Ex.:



Surt oxalsurt Kali, $C_2O_4 \begin{Bmatrix} K \\ H \end{Bmatrix}$, findes tilligemed et yderligere Overskud af Oxalsyre i *Syresalt*.

Ravsyre, $C_2H_4 \begin{Bmatrix} COOH \\ COOH \end{Bmatrix}$. Den rene Ravsyre danner farveløse Krystaller, opløselige i Vand og Vinaand. Den har en syrlig, sammensnerpende Smag og smelter ved 180° . Ravsyre kan fremstilles ved tør Destillation af Rav sammen med Ravolie og andre empyreumatiske Stoffer. Til medicinsk Brug maa den være fremstillet paa denne Maade og skal da indeholde de nævnte Urenheder, og have gul Farve og branket Lugt.

Det ravsure Ammon, der ogsaa er officinelt, fremstilles i Opløsning, *Liquor succinatis ammonici pyroleosi*, ved at neutralisere Ravsyre, udreven med Vand med kulsurt Ammon.

Vinsyre, $C_2H_2(OH)_2 \begin{Bmatrix} COOH \\ COOH \end{Bmatrix}$, er ligeledes en tobasisk Syre; men den er fireatomig, idet den forholder sig som Ravsyre, hvori 2 Brintatomer ere erstattede af Hydroxyl. Den findes navnlig i Druesaften som surt

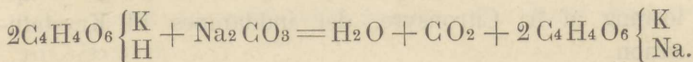
vinsurt Kali (Vinsten), der, da det er uopløseligt i Vinaand, udskiller sig, naar Druesaften gærer. Vinsyren vindes af Vinstenen, der omkrystalliseres og mættes med kulsur Kalk, hvorved Halvdelen udfældes som Kalksalt, medens den anden Halvdel bliver i Opløsning som normalt vinsurt Kali. Opløsningen fældes med Chlorcalcium, og de samlede Bundfald af vinsur Kalk sønderdeles med Svovlsyre, hvorved der fældes svovlsur Kalk og dannes fri Vinsyre, der gaar i Opløsning og derefter vindes ved Krystallisation.

Vinsyren optræder i farveløse, gjennemsigtige Krystaller eller Krystalskorper, der holde sig i Luften og ere opløselige i Vand og Vinaand. Vinsyre giver med en Opløsning af eddikesurt Kali et hvidt, krystallinskt Bundfald af surt vinsurt Kali, ved Ophedning lugter Destruktionsprodukterne af brændt Sukker.

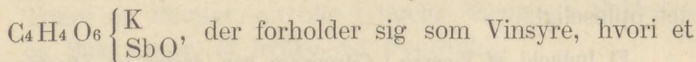
Den prøves efter Pharmacopoen paa Svovlsyre og Kalk.

Vinsten, surt vinsurt Kali, $C_4H_4O_6 \begin{Bmatrix} K \\ H \end{Bmatrix}$, danner Udgangspunktet for de andre vinsure Salte (Tartraters) Fremstilling. Den raa Vinsten er meget uren. Ved Omkrystallisation af den faaes *Bitartras kalicus depuratus venalis*, der er hvidt, men endnu indeholder ikke ubetydelige Mængder vinsur Kalk. Ved Digestion med fortyndet Saltsyre opløses dette Salt, og man faar da det rene, kalkfrie Præparat, *Bitartras kalicus*. Dette er et hvidt, krystallinskt Pulver, der er tungt opløseligt i koldt Vand (c. 200 Dele). — Behandles tvevinsurt Kali med en Opløsning af kulsurt Kali opløses det under Dannelse af *normalt vinsurt Kali*, $C_4H_4O_6K_2$, der er let opløseligt i Vand, og som krystalliserer med $\frac{1}{2}$ Molekule Vand. Behandles Vinsten med Soda, dannes *vinsurt Kali-Natron* (Seignettesalt), $C_4H_4O_6 \begin{Bmatrix} K \\ Na \end{Bmatrix} \cdot 4 H_2O$, der ligeledes er let

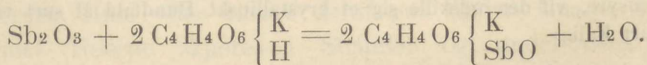
opløseligt og som krystalliseres med 4 Molekuler Vand.



Ved Kogning med Vand og Antimonilte dannes *vinsurt Antimonilte Kali* (Antimonyltartrat, Brækvinsten),



Brintatom er erstattet med Kalium, et andet af det sammensatte Radical Antimonyl, SbO:



Saltet krystalliserer med $\frac{1}{2}$ Vandmolekule. Det er tungt-opløseligt i koldt Vand, letopløseligt i kogende Vand og anvendes som Brækmiddel. Tilsvarende Sammensætning har det i Medicinen anvendte *Tartras ferrico kalicus*, vinsurt Jerntveilt-Kali, der dannes ved at opløse friskt fældet Jerntveilt-hydrat og Vinsten i Vand ved svag Varme, inddampe og lamellere Produktet. — *Vinsurt Kobberilte* danner et i Vand uopløseligt, blaat og krystallinsk Pulver. Det opløses i vinsure Alkalier, og den erholdte Opløsning fældes ikke ved Tilsætning af Natron. En saadan Opløsning benyttes under Navn af *Fehlings Vædske* til Paavisning af Druesukker, som ved Kogning med Opløsningen afilter det indeholdte Kobberveilte til Kobberforilte, der fældes som et rødt Bundfald (se Pg. 150).

