DTU Bibliotek

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*

M. Th. Nyboe.
Stud.-polyt.
København 1888.

TB Gl.
546 Jpr
DANMARKS
TEKNISKE BIBLIOTEK

MINDRE LÆREBOG

I

UORGANISK CHEMI

AF

Dr. S. M. JØRGENSEN.

TEKNISK BIBLIOTEK
Danmarks tekniske Højskole

KJØBENHAVN.
FORLAGT AF UNIVERSITETSBOGHANDLER G. E. C. GAD.
TRYKT HOS NIELSEN & LYDICHE.
1888.

DANMARKS
TEKNISKE BIBLIOTEK

INDHOLD.

Side

Indledning 1

1. **De chemiske Forbindelsers Vægtforhold** 4

Theoretisk Bestemmelse af Atomernes relative Vægt 7

Praktisk Bestemmelse af Atomernes relative Vægt 10

De vigtigste Grundstoffers Atomvægte og de chemiske Tegn 11

Om Grundstoffernes Molekuler og om Sammenhæng mellem Vægt- og Rumfangsforhold ved flygtige Forbindelser 14

Grundstofatomernes Forbindelsesforhold 19

2. **De chemiske Forbindelsers Charakter** 27

Syrer 27

Baser 30

Anhydrider 31

3. **Den chemiske Forbindelses Dannelse og Sønderdeling** . 37

Processer, der gaa i to modsatte Retninger 43

Om Varmetoningen ved den chemiske Proces 49

4. **Grundstoffers og Forbindelsers Form** 57

5. **De homogene Blandinger** 75

Metalloiderne 84

Brint 84

Ilt 87

Forbrænding 90

Vand 95

Brintoverilte 101

De halogene Stoffer 103

Fluor 104

Chlor 106

Chlorbrinte 108

Chlorets Ilter og Iltsyrer 110

Brom 114

Jod 115

Side

Svovlgruppen ... 118
Svovl ... 119
Svovlbrinte ... 123
Svovlets Ilter og Iltsyrer ... 125
Svovlets Chlorforbindelser ... 132
Selen og Tellur ... 132
Kvælstofgruppen ... 133
Kvælstof ... 134
Ammoniak ... 138
Kvælstoffets Ilter og Iltsyrer ... 141
Kvælstoffets Chlor- og Jodforbindelser ... 148
Fosfor ... 149
Fosforets Brintforbindelser ... 152
Fosforets Ilter og Iltsyrer ... 153
Fosforets Chlorforbindelser ... 157
Fosforets Jodforbindelser ... 157
Arsenik ... 157
Arsenbrinte ... 159
Arsenikets Ilter og Iltsyrer ... 160
Arsenikets Svovlforbindelser ... 162
Arsentrichlorid ... 163
Antimon ... 163
Antimonbrinte ... 164
Antimonets Iltforbindelser ... 165
Antimonets Svovlforbindelser ... 166
Antimonets Chlorforbindelser ... 167
Vismut ... 168
Bor ... 171
Siliciumgruppen ... 173
Kulstof ... 174
Kulbrinte og tør Destillation ... 178
Kulstoffets Iltforbindelser ... 182
Kulstoffets Svovlforbindelser ... 186
Kulstoffets Kvælstofforbindelser (Cyanforbindelser) ... 187
Silicium ... 189
Siliciumbrinte ... 190
Kiselsyreanhydrid og Kiselsyre ... 190
Siliciumchlorid og -Fluorid ... 191
Tin ... 195
Forbindelser af tetravalent Tin ... 196
Forbindelser af divalent Tin ... 198
Om nogle sjældnere Grundstoffer ... 200

Side

Metallerne ... 203
Metallernes fysiske Egenskaber ... 203
Metallernes Forekomst og Udvinding ... 209
Alkalimetallerne ... 212
Natrium ... 213
Natriums Ilter og Hydroxyder ... 214
Natriums Svovlforbindelser ... 216
Natriumsalte*) ... 217
Kalium ... 226
Kaliums Ilter og Hydroxyd ... 227
Kaliums Svovlforbindelser ... 227
Kaliumsalte ... 228
Ammonium ... 234
Ammoniumsalte ... 235
Lithium, Rubidium, Cæsium, Thallium ... 238
Isomorfier mellem Alkalimetallerne ... 239
Baryumgruppen ... 240
Kalcium ... 242
Kalciums Ilter og Hydroxyder ... 242
Kalciumsalte ... 243
Glas ... 251
Strontium ... 253
Strontiumsalte ... 254
Baryum ... 254
Ilt- og Svovlforbindelser af Baryum ... 255
Baryumsalte ... 256
Bly ... 257
Blyets Ilter og Hydroxyder ... 259
Blyets Svovlforbindelser ... 260
Blysalte ... 261
Isomorfier i Baryumgruppen ... 263
Skandiumgruppen ... 264
Magniumgruppen ... 265
Magnium ... 267
Magniums Ilt- og Svovlforbindelser ... 267
Magniumsalte ... 268
Zink ... 272
Zinkets Ilt- og Svovlforbindelser ... 273
Zinksalte ... 274
Kadmium ... 276
Beryllium ... 277

*) Metallernes Salte beskrives gjennemgaaende i samme Orden som de Metalloider, de indeholde, ere beskrevne.