Citronsyre, $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ eller $\text{C}_3\text{H}_4\text{OH}(\text{COOH})_3$, er en trebasisk, tetravalent Syre. Den krystalliserer i store, klare Krystaller, der opløses i Vand, Vinaand og Æther. Den indeholder 1 Molekule Krystalvand. Citronsyren findes naturlig i mange sursøde Frugter, Ribs, Stikkelsbær og Hindbær; men dog navnlig i Citroner, der benyttes til dens Fremstilling. Den udpressede Citronsaft henstilles til Gjæring, gives et Opkog og filtreres, hvorefter den i Kogheden mættes med Kridt. Den herved udskilte citronsure Kalk decomponeres med Svovlsyre,

hvorved dannes tungtopløselig svovlsur Kalk og en Opløsning af fri Citronsyre, der inddampes til Krystallisation.

De normale — ligesom de sure — citronsure Alkalier ere opløselige i Vand. Selv det sure Kalisalt er let opløseligt.

Et Indhold af Vinsyre i Citronsyre kan derfor let eftervises ved til en vinaandig Opløsning af den sidste at sætte et lige Maal eddikesurt Kali-Opløsning. Hvis Citronsyren er forfalsket med Vinsyre, vil der udskille sig et krystallinskt Bundfald af surt vinsurt Kali.

Af de øvrige citronsure Salte mærke vi Kalksaltet $(C_3H_4 \begin{smallmatrix} COO \\ OH \end{smallmatrix})_3 Ca_3$, der navnlig under Tilstedeværelse af Ammoniaksalte kun fældes i Varmen og da som et krystallinskt Bundfald.

Kulhydrater.

Under dette Navn sammenfatte vi en Del naturligt forekommende organiske Stoffer, der indeholde Kulstof, Brint og Ilt, og hvori Brint- og Iltatomerne forekomme i samme Forhold som i Vandets Formel. Kulhydraterne ere neutrale, i ren Tilstand farveløse Forbindelser; de ere uden Lugt, og kunne ikke forflygtiges uden at decompeneres. De ere endvidere uopløselige i Æther og i concentreret Vinaand. De fleste ere opløselige i Vand, nogle som Stivelse og Cellulose ere uopløselige.

De vigtigere Kulhydrater, som vi her skulle omtale, ere følgende:

Disaccharider: Rørsukker, Mælkesukker og Maltose, der have Formlen $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Monosaccharider: Druesukker og Frugtsukker (Lævu-lose), der have Formlen $C_6H_{12}O_6$.

Polysaccharider: Melstof (Stivelse, Amylum), Dextrin, Cellulose, uopløselig Gummi, der have Formlen $n(C_6H_{10}O_5)$.

Rørsukker, $C_{12}H_{22}O_{11}$, forekommer i forskellige Træer og Planter, navnlig i rigelig Mængde i Sukkerrør og Sukkerroer, af hvilke det fremstilles.

Af Sukkerroer vindes Sukkeret efter noget forskellige Metoder, idet Sukkersaften enten udpresses af de fint-revne Roer eller vindes deraf paa anden Maade, eller idet Roerne skjæres i Strimler og underkastes en systematisk Udludning med Vand. Den paa den ene eller anden Maade vundne Sukkersaft koges med Kalkmælk, hvorved forskellige Plantesyreer og Æggehvidthoffer fældes. Overskud af Kalk fældes derefter ved Indledning af Kulsyre. Efter Filtration haves den saakaldte *Tyndsagt*, der affarves med Benkul (eller Svovlsyring) og inddampes i Vacuumskjedler til *Tyksagt*. Denne affarves igjen og inddampes atter i Vacuum, hvorefter den erholdte *Fyldmasse* henstilles til Krystallisation. Den ved Centrifugering fraskilte Sirup inddampes atter og henstilles til Krystallisation, og dette gjentages, indtil der slutteligt faaes en Sirup (Melasse), hvoraf der ikke udkrystalliserer mere Sukker.

Af Sukkerrør vindes Sukkeret, ved at Rørene presses i et Valseværk; den udpressede Saft klares ved Kogning med en ringe Mængde Kalk, hvorved udskilles Æggehvidthoffer, Kalksalte o. a. Derefter indkoges Saften og henstilles til Krystallisation. Efter Afdrypning af Sirupen faas Raasukker, der er brunt og urent. Det renses derfor ved *Raffinering*, idet det opløses i Vand og klares ved Kogning med Kalk og Oxeblood, hvis Albuminstoffer ved Koagulering indhyle Urenhederne, der afskummes. Den klarede Saft affarves ved Filtrering gennem Benkul og inddampes derefter i Vacuumspander. Det inddampes saa stærkt, at det Hele ved Afkøling stivner

til en fast Masse, hvilket sker i Former, svarende til Sukkertoppene. Udkrystallisationen foretages under Omrøring, saa at man faaer smaa Krystaller, og Saften tappes fra igjennem en Aabning ved Spidsen af Formen, hvorefter Sukkeret udvaskes (dækkes) med en ren, mættet Sukkeropløsning. Ved langsom Afkøling og ved 50 à 60° faas stort krystalliseret Sukker (Kandis), der ofte farves med et Lakritsudtræk.