Side

Aluminiumgruppen 278
Aluminium 279
Aluminiums Ilte og Hydroxyder 281
Aluminiumsalte 283
Lervarer 287
Gallium og Indium 289
Jerngruppen 290
Nikkel 292
Nikkelets Ilter og Svovlforbindelser 294
Nikkelsalte 294
Kobolt 296
Koboltets Ilter og Svovlforbindelser 296
Koboltforiltesalte 298
Jern 299
Jernets Ilter og Hydroxyder 305
Jernets Svovlforbindelser 308
Jernforiltesalte (Ferrosalte) 309
Jerntveiltesalte (Ferridsalte) 311
Jernsure Salte (Ferrater) 314
Mangan 314
Manganets Ilter og Hydroxyder 315
Manganets Svovlforbindelser 319
Manganforiltesalte (Manganosalte) 319
Mangantveiltesalte (Manganidsalte) 321
Mangansure Salte (Manganater) 321
Manganoversure Salte (Permanganater) 322
Chrom 233
Chromets Ilter og Hydroxyder 323
Chromets Svovlforbindelser 326
Chromforiltesalte (Chromosalte) 326
Chromtveiltesalte (Chromidsalte) 327
Chromsure Salte (Chromater) 329
Isomorfier i Magnium-Jerngruppen 331
Isomorfier i Aluminium-Jerngruppen 332
Sølvgruppen 333
Kobber 335
Kobberets Ilter og Hydroxyder 338
Kobberets Svovlforbindelser 339
Kobberforiltesalte (Kuprosalte) 340
Kobbertveiltesalte (Kupridsalte) 341
Sølv 344
Sølvets Ilter og Svovlforbindelser 348
Sølvsalte 349
Kvægsølv 352

Side
Kvægsølvets Ilter og Sulfider 354
Kvægsølvforiltesalte (Merkurosalte) 356
Kvægsølvtveiltesalte (Merkuridsalte) 358
Isomorfier i Sølvgruppen 360
Guld 361
Guldets Ilter og Svovlforbindelser 364
Guldsalte 365
Platinmetallerne 367
Platin 369
Platinets Ilt- og Svovlforbindelser 371
Platinets Salte 372
Palladium, Iridium, Rhodium, Osmium, Ruthenium 374
Tilbageblik paa Metalforbindelsernes sædvanlige Fremstillingsmaader og almindelige Forhold 376
Ilter 376
Hydroxyder 377
Sulfider 378
Chlorider 379
Sulfater 380
Nitrater 381
Orthofosfater 381
Karbonater 382
Andre Salte 382
Metallernes Forhold overfor Syrer 383

INDLEDNING.

Alt det legemlige bestaaer enten af fuldt homogene Stoffer, af homogene Blandinger eller af mechaniske Blandinger. De fuldt homogene Stoffer ere igjen enten sammensatte Stoffer (chemiske Forbindelser) eller Stoffer, som man hidtil ikke har kunnet adskille i uensartede Bestanddele. Saadanne usammensatte Stoffer kaldes Grundstoffer eller Elementer, og af dem ere alle chemiske Forbindelser sammensatte. Homogene Blandinger ere f. Ex. Opløsninger; blandede Luftarter; sammensmeltede Masser (som Glas, Metallegeringer); Krystaller, som bestaa af en Blanding af analogt sammensatte Forbindelser, der krystallisere i samme Form. Mechaniske Blandinger kunne selvfølgelig have en højst forskjellig Beskaffenhed.

Chemien er Læren om de fuldt homogene Stoffer, altsaa om Grundstofferne og deres Forbindelser, om disse Forbindelsers Sammensætning, Dannelse, Omdannelser og Sønderdeling; dog omhandler den ogsaa de homogene Blandinger.