Rørsukker er hvidt og krystallinskt, men bliver ved Ophedning til (160°) amorf og glasagtigt (Bygsukker) og kan igjen ved længere Tids Henliggen i fugtig Luft gaa over til krystallinskt Sukker. Ved stærkere Ophedning brankes det og danner, idet der afgives Vand, det saakaldte Caramel, der har en bitter Smag. Rørsukker er let opløseligt i Vand, ved almindelig Temperatur i $\frac{1}{3}$, ved Kogning i selv den mindste Mængde. Det er ligeledes opløseligt i fortyndet Vinaand, men derimod uopløseligt i concentreret Vinaand og i Æther. Ved Rystning med Kalkmælk danner Rørsukker en Forbindelse, Sukkerkalk, Kalksaccharat, der fældes af Vinaand. Det farves ikke af Natron og reducerer ikke Fehlings Vædske — Forskel fra Druesukker. — Derimod farves det brunt eller sort af concentreret Svovlsyre. Ved Kogning med fortyndet Svovlsyre eller Saltsyre omdannes det til en Blanding af Dextrose og Lævulose. Det drejer det polariserede Lys til højre. Ved Iltning med Salpetersyre danner det Oxalsyre.

Mælkesukker, $C_{12}H_{22}O_{11} \cdot H_2O$, forekommer i Mælk. Det vindes af Komælk, som indeholder omkring 4 %, ved at udfælde Ostestoffet med Løbe og inddampe den fraskilte Valle til Krystallisation. Mælkesukker optræder i hvide, haarde Krystaller, der kun smage svagt søde og som langsomt opløses i 7 Dele Vand, kun i ringe Grad i fortyndet Vinaand og slet ikke i stærk Vinaand. Det reducerer den Fehlingske Vædske.

Mælkesukker prøves efter Pharmacopoeen paa et Indhold af Rørsukker, ved at et Udtræk (1 gr. + 10 gr) med fortyndet Vinaand efter Filtration fra det uopløste Mælkesukker kun maa give en Inddampningsrest paa 0,03 gr.

Maltose, $C_{12}H_{22}O_{11} \cdot H_2O$, dannes ved Mæskningsprocessen (se Pg. 167), idet det i Malten indeholdte Diastase omdanner Stivelse til Dextrin og Maltose. Ved Øl- og Spiritus-Fabrikationen er det dette Kulhydrat, som ved Gjæring danner Vinaand og Kulsyre. Maltose er et hvidt, krystallinskt Legeme, opløseligt i Vand og fortyndet Vinaand.

Druesukker, (Dextrose), $C_6H_{12}O_6$, forekommer i Vindruer og i andre sursøde Frugter samt i Honning, der navnlig bestaar af Dextrose og Lævulose. Det dannes af de fleste andre Kulhydrater, naar de koges med fortyndet Svovlsyre eller Saltsyre. Saaledes danner Rørsukker ved denne Behandling en Blanding af Dextrose og Lævulose, Stivelse danner Dextrin og Dextrose og Dextrinet selv alene Dextrose. Under Sukkersyge (Diabetes mellitus) optræder det ofte i stor Mængde i Urinen.

Druesukker fremstilles af Stivelse, som koges med stærkt fortyndet Svovlsyre, indtil baade dette og Dextrinet (se ovenfor) er omdannet til Druesukker, hvilket prøves ved at en lille udtagen Prøve ikke længere fældes af Vinaand. Svovlsyren udfældes derefter ved Kridt, og, naar den dannede svovlsure Kalk er frafiltreret, indampes Druesukkeropløsningen, indtil den stivner krystallinsk ved Afkjøling. — Druesukker er i ren Tilstand et hvidt, krystallinskt Legeme, der smager mindre sødt end Rørsukker. Det opløses i lige Dele Vand og i fortyndet Vinaand. Af fortyndede Syrer paavirkes det ikke ved Kogning, og af concentreret Svovlsyre heller-

ikke i Kulden. Derimod farver det ved Kogning en Natronopløsning brun, og reducerer let Fehlings Vædske under Udskillelse af rødt Kobberforilte. Ved Kogning med Salpetersyre omdannes det ligesom Rørsukker til Oxalsyre.

Frugtsukker (Lævulose) findes sammen med Druesukker i søde Frugter. Honning bestaar ligeledes af Frugtsukker og Druesukker; ved Henstand deler den sig i 2 Lag, et nedre fast og krystallinskt, der bestaar af Druesukker, og et øvre flydende, der bestaar af Frugtsukker. Frugtsukker bestaar af flere isomere Sukkerarter og er altsaa ikke noget rent Stof. Det drejer Lysets Polarisationsplan til venstre, medens Druesukker drejer det til højre. Det kan fremstilles af Honning, som ved Behandling med Kalkmælk giver flydende Dextrosekalk og fast Lævulosekalk. Den første Forbindelse fraskilles ved Presning, og Lævulosekalk (Lævulose-saccharat) sønderdeles ved Oxalsyre, hvorved dannes uopløseligt oxalsur Kalk og en Opløsning af Lævulose. Ved Behandling af Inulin, et Kulhydrat, der findes i Inula Helenium, med fortyndet Svovlsyre, omdannes dette til Frugtsukker.

Stivelse (Melstof, Amylum) $n(C_6H_{10}O_5)$, forekommer almindeligt i Planterne og findes navnlig altid i Frøet (f. Ex. i Kornsorterne, Bælgplanterne, Agern), men ogsaa i andre Plantedele (Marven af Sagopalmen, Salep, Kartofler o. s. v.). Stivelse danner et hvidt Pulver, der under Mikroskopet viser sig bestaaende af smaa Korn med organiseret Struktur. Form og Størrelse af disse er forskjellig for de forskjellige Plantedele, hvoraf de ere vundne. Saaledes er Kartoffelstivelsens Korn større end Hvedestivelsens, Risstivelse har kantede Korn o. s. v. Stivelse vindes i stor Mængde af Kartofler, Hvedemel o. a. (se ovenfor). Kartoflerne vaskes og rives

fint, hvorved Melstofkornene træde ud af Cellevævet. Under Behandling med Vand paa en Sigte gaa Melstofkornene igjennem denne, medens Cellevævet for største Delen bliver tilbage. Stivelsen renses, ved Slemning og gjentagen Udrøring med Vand og Afsætning, for Sand, Cellevæv og andre Urenheder. — Hvedemel udrøres med Vand til en Dejj, der under en stadig tilstrømmende Regn afgiver Stivelsekornene, medens de kvælstofholdige Bestanddele i Melet, d. s. k. Gluten, bliver tilbage som en sejg Masse, der er benyttet som Fødemiddel.

Stivelse er uopløseligt i koldt Vand, men ved Kogning dermed holner de enkelte Korn ud, saa der dannes en Slim (Klister), der kun tildels forholder sig som en Opløsning. Ved Kogning med fortyndet Saltsyre og Svovlsyre omdannes Stivelse til Dextrin og Druesukker, ved fortsat Behandling alene til sidstnævnte Kulhydrat. Ved Kogning med Salpetersyre danner det Oxalsyre, ved Mæskning (d. v. s. Behandling med et c. 63° varmt Maltudtræk) dannes Dextrin og Maltose. Melstofholdige Plantedele benyttes derfor til Fabrikation af forskellige vinaandholdige Drikke (Øl, Brændevin o. fl.), idet Maltose (se Pg. 185) ved Gjæring spaltes i Vinaand og Kulsyre. Stivelse paavises i den chemiske Analyse ved en fortyndet Jodopløsning, hvormed det antager (bedst i forklaret Tilstand) en blaa Farve. Ved Ophedning til over 200° omdannes det til:

Dextrin $C_5H_{10}O_5$, der dog lettere faaes ved at befugte Stivelse med fortyndet Salpetersyre og ophede det til 110° . Dextrin, som det gaar i Handelen, er et noget gulligt Pulver af en ejendommelig Lugt. Det er opløseligt i Vand. Med lidt Vand er det i høj Grad klæbende, hvorfor det benyttes istedetfor arabisk Gummi. Ligesom Stivelse er Dextrin ganske uopløselig i Vinaand og Æther. En vandig Dextrinopløsning drejer Polarisationsplanet til højre (heraf Navnet), og farver en Jod-

opløsning rød. Den omtalte Dextrin er ikke noget rent Stof, men indeholder flere forskellige Dextrinarter og desuden lidt Druesukker og Melstof.

Arabin, Arabisk Gummi, udflyder af *Acacia*arter og stivner til en glasagtig, amorf Masse, der skræbes af Træerne og sorteres. Gummi arabicum bestaar af Calcium- og Kaliumsaltene af Arabinsyre, $(C_6H_{10}O_5)_2 \cdot H_2O$, den er opløselig i Vand, hvormed den danner en stærkt klæbende Slim, der i Pharmacien benyttes som Binde-middel ved Tilberedning af Emulsioner. *Ceracin*, uopløselig Gummi, udflyder af Kirsebær- og Blommetræer. Den er uopløselig i koldt Vand, men giver ved Kogning med Vand en Slim. I Alkalier opløses den derimod let. Paa lignende Maade forholder *Bassorin*, der faas af *Astragalus*arter, sig. Alle de nævnte Gummiarter ere uopløselige i Vinaand og Æther.

Cellulose, $C_{12}H_{20}O_{10}$. Cellulose dammer Hovedbestanddelene af Plantens Cellevægge. Den har organiseret Struktur, og viser sig for det blotte Øje som et hvidt, glindsende Pulver. Cellulose er uopløselig i Vand, fortyndede Syrer og Alkalier ligesom i Vinaand og Æther. Den kan derfor faaes af Bomuld eller Filtrepapir ved successiv Behandling med disse Opløsningsmidler. Herved gaa de fremmede Stoffer, Fedtstoffer og uorganiske Bestanddele, i Opløsning, og der bliver næsten rent Cellestof tilbage. Cellulose opløses i en ammoniakalsk Opløsning af Kobberveiltehydrat. — Af concentreret Svovlsyre omdannes Cellestof i Kulden til det saakaldte „Amyloid“, der er uopløselig i Vand og reagerer blaat med Jod. Pergamentpapir, der dannes ved i faa Secunder at dyppe Filtrepapir i en Blanding af 2 Dele concentreret Svovlsyre og 1 Del Vand og derpaa udvaske det, er et til Amyloid delvis omdannet Cellestof. Med concentreret Salpetersyre omdannes Celle-

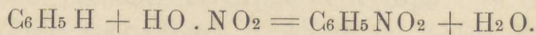
stof til Nitrocellulose, Skydebomuld, idet, efter Behandlingsens Varighed og Syrens Styrke, et større eller mindre Antal Brintatomer ombyttes med Salpetersyrens Radical, NO_2 . Skydebomuld er exploderende og anvendes som Sprængstof. I Pharmacien anvendes en Opløsning i Æthervinaand under Navn af Collodium.

Aromatiske Forbindelser.

Af disse, der udgjør den anden store Afdeling af de organiske Forbindelser, kunne vi kun her nævne ganske faa, der have særlig pharmaceutisk Betydning, og hvis Sammensætning er let fattelig. Stenkulstjæren danner Udgangspunktet for disse Forbindelsers Fremstilling.