Grundstofferne dele sig naturligt i to Grupper, Metaller og Metalloider. Metallerne, hvortil f. Ex. høre Jern, Bly, Zink, Kobber, Kvægsølv, Sølv, Guld, Platin, udmærke sig i Reglen ved en ejendommelig Glands, Smidighed og Strækkelighed, ved at være tungtflygtige og ved at være gode Ledere for Varme og Elektricitet. Metalloiderne ere saadanne Grundstoffer som Kulstof, Svovl, Fosfor, Ilt, Chlor, Fluor, Kvælstof og Brint. De ere jævnlig

Luftarter ved almindelig Temperatur og Tryk (de 5 sidst nævnte); et enkelt, Brom, er flydende. De faste have i Reglen Glas- eller Diamantglands, ere sprøde og slette Ledere for Varme og Elektricitet. Metallerne ere i Almindelighed elektropositive, Metalloiderne elektronegative. Ogsaa i andre Henseender vise Metaller og Metalloider væsentlige Forskjelligheder, dog er Grændsen mellem dem, som det senere vil blive udviklet nøjere, ingenlunde skarp, saa at om end deres Charakter i det hele og store maa siges at være væsentlig forskjellig, gives der dog mange enkelte Tilfælde, hvor et Metal har Charakter af et Metalloid, og omvendt. I alt kjendes omtrent 70 Grundstoffer (hvorimellem omtr. $^1/_4$ ere Metalloider, $^3/_4$ Metaller), af hvilke hele den os nærmere bekjendte materielle Verden bestaaer. Flere af dem ere dog omtvistede, mange ere meget sjældne i den Del af Jorden, vi kjende nøjere. Kun 16, nemlig Ilt, Silicium, Aluminium, Jern, Kalcium, Natrium, Magnium, Kalium, Brint, Kvælstof, Kulstof, Chlor, Svovl, Fosfor, Arsenik og Fluor, forekomme i større Mængde.

Medens et Grundstof kun bestaaer af et og samme Stof, indeholder den chemiske Forbindelse to eller flere forskjellige Stoffer og ligner heri den homogene Blanding og den mechaniske Blanding. Men fra dem begge skiller den sig skarpt derved, at naar man borttager noget af en af den chemiske Forbindelses Bestanddele, saa fremkommer strax et andet Grundstof eller en anden chemisk Forbindelse. Kvægsølvtveilte er saaledes en chemisk Forbindelse af Kvægsølv og Ilt; borttages en Del af Ilten, fremkommer strax tillige Kvægsølv. Kaliumchlorat er en chemisk Forbindelse af Kalium, Chlor og Ilt; borttages noget af Ilten, saa fremkommer strax en ny chemisk Forbindelse, Chlorkalium. Fra den mechaniske Blanding adskiller den chemiske Forbindelse sig desuden derved, at den først nævnte kan finde Sted i alle mulige Forhold, og at Bestanddelene i Blandingen bevare deres ejendommelige Natur, ligesom der ved Blandingens Dannelse ikke

viser sig noget andet Varmefænomen end det, der kan fremkomme ved Gnidningen.

Man kan blande fintdelt Kobber og fintdelt Svovl i alle mulige Forhold og saa omhyggeligt man vil: de enkelte Smaadele af begge Bestanddele ligge dog kun ved Siden af hinanden, hvad let iagttages, i alt Fald under Mikroskopet. Men opvarmer man en Blanding af nøjagtig 63,5 Vægtdele Kobberpulver med 16 Vægtdele Svovlpulver, saa bliver den, længe før Varmen naaer Glødhede, pludselig glødende, og den dannede graa Masse er nu et ganske nyt Legeme, en chemisk Forbindelse, Svovlkobber, hvori hverken Kobberets eller Svovlets Egenskaber gjenfindes. Det, som er ejendommeligt for den chemiske Forbindelse, er derfor:

1) at den indeholder Bestanddelene i et ganske bestemt Vægtforhold, som altid er det samme for den samme Forbindelse (Proust's Lov);
2) at Bestanddelene i den chemiske Forbindelse ganske have tabt de Egenskaber, som udmærkede dem i fri Tilstand;
3) at den chemiske Forbindelses Dannelse er ledsaget af et Varmefænomen (en Varmetoning), som i Reglen er en Varmeudvikling.

Den homogene Blanding er undertiden ikke forskjellig fra den mechaniske Blanding; dette er Tilfældet med den homogene Blanding af Luftarter; men hyppig viser den Forhold, som minde om dem, der charakterisere en chemisk Forbindelse. En Vædske kan i Reglen ikke opløse et Stof i alle mulige Forhold; de Bestanddele, hvoraf man sammensmelter Glas eller Metallegeringer, give ikke altid i alle Forhold en homogen Blanding; to Forbindelser, som krystallisere sammen, gjøre det undertiden ikke i alle Forhold; men Grændserne ere i alle disse Tilfælde ikke skarpe som ved den chemiske Forbindelse, men tvertimod temmelig vide. Ved Opløsningers Dannelse ligesom ved Sammensmeltning af Metaller viser sig

hyppig et Varmefænomen; i første Tilfælde er det vel i Reglen en Varmeabsorption, naar der ikke netop samtidig dannes en chemisk Forbindelse; men ved Dannelse af Metallegeringer skeer der jævnlig en betydelig Varmeudvikling. En homogen Blanding viser ikke altid de Egenskaber, man skulde vente efter Blandingsforholdet. Naar to Vædsker blandes, indtræder i Reglen en Sammentrækning. Sammensmeltede Blandinger have sædvanlig et lavere Smeltepunkt, end Blandingsforholdet skulde lade formode osv. Men at man i saadanne Tilfælde dog har med en Blanding og ikke med en chemisk Forbindelse at gjøre, viser sig dels ved, at man kan borttage en Del af en af Bestanddelene, uden at der skeer nogen væsentlig Forandring, og navnlig uden at der derved samtidig fremkommer et nyt Stof (chemisk Forbindelse eller Grundstof) med ganske andre Egenskaber, dels ved, at homogene Blandinger i Reglen ikke taale en Forandring af Aggregationstilstanden: ved Afkøling fryser en Opløsning ikke som saadan; ved Ophedning fordamper den ikke som saadan; men i begge Tilfælde foregaaer en Adskillelse af Bestanddelene.

I. De chemiske Forbindelsers Vægtforhold.

Skjønt den chemiske Forbindelse altid indeholder Bestanddelene i ganske bestemte Vægtforhold, var det tænkeligt, at Grundstofferne forenede sig til chemiske Forbindelser i alle mulige Forhold eller dog i saa indviklede eller talløse Forhold, at her ingen Regler vare at finde. Men dette er ikke Tilfældet. Tvertimod have de nøjagtigste og omhyggeligste Undersøgelser vist, at Grundstofferne kun forene sig i forholdsvis faa, simple Forhold,

og især er det i høj Grad mærkeligt, at der for hvert Grundstof gives et bestemt Tal, som udtrykker dets Forbindelsesvægt overfor andre Grundstoffer. Ere disse Forbindelsesvægte for to Grundstoffer = A og B, saa vil Sammensætningen af alle Forbindelser mellem disse to Grundstoffer kunne udtrykkes ved a A + b B, hvor Forholdet a: b i Reglen er ganske simpelt f. Ex.: 1: 1, 1: 2, 1: 3, 1: 4, 2: 1, 2: 3, 2: 5, 3: 4 (Loven om de multiple Forhold, Dalton's Lov). For at forklare disse Kjendsgjerninger antager man, at alle Grundstoffer bestaa af Smaadele, som ikke yderligere kunne deles ved Midler, der staa til vor Raadighed (Atomer); at der følgelig gives ligesaa mange særlige Slags Atomer som Grundstoffer; at disse Atomers Vægt forholde sig som Grundstoffernes Forbindelsesvægte, og at den chemiske Forbindelse fremkommer ved, at flere eller færre Grundstofatomer ved en ejendommelig Tiltrækningskraft (Affinitet), der kun virker i overordentlig smaa Afstande, forene sig til ensartede Atomgrupper (Molekuler), hvoraf da den chemiske Forbindelse bestaaer. Ved denne Antagelse er det klart, at de ovennævnte Forhold maa indtræde. Vi definere da et Molekule som den mindste for sig bestaaende Mængde af en Forbindelse, og et Atom som den mindste Mængde af et Grundstof, der indgaaer i et Molekule. Det vil senere blive udviklet, at ogsaa de enkelte Grundstoffer bestaa af Molekuler, men hvori alle Atomer ere ensartede. Vi kunne nu give mere rationelle Definitioner af et Grundstof, en chemisk Forbindelse og en homogen Blanding: et Grundstof er et Stof, som bestaaer af ensartede Molekuler, i hvilke ogsaa alle Atomer ere ensartede; en chemisk Forbindelse bestaaer af ensartede Molekuler, i hvilke findes uensartede Atomer; en homogen Blanding er en ensartet Blanding af uensartede Molekuler.

1804.

Om Atomernes og Molekulernes absolute Vægt vides kun lidet med Sikkerhed, om vi end af den overordentlige Fortynding, hvori Stofferne bevare deres Egen-

skaber, kunne slutte, at de maa være utrolig smaa. Man har udhamret Guldblade til en Tykkelse af $\frac{5}{1000000}$ Millimeter: Guldmolekulets Gjennemsnit maa altsaa i ethvert Tilfælde være mindre. Ved Spektralanalyse kan man endnu eftervise $\frac{1}{14000000}$ Milligram Natrium. Af et ildelugtende organisk Stof, Merkaptan, kan man endnu lugte $\frac{1}{46000000000}$ Milligram: Natrium- og Merkaptanmolekulernes Vægt maa altsaa nødvendig være mindre. Derimod kan Atomernes relative Vægt, d. v. s. deres Vægt med et eller andet Atoms Vægt sat som Enhed, bestemmes med en høj Grad af Sandsynlighed. I Almindelighed sættes Brintatomets Vægt = 1 Vægtenhed, og vi have gode Grunde (se nedenfor S. 14) til at antage, at Brintmolekulet vejer to saadanne Vægtenheder, altsaa bestaaer af 2 Atomer.