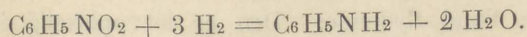
Benzol, C_6H_6 , danner det første Led i en Række Kulbrinter af Formlen C_nH_{2n-6} , hvilke findes i Stenkulstjæren. Den vindes af Stenkulstjæren ved en brudt Destillation og faas da i det først overgaaede Destillat, Raanaphtaen. Denne destilleres yderligere brudt, og man opsamler hvad der gaar over ved 81° . Benzol er en farveløs, lysbrydende Vædske, der koger ved 81° og fryser ved 0° . Den har Vf. 0,899, er let antændelig, brandfarlig og brænder med lysende, sodende Flamme. Benzol er uopløselig i Vand; men kan blandes med Vinaand og med Æther. Selv opløser den flere Stoffer som Jod (med violet Farve), Svovl, Phosphor, og ligeledes flere organiske Stoffer som Fedtstoffer og Harpix, hvorfor den benyttes som Pletvand.

Ved Behandling med concentreret Salpetersyre erstattes et Brintatom i den med Salpetersyrens Radical, NO_2 , og der dannes da Nitrobenzol, $C_6H_5NO_2$:



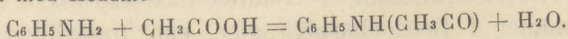
Nitrobenzol er en gullig, olieagtig Vædske, der lugter som Bittermandelolie og derfor (som „Essence de

Mirbane“) anvendes som Parfume (Mandelsæbe). Udsættes Nitrobenzol for Paavirkning af Brint i Friblivelsesøjeblikket dannes Anilin, $C_6H_5NH_2$:



Anilin, $C_6H_5NH_2$, anvendes navnlig til Fremstilling af de saakaldte Rosanilinfarvestoffer (i daglig Tale kaldt Anilinfarver) og tillige til Fremstilling af *Antifebrin*.

Dette, der forholder sig som Anilin, hvori et Brintatom er erstattet med Eddikesyrens Radical, CH_3CO , er da Acetanilid, og har Formlen: $C_6H_5NH.CH_3CO$. Det fremstilles ved at behandle Anilin med Iseddike:



Antifebrin prøves efter Pharmacopoeen for Anilinsalte o. a., der ere giftige, og farve en Jerntvechloridopløsning grøn-sort.

Phenol (Carbolsyre) $C_6H_5.OH$. Ligesom Alkoholerne forholde sig som Kulbrinter, af de tidligere omtalte Kulbrinterækker, hvori Brint er ombyttet med Hydroxyl, saaledes forstaar man ved Phenoler: aromatiske Kulbrinter, hvori Brint er ombyttet med Hydroxyl. Og ligesom man har monovalente, divalente o. s. v. Alkoholer, har man ogsaa Phenoler med forskjellig Valens, eftersom et eller flere Brintatomer ere erstattede med Hydroxyl. Phenol forholder sig som Benzol, hvori et Brintatom er erstattet af Hydroxyl; den er altsaa en monovalent Phenol og Brintatomet i Hydroxylgruppen, kan ombyttes med K.Na og flere Metaller, idet der dannes opløselige Phenolater, f. Ex. $C_6H_5.ONa$, Natriumphenolat, Phenolnatrium. Phenol vindes ved brudt Destillation af Stenkulstjæren. Af den Fraktion, der kaldes Carbolsyreolie, tages hvad der gaar over mellem $150-200^{\circ}$ (raa Carbolsyre) og renses ved gjentagen Opløsning i Natron og Fældning med Saltsyre. Slutteligt overdestilleres Phenolen, idet den mellem $186-195^{\circ}$ overgaaede Del opsamles. Phenol danner farveløse

Krystaller, der ved Henstand let blive røde. Den lugter ejendommeligt, smager brændende og er giftig. Den opløses i 15 Dele Vand, men bliver med en ringe Mængde Vand flydende. Den er let opløselig i fede Olier samt i Vinaand, Æther og Glycerin. Den virker antiseptisk. Med en fortyndet Opløsning af Jernchlorid antager den en blaa violet Farve.

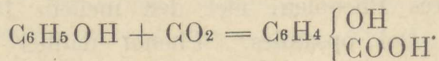
Efter Pharmacopoeen maa Carbolsyren ikke smelte under 38°. I chemisk ren Tilstand smelter den først ved 42°.

Benzoesyre, C_6H_5COOH , kan opfattes som Benzol, hvori et Brintatom er erstattet med Carboxyl. Den forekommer i Benzoe harpix, men kan fremstilles ved Kunst paa forskjellig Maade. Efter Pharmacopoeen maa kun den Syre anvendes, der er vunden ved Sublimation af Siam Benzoe. Denne er gullig til brunlig, danner silkeglinsende Krystaller af en branket Lugt, der minder om Benzoe harpix. Den er tungt opløselig i Vand, let opløselig i kogende Vand, i Vinaand, Æther og Chloroform. Den er en énbasisk Syre. Ved Reduktion med Natrium-amalgam danner den *Bittermandelolie*, C_6H_5COH .

Efter Pharmacopoeen prøves den for den af andre Benzoe harpixer fremstillede Syre, som indeholder Kanelsyre. Ved Iltning med manganoversurt Kali vil Kanelsyren iltes til Bittermandelolie, der giver sig tilkjende ved Lugten. Med 10 Dele Ammoniakvand skal Benzoesyre give en gullig brun og uklar Opløsning, og, efter Udskilning af Benzoesyren ved fortyndet Svovlsyre, skal Opløsningen affarve en Kaliumpermanganat-Opløsning, hvilke Prøver tjene til at kjende den af Harpixen sublimerede og med brankede organiske Stoffer blandede Benzoesyre fra den ved Kunst fremstillede.

Glødningsresten af en Blanding med kulsurt Natron maa kun give svag Reaktion for Saltsyre.