Bestemmelsen af Atomernes relative Vægt frembyder en theoretisk og en praktisk Side. Om Iltens Atomvægt er 16 eller 8 eller maaske 4, maa afgjøres ved en nærmere Vurdering af en hel Række forskjellige fysiske og chemiske Forhold; om den derimod er 16 eller 15,8 kan kun bestemmes ved en nøjagtig qvantitativ Undersøgelse af forskjellige dertil særlig egnede Iltforbindelser. Vi skulle betragte hver af disse Sider for sig.

Theoretisk Bestemmelse af Atomernes relative Vægt.

Da vi definere et Atom som den mindste Vægtmængde af et Grundstof, der forekommer i noget Molekule, er det klart, at hvis man har Midler til at bestemme Molekulernes relative Vægt, saa kan man ved at sammenligne Sammensætningen af en større Række Forbindelser af et og samme Grundstof finde den mindste Vægtmængde deraf, som indgaaer i nogen Forbindelses Molekule, altsaa netop Atomets relative Vægt. Molekulernes relative Vægt lader sig nu forholdsvis let bestemme for luftformige eller uforandret flygtige Forbindelser og Grundstoffer. Da nemlig alle Luftarter ved Opvarmning udvide sig lige meget (nemlig for 1^0 $\frac{1}{273}$ af Rumfanget ved 0^0) og ved Afkøling sam-

mentrække sig lige saa meget (Gay-Lussac's Lov); da fremdeles alle Luftarters Rumfang formindskes i samme Forhold, som det Tryk, de staa under, forøges, og omvendt (Mariotte's Lov), og da man ikke vel kan tænke sig andet, end at Temperatur- og Trykforandringer maa virke paa Molekulerne selv og ikke paa det tomme Rum imellem dem, saa bliver det sandsynligt, at lige store Rumfang af alle Luftarter ved samme Tryk og Temperatur indeholde lige mange Molekuler (Avogadro's Lov), eller med andre Ord, at alle Molekuler i luftformige Legemer indtage samme Rumfang. Vægten af de forskjellige Luftarters Molekuler (M, M_1, M_2 ...) maa altsaa forholde sig som Vægten af lige store Rumfang af Luftarterne o: som deres Vægtfylder (d, d_1, d_2 ...). Vi have da for to forskjellige Luftarter:

$$M : M_1 = d : d_1.$$

Antages nu, at den ene Luftart er Brint, hvis Molekule vi ovenfor have sat = 2, og sætte vi Brintens Vægtfylde som Enhed for Vægtfylderne, saa faaes:

$$M : 2 = d : 1 \text{ eller } M = 2d.$$

Naar vi altsaa bestemme Vægtfylden af luftformige eller uforandret flygtige Forbindelser i Dampform med Brintens Vægtfylde som Enhed, finde vi deres Molekuler ved at multiplicere disse Vægtfylder med 2. Man har saaledes fundet, at Vanddamps Vægtfylde er 9 Gange Brintens. Vandmolekulet er da 18, og ved nøjagtig Undersøgelse af Vandets Sammensætning findes 18 Vægtdele Vand at indeholde 2 Vægtdele Brint og 16 Vægtdele Ilt. Ligeledes har man fundet:

Ammoniaks Molekule = 17, og at 17 Vd. Ammoniak indeholde 3 Vd. Brint og 14 Vd. Kvælstof;

Kvælstofforiltets Molekule = 44, og at 44 Vd. Kvælstofforilte indeholde 2×14 Vd. Kvælstof og 16 Vd. Ilt;

Salpetersyrens Molekule = 63, og at 63 Vd. Salpetersyre indeholde 1 Vd. Brint, 14 Vd. Kvælstof og 3×16 Vd. Ilt;

Kuliltets Molekule = 28, og at 28 Vd. Kulilte indeholde 12 Vd. Kulstof og 16 Vd. Ilt;

Cyanbrintens Molekule = 27, og at 27 Vd. Cyanbrinte indeholder 12 Vd. Kulstof, 1 Vd. Brint og 14 Vd. Kvælstof;

Eddikesyrens Molekule = 60, og at 60 Vd. Eddikesyre indeholder 2×12 Vd. Kulstof, 4 Vd. Brint og 2×16 Vd. Ilt.