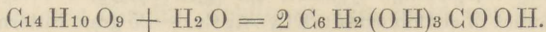
Salicylsyre, $C_6H_4 \begin{Bmatrix} OH \\ COOH \end{Bmatrix}$ Erstattes et Brintatom i Benzoesyre med Hydroxyl faas Salicylsyre. Den dannes ved under Tryk at lede Kulsyre i Phenol og Natron:



Salicylsyren danner hvide, naaleformede Krystaller, der ere opløselige i 550 Dele koldt Vand, i 15 Dele kogende Vand og let opløselige i Vinaand og Æther. En Opløsning i Vand eller Vinaand giver en violet Farve med Jerntvechlor.

Den prøves efter Pharmacopoeen ved, at den ved Ophedning skal være fuldstændig flygtig. En vinaandig Opløsning maa efter Tilsætning af Salpetersyre ikke give Reaktion for Saltsyre. En mættet vandig Opløsning maa ved Rystning med kulsurt Natron og Æther ikke afgive Carbolsyre til Ætheren.

Gallussyre, $C_6H_2(OH)_3COOH$, forholder sig som Benzoesyre, hvori 3 Brintatomer ere erstattede af Hydroxyl. Den danner naaleformede, farveløse og glindsende Krystaller, som let blive gullige og som ere tungt-opløselige i Vand. Den dannes af Garvesyre ved Optagelse af et Vandmolekule, naar denne Syre koges med fortyndet Saltsyre:

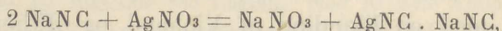


Garvesyre, (Gallusgarvesyre, Tannin), $C_{14}H_{10}O_9$, er et hvidt eller gulligt, amorft Pulver, der let opløses i Vand og Vinaand og i Glycerin, men vanskeligt i Æther. — Garvesyre fremstilles af Galæbler, der udtrækkes med en Blanding af Vinaand og Æther. Ved derefter at ryste Opløsningen med Vand gaar Garvesyren (og Vinaanden) over paa dette og vindes ved Inddampning, medens Ætheren, der fraskilles, holder Urenheder som Harpix og Fedtstoffer opløste. Foruden denne Gallusgarvesyre gives der i Planteriget flere andre Garvesyrer og Garvestoffer, f. Ex. Egegarvesyre i Egebark, Chinagarvesyre i Chinabark, Kaffegarvesyre, Catechugarvesyre o. fl. l. Garvesyrerne give mørke Bundfald med Jernchlorid ligesom Gallussyre, og i Modsætning til denne forene de sig med Lim og limgivende Væv til uopløselige Forbindelser, hvorfor de anvendes til Garvning.

Cyanforbindelser.

Ved Glødning af organiske, kvælstofholdige Stoffer med Potaske dannes urent *Cyankalium*, KNC , der er sammensat af det monovalente Radikal Cyan: „NC“ og Kalium. Cyankalium er, ligesom overhovedet alle Cyanforbindelser, meget giftig, da den med Syrer danner Cyanbrinte, Blaasyre, HNC , der er én af de stærkeste Gifte, man kjender. I bittre Mandler indeholdes et Glycoid, *Amygdalin*, som ved *Emulsin*, et æggehvideagtigt Stof, der ligeledes indeholdes i Mandlerne, spaltes under Dannelse af Bittermandelolie, Cyanbrinte og Druesukker. Denne Proces finder Sted ved Fremstillingen af Pharmacopoeens Bittermandelvand. Dette skal indeholde 0,1 % Cyanbrinte.

Bestemmelsen beror paa, at Cyanalkalier med salpetersurt Sølv- ilte danner uopløseligt Cyansølv, der igjen opløses i Overskud af Cyanalkaliet til et Dobbeltsalt, $\text{KCy} \cdot \text{AgCy}$. — 25 gram Bittermandelvand fortyndes med 100 gram Vand, tilsættes 3 Ccm. normal Natronopløsning og en Smule Chlornatrium. Den herved dannede Opløsning af Cyannatrium tildryppes derpaa fra Buretten $\frac{1}{10}$ normal Opløsning af Sølvnitrat, indtil det fremkomne Bundfald netop ikke længere opløses. I dette Øjeblik er hele Cyannatriummængden omdannet til det opløselige Dobbeltsalt efter følgende Proces:



og den næste Draabe af Sølvnitratopløsningen vil da med Chlornatrium give Bundfald af Chlorsølv. Ifølge ovenstaaende Formel svarer hver Ccm. $\frac{1}{10}$ normal AgNO_3 til 0,0054 gram Cyanbrinte.

Naar man behandler en Opløsning af det før omtalte urene Cyankalium med kulsurt Jernforilte, dannes *Ferrocyankalium* eller gult Blodludsalt $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$: $6 \text{KNC} + \text{FeCO}_3 = \text{K}_4\text{Fe}(\text{NC})_6 + \text{K}_2\text{CO}_3$. Ferrocyankalium er ikke nogen Cyanforbindelse, men et Salt af Ferrocyanbrinten. Det er ikke giftigt.

Dette Salt, der let faaes rent ved Omkrystallisation, giver med Jerntveiltosalte et blaat Bundfald, Berliner-

blaat; det benyttes derfor som Reagens for Jerntveilt-salte.

Ved Behandling med Chlor eller Brom omdannes Ferrocyankalium til *Ferricyankalium*, rødt Blodludsalt $K_3Fe(NC)_6$: $K_4Fe(NC)_6 + Cl = KCl + K_3Fe(NC)_6$. En Opløsning af dette Salt giver blaat Bundfald med Jernforiltosalte, men ikke med Jerntveiltosalte, hvorfor det benyttes til at paavise et Indhold af Jernforilte i Jerntveiltforbindelserne.

Alkaloider.

Alkaloider kaldes de kvælstofholdige, organiske Baser, der forekomme i Planteriget. De fleste ere faste, krystal-linske Legemer, der ere uopløselige i Vand; kun de færreste som Nicotin, Coniin og Pilocarpin ere flydende. Alkaloiderne danne Salte med Syrerne uden Udskillelse af Vand, ligesom Ammoniak. Saltene af de almindelige Syrer ere i Reglen opløselige i Vand. Hvert enkelt Alkaloid er i Reglen kun funden hos én bestemt Planteart.

Coniin findes i Skarntyde (*Conium maculatum*). *Nicotin* findes i Tobak. Begge disse Alkaloider ere flydende og indeholde kun Kvælstof, Brint og Kulstof, medens alle de nedenfor nævnte tillige indeholde Ilt.

Opium indeholder mange forskellige Alkaloider, de fleste dog kun i ringe Mængde. I størst Mængde forekommer *Morfin* og *Narcotin*, i mindre Mængde *Codein*. Af Morfin skal pulveriseret Opium indeholde fra 10-12 %, der navnlig er bunden til *Meconsyre*.

Dette prøves ved af en bestemt Mængde af et vandigt Ud-træk (1—10) først at fælde største Delen af Narcotinet med en

begrændset Mængde (normalt) Ammoniakvand. Herved vil Morfin, der først udkrystalliserer efter Henstand, ikke bundfældes. En bestemt Mængde af Filtratet fra Narcotin rystes med Æther, der holder muligt endnu ikke fældet Narcotin, men ikke Morfin, i Opløsning, og tilsættes derefter Ammoniakvand. Morfinet udkrystalliserer da efter længere Tids Henstand og vejes efter Udvaskning og Tørring.

Morfin er opløseligt i Natronlud. Med Salpetersyre giver det en rød, med Jernchlorid en blaa Farve; navnlig det chlorbrintesure Salt: Morf., HCl, anvendes i Medicinen.

Chinabarken indeholder flere Alkaloider, af hvilke Chinin er det vigtigste. Chinin anvendes i Medicinen, mest som Sulfat $(\text{Chin:})_2\text{SO}_4 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, og som chlorbrintesurt Salt $(\text{Chin:})\text{HCl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Begge Salte danne naaleformede Krystaller. Chloridet er opløseligt, Sulfatet meget tungtopløseligt i Vand. Begge give med Chlorvand og Ammoniak en grøn Farve; de opløses let i lidt fortyndet Svovlsyre eller Saltsyre. En fortyndet, svovlsur Opløsning af svovlsurt Chinin viser en stærk blaalig Fluorescens.

Efter Pharmacopoeen prøves disse Salte for Indhold af fremmede Chinaalkaloider, særlig Cinchonidin, der efter Overmætning med Ammoniak af et paa særlig Maade dannet vandigt Udtræk af Sulfatet, udskilles ved Udrystning med Æther, som derimod let opløser Chininet. Chinabarken skal efter Pharmacopoeen indeholde mindst 4% Alkaloider og mindst 1% Chinin.

Strychnosalkaloiderne, *Strychnin* og *Brucin*, findes i Frøene og i Barken af *Strychnos Nux vomica*, samt i *Ignatiusbønner*. De ere begge meget giftige og fremkalde Stivkrampe. De smage yderst bittert og ere tungere opløselige i Vinaand og Æther end de fleste andre Alkaloider.

Strychnin giver med lidt fast tvechromsurt Kali og en Draabe koncentreret Svovlsyre en violet Farve. Brucin farves rødt af stærk Salpetersyre.

Cocain indeholdes i Bladene af *Erytroxylon Coca* og fremstilles af andre Alkaloider, som findes i disse Blade. Da Cocain i Molekulet indeholder Benzoesyrens Radical, giver det ved Henstand med Svovlsyre Benzoesyre-Krystaller. Det danner et tungtopløseligt Salt med Manganoversyre. I Medicinen anvendes det chlorbrintesure Salt, Cocain: HCl.

Pilocarpin findes i *Pilocarpus pinnatifolius*. Det er flydende og dets Saltopløsninger fældes af Natron som olieagtige Draaber, men ikke af Ammoniakvand.

Coffein findes i Kaffebønner og i Theblade. Det danner hvide, silkeglindsende Krystaller med et Molekule Vand. Det er lettere opløseligt i Vand end de fleste andre Alkaloider (1—80), let opløseligt i kogende Vand og Chloroform. Det fældes vel af Garvesyre, men opløses i Overskud deraf. *Theobromin* findes i Cacao-bønner. Det ligner Caffein og kan let omdannes til dette, der er Methyltheobromin. *Veratrin* er en Blanding af Alkaloider, der faaes af Sabadillefrø.

Atropin findes i Bladene og Roden af *Atropa Belladonna*. Det er en stærk Gift og virker udvidende paa Pupillen.

Alle Alkaloider vise mange overensstemmende Reaktioner. Saaledes give de gule eller brune Bundfald med Jodkvægsølv-Jodkalium og Jod-Jodkalium, rødt Bundfald med Jodvismuth-Jodkalium, samt endvidere Bundfald med Garvesyre, Pikrinsyre, Kvægsølvtechlor og flere andre.

Glycocider. Ved Glycocider forstaar man saadanne organiske Stoffer, som ved Fermenter eller ved fortyndede Syrer omdannes til mindre sammensatte Forbindelser og en Sukkerart (Glycose).

Af saadanne Forbindelser skulle vi her nævne *Amygdalin*, der findes i bittere Mandler og som ved Emulsin, et Ferment, der ligeledes findes i Mandlerne, spaltes i Blaasyre, Bittermandelolie (se Pg. 194) og Druesukker.

Myronsyre, der findes i sort Sennep, spaltes under Dannelse af den skarpe Sennepsolie og Druesukker.