Der kjendes kort sagt ikke noget iltholdigt Molekule, som ikke indeholder 16, 2×16, 3×16 ... Vægtdele Ilt, intet kvælstofholdigt, som jo indeholder 14, 2×14, 3×14 ... Vd. Kvælstof, intet kulstofholdigt, som jo indeholder 12, 2×12, 3×12 Vd. Kulstof. Da vi nu have sat Atomet som den mindste Vægtmængde af et Grundstof, der findes i et Molekule, saa slutte vi, at Iltatomet = 16, Kvælstofatomet = 14, Kulstofatomet = 12, naar Brintatomet = 1. Ad denne Vej ere omtrent Halvdelen af alle bekjendte Grundstoffers relative Atomvægte bestemte. Om tilsyneladende Afvigelser fra Avogadro's Lov se nedenfor S. 45.

Men af mange Grundstoffer (saaledes af mange Metaller) kjendes ingen flygtige Forbindelser. Af alle disse kjendes dog Ilter. Man kan da altid finde, hvormeget Metal der forener sig med 1 Atom = 16 Vd. Ilt. Da imidlertid det samme Metal ofte danner flere Ilter, saa maa der vælges mellem de Tal, man saaledes finder. Her lader man sig da lede i Valget af Metallernes Varmefylde. De faste Grundstoffer have nemlig samme Atomvarme (Dulong-Petit's Lov) o: der behøves samme Varmemængde til at opvarme Atomvægten af et hvilketsomhelst fast Grundstof 1°. Er et fast Grundstofs Atomvægt = A, dets Varmefylde c, saa har man altid

$$Ac = 6{,}4 \text{ } Varmeenheder \text{ eller } A = \frac{6{,}4}{c}$$

Vel har denne Lov ikke et saadant theoretisk Grundlag som Avogadro's, og vel er et Stofs Varmefylde noget af-

hængig af Temperaturen*), men for de 24 Grundstoffer, hvis Atomvægte ere bestemte baade ved Varmefylden og Damptætheden, har der vist sig en saadan Overensstemmelse, at man uden Betænkning kan betragte Varmefylden som et meget paalideligt Hjælpemiddel til at fastsætte Atomvægten af saadanne Grundstoffer, af hvilke ingen eller kun ganske faa luftformige Forbindelser kjendes. I alt ere 20 Grundstoffers Atomvægte bestemte ad denne Vej.

I de forholdsvis sjældne Tilfælde, hvor man hverken kjender Varmefylden eller flygtige Forbindelser af Grundstoffet, har man jævnlig et godt Holdepunkt i Forbindelsernes Krystalform, idet analogt sammensatte Forbindelser af analoge Grundstoffer meget hyppig krystallisere i samme Form eller ere hvad man kalder isomorfe (Mitscherlich's Lov). Her skal kun exempelvis anføres, at Blyets Atomvægt er fastsat med Sikkerhed saavel ved Damptætheds-bestemmelser af flygtige Blyforbindelser som ved Blyets Varmefylde, og at en hel Række Blyforbindelser ere isomorfe med tilsvarende Forbindelser af to andre Metaller, Baryum og Strontium, hvis Varmefylde ikke kjendes, og som ikke danne flygtige Forbindelser. Man giver derfor Baryum og Strontium saadanne Atomvægte, at deres Forbindelser blive analogt sammensatte med Blyforbindelserne. Men ogsaa for mange andre Grundstoffer stadfæstes de ad anden Vej fundne Atomvægte ved deres Forbindelsers Isomorfi, som det hyppig vil blive fremhævet i det følgende.

Ogsaa af mange chemiske Overensstemmelser d. v. s. Forbindelsernes Lighed i Dannelsesmaade, Sønderdelingsmaade, Omsætninger og hele Charakter kan drages vigtige Slutninger angaaende Grundstoffernes Atomvægt i Forhold til andre, bedre bekjendte Grundstoffers. Saadanne

*) Dog varierer Varmefylden kun ved Kulstof, Bor og Silicium saa stærkt med Temperaturen, at Dulong-Petit's Lov næppe kan anvendes paa dem; men heldigvis ere disse Grundstoffers Atomvægte bestemte med fuld Sikkerhed ved Hjælp af Avogadros Lov.

Forhold ville ofte blive fremdragne i det følgende, men det kan allerede her bemærkes, at ogsaa de gjennemgaaende føre til de samme Atomvægte som Damptæthed, Varmefylde og Isomorfi.

Praktisk Bestemmelse af Atomernes relative Vægt.

Ved denne kommer det fortrinsvis an paa at anvende saadanne Forbindelser, som lade sig fremstille i fuldkommen ren Tilstand, og saadanne Methoder, som yde størst Sikkerhed for et nøjagtigt Resultat. Heraf følger, at Fremgangsmaaderne maa være meget forskjellige for de forskjellige Grundstoffer, og vi maa derfor her nøjes med at antyde nogle, som have almindeligere Betydning eller særlig Vigtighed. Iltens Atomvægt i Forhold til Brintens er funden ved en yderst omhyggelig Undersøgelse af Vandets Sammensætning (s. Vand) og antages almindelig at være 15,96 med Brintens som Enhed. Men da alle Forsøg nødvendig indeholde Iagttagelsesfejl og disse her alle gaar i den Retning, at Iltens Atom findes lidt for lille i Forhold til Brintens, ville vi i det Følgende sætte Iltens Atom = 16 og beregne alle andre Grundstoffers Atomvægte i Forhold hertil*). Dette er saa meget naturligere, som de praktisk alle ere bestemte i Forhold til Iltens, og ikke til Brintens. Saaledes ere mange Grundstoffers Atomvægte fundne ved at bestemme, hvor stor en Mængde af et Grundstofs Iltforbindelse der kan dannes af en given Mængde af Grundstoffet (Kulstoffets f. Ex. ved at forbrænde en vis Mængde rent Kulstof i Ilt og veje Mængden af den dannede Kulsyre), eller hvor stor en Mængde af Grundstoffet, der findes i en given Mængde af Iltforbindelsen (Kobberets f. Ex. af Kobbertveilte). Af ganske særlig Betydning ere de Forsøg, hvorved Chlorets og Sølvets Atomvægte ere fundne, idet paa den ene Side Chlorsølv er en ganske uopløselig Forbindelse, hvis Mængde derfor let kan findes ved Vejning, og paa den anden Side alle Grundstoffer danne Chlorforbindelser, hvis Indhold af Chlor i Reglen let kan udskilles i Form af Chlorsølv. De herhen hørende Forsøg ere tilmed foretagne af de mest udmærkede Analytikere (Berzelius, Penny, Marignac, Stas) og med den største Nøjagtighed, som hidtil er opnaaet. De gaa ud paa at bestemme 1) Chlorkaliummolekulet i Forhold til Ilt ved Ophedning af Kaliumchlorat, som herved taber 3 Atomer Ilt og efterlader et Molekule Chlorkalium. Med 3 Atomer

*) Brintens Atomtal bliver da 1,0025 eller tilstrækkelig nøjagtig = 1,00.

Ilt = 48 fandtes 1 Mol. Chlorkalium = 74,59. 2) Chlorsølvets Molekule i Forhold til Chlorkaliums, idet 1 Mol. Chlorkalium giver 1 Mol. Chlorsølv : 74,59 Vd. Chlorkalium gave 143,39 Vd. Chlorsølv. 3) Forholdet mellem Chlor og Sølv i Chlorsølv, hvis Mol. indeholder 1 At. Sølv og 1 At. Chlor : i 143,39 Vd. Chlorsølv fandtes 107,94 Vd. Sølv og 35,45 Vd. Chlor. Da ogsaa 1 Mol. Chlorkalium indeholder 1 At. Kalium og 1 At. Chlor, findes heraf Kaliumatomet = 74,59 − 35,45 = 39,14. Af Chlorets Atom og Chlorsølvets Sammensætning kunne nu mange andre Grundstoffers Atomtal findes. Udskilles f. Ex. Chloret af en bekjendt Mængde Chlornatrium (hvis Molekule indeholder 1 At. Chlor + 1 At. Natrium) i Form af Chlorsølv, og vejes dette, saa haves $\frac{\text{udskilt Chlorsølv}}{\text{anvendt Chlornatrium}} = \frac{143,39}{35,45 + x}$, hvoraf x = Natriums Atomvægt = 23,06. Af Sølvets Atomvægt har man fundet Bromets, Jodets og Svovlets, hvilke 3 Grundstoffer alle forene sig direkte med Sølv til bestandige Forbindelser. Paa lignende Maade er ogsaa Kvælstoffets Atomvægt fundet, nemlig ved at omdanne en given Mængde Sølv til Sølvnitrat, som indeholder 1 At. Sølv, 1 At. Kvælstof og 3 At. Ilt. Af 107,94 Vd. Sølv erholdtes 169,98 Sølvnitrat, hvoraf Kvælstofatomet = 169,98 − (107,94 + 48) = 14,03. Disse ere de Atomvægte, som kjendes med størst Nøjagtighed; de ere tilmed alle stadfæstede ad flere Veje, og fra dem plejer man saavidt muligt at gaa ud ved Bestemmelsen af andre Grundstoffers Atomvægte.

I nedenstaaende Tabel findes de vigtigste Grundstoffers Atomvægte angivne med Iltens = 16 og saa vidt muligt med Nøjagtighed i 1ste Decimal, hvilket i de fleste Tilfælde er mere end tilstrækkeligt.