Endvidere findes i Pilebark *Salicin*, i Cochenille *Carminsyre*, i Naaletreer *Coniferin*, i Hestekastanien *Æsculin* o. s. v.

Glycociderne kunne ofte fremstilles ved Udtrækning med Vinaand og ved at fælde Udtrækket med Æther, hvori de ere uopløselige.

Støchiometriske Opgaver.

- 1) Hvormange $\%$ Vand findes i krystalliseret Alun?

- 2) Hvormeget Vand medgaar for at omdanne 5 gram Phosphorsyreanhydrid til almindelig (ortho) Phosphorsyre?

- 3) Hvormange gram Svovlsyrting dannes ved Forbrænding af 1 Ko. Svovl?

- 4) Hvormange gram Svovlsyrting dannes ved at opløse 100 gram Kobber i concentreret Svovlsyre?

- 5) Hvormeget almindelig raa, arsenfri Svovlsyre (93% H_2SO_4) medgaar til at fremstille Saltsyre af 1 Ko. Kogsalt, og hvormeget 25% -holdig Saltsyre dannes ved Processen?

- 6) Hvormeget Svovljern vilde medgaa til Fremstilling af den Mængde Svovlbrinte, som fælder Kobberet af $1\frac{1}{2}$ gram Kobbervitriol?

- 7) Hvormange gram vejer 10 Litr. Chlor? (Se Pg. 15: 1 Litr. Brint vejer 0,0893 gram. 1 Litr. Chlor vejer altsaa 35,5 Gange saameget.)

- 8) Hvormange Litr. udgjør 100 gram Svovlsyrtingluft?

- 9) Hvormange Litr. Chlor udvikles ved Behandling af $1\frac{1}{2}$ Ko. Brunsten med den nødvendige Mængde Kogsalt og Svovlsyre?

- 10) Hvormeget Phosphor vil kunne iltes til P_2O_5 af 100 Litr. Luft?

11) Hvormeget Arsensyring fordres til Dannelsen af 200 gr. arsensurt Natron (krystalliseret med $7 \text{ H}_2\text{O}$)?

12) Hvormeget Schlippe's Salt behøves til Dannelse af 150 gram Sulfidum stibicum?

13) Hvormeget Vismuth medgaar til Fremstilling af 120 gram Subnitr. bismuthicus, naar der ved Fældningen lides et Tab af 5 % af det beregnede Udbytte?

14) Hvormange Litr. Kulsyre dannes ved Forbrænding af 1 Ko. Cellulose?

15) Hvormeget af en 12 %-holdig Kalilud kan fremstilles af 3 Ko. ren Soda?

16) Hvormange Litr. Svovlbrinte medgaar til at omdanne 1 Litr. 10 %-holdig Ammoniakvand til Ammoniumsulfhydrat?

17) Hvormeget Tungspath er nødvendigt til Dannelse af den Mængde Svovlbaryum, som ved Behandling med Vand og Kobber-ilde giver 100 gram Barythydrat?

18) Hvormeget brændt Magnesia kan dannes ved Ophedning af den Mængde Magniumcarbonat, som kan fældes af 500 gram krystalliseret Magniumsulfat?

19) Hvormange Litr. Brint medgaar for at fremstille Ferrum reductum af 30 gram oxalsurt Jernforilte ($\text{Fe C}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O}$)?

20) Hvormange gram Sølvnitrat medgaar til at fælde 0,4 gram Chlornatrium, og til hvormange Ccm. $\frac{1}{10}$ normal Sølvnitratopløsning svare disse?

21) Hvormange Ccm. $\frac{2}{10}$ normal Natriumthiosulfat-Opløsning behøves for at affarve 0,25 gram Jod?

22) Hvor stærk er en Svovlsyre, hvoraf 10 Ccm. mætter 25 Ccm. normal Natronopløsning?

De vigtigste Grundstoffers Atomtal.

Aluminium	Al	27,1.	Kobolt	Co	59,1.
Antimon	Sb	120,3.	Kulstof (<i>Carbo</i>)	C	12,0.
Arsenik	As	75,0.	Kvægsølv (<i>Hydrar-</i>		
Barium	Ba	137,0.	<i>gyrum</i>)	Hg	200,4.
Bly	Pb	206,9.	Kvælstof (<i>Nitrogenium</i>)	N	14,0.
Bor	B	11,0.	Lithium	Li	7,0.
Brint (<i>Hydrogenium</i>)	H	1,0.	Magnium	Mg	24,4.
Brom	Br	80,0.	Mangan	Mn	55,0.
Cadmium	Cd	112,2.	Molybdæn	Mo	95,9.
Calcium	Ca	40,0.	Natrium	Na	23,1.
Chlor	Cl	35,5.	Nikkel	Ni	58,5.
Chrom	Cr	52,5.	Platin	Pt	194,8.
Fluor	F	19,0.	Silicium	Si	28,1.
Phosphor (<i>Phosphorus</i>)	P	31,0.	Strontium	Sr	87,5.
Guld (<i>Aurum</i>)	Au	197,1.	Svovl (<i>Sulfur</i>)	S	32,1.
Ilt (<i>Oxygenium</i>)	O	16,0.	Sølv (<i>Argentum</i>)	Ag	107,9.
Jern (<i>Ferrum</i>)	Fe	56,0.	Tin (<i>Stannum</i>)	Sn	118,1.
Jod	J	126,9.	Vismut (<i>Bismuthum</i>) . .	Bi	208,0.
Kalium	K	39,1.	Zink	Zn	65,2.
Kobber (<i>Cuprum</i>)	Cu	63,3.			