De vigtigste Grundstoffers Atomvægte og de chemiske Tegn.

Aluminium	Al	27,1	Fluor	F	19,0
Antimon	Sb	120,3	Fosfor	P	31,0
Arsenik	As	75,0	Guld	Au	197,1
Baryum	Ba	137,0	Ilt	O	16,0
Beryllium	Be	9,1	Iridium	Ir	193,1
Bly	Pb	206,9	Jern	Fe	56,0
Bor	B	11,0	Jod	J	126,9
Brint	H	1,0	Kadmium	Cd	112,1
Brom	Br	80,0	Kalcium	Ca	40,0
Chlor	Cl	35,5	Kalium	K	39,1
Chrom	Cr	52,3	Kobber	Cu	63,3

Koboit	Co	59,1	Selen	Se	79,1
Kulstof	C	12,0	Silicium	Si	28,1
Kvægsølv	Hg	200,4	Strontium	Sr	87,5
Kvælstof	N	14,0	Svovl	S	32,1
Lithium	Li	7,0	Sølv	Ag	107,9
Magnium	Mg	24,4	Tellur	Te	125,2
Mangan	Mn	55,0	Thallium	Tl	204,2
Molybdæn	Mo	95,9	Tin	Sn	118,1
Natrium	Na	23,1	Titan	Ti	48,1
Nikkel	Ni	58,5	Uran	U	239
Osmium	Os	200	Vanadin	V	51,2
Palladium	Pd	106	Vismut	Bi	208,0
Platin	Pt	194,8	Wolfram	W	184
Rhodium	Rh	103	Zink	Zn	65,4
Rubidium	Rb	85,4	Zirkonium	Zr	90,7
Ruthenium	Ru	104			

For paa en bekvem Maade at angive Forbindelsesforholdene, benyttes i Chemien et eget Tegnsprog, idet man lader Begyndelsesbogstaverne af Grundstoffets latinske Navn betegne ikke blot Grundstoffet, men tillige Vægten af dets Atom. Disse Tegn, som findes opførte ovenfor i Tabellen, have saaledes ikke blot en qvalitativ, men tillige en qvantitativ Betydning. Tegnet for Ilt, O (Oxygenium), betyder ikke blot Ilt, men 16 Vægtdele Ilt, Tegnet for Brint, H (Hydrogenium), ikke blot Brint, men 1 Vægtdel Brint, Tegnet for Kvælstof, N (Nitrogenium), betyder 14 Vægtdele Kvælstof, Tegnet for Kulstof, C (Carbo), betyder 12 Vægtdele Kulstof osv. Herved bliver det muligt at betegne Forbindelsernes Molekuler paa en særdeles bekvem Maade, idet man stiller Tegnene for de Grundstofatomer, hvoraf de bestaa, ved Siden af hinanden og ved et lille Tal (for neden eller for oven) betegner det Antal Atomer, af hver Slags, der findes i Molekulet. Saaledes betyder H_2 et Molekule Brint, H_2O et Molekule Vand eller 18 Vægtdele Vand, som nemlig indeholder 2 At. = 2 Vægtdele Brint og 1 At. = 16 Vægtdele Ilt. Salpetersyrens Molekule (s. S. 7) bliver da HNO_3, Ammoniakens (smst.) NH_3, Eddikesyrens (S. 8) = $C_2H_4O_2$ osv. Vil man betegne flere Molekuler, sættes blot et større Tal foran Molekulets

Tegn, f. Ex. 5 H_2O, 5 Molekuler Vand. Ved disse Molekulærformler angives fuldstændig den chemiske Forbindelses qvalitative og qvantitative Sammensætning.

Kjender man i Almindelighed en Forbindelses Formel $A_a B_b C_c = aA + bB + cC$ og ønsker at kjende dens procentiske Sammensætning, saa give Ligningerne

$$\frac{aA+bB+cC}{aA} = \frac{100}{p_a}, \quad \frac{aA+bB+cC}{bB} = \frac{100}{p_b} \text{ og } \frac{aA+bB+cC}{cC} = \frac{100}{p_c}$$

hvormange Procent p_a, p_b, p_c der findes deri af Stofferne A, B og C, idet

$$p_a = \frac{100\,aA}{aA+bB+cC} \quad p_b = \frac{100\,bB}{aA+bB+cC} \quad p_c = \frac{100\,cC}{aA+bB+cC}.$$

Hvis man omvendt kjender den procentiske Sammensætning og ønsker at vide, hvormange Atomer af hver Slags der findes i Molekulet, saa er

$$a = \frac{p_a\,(aA+bB+cC)}{100\,A} \quad b = \frac{p_b\,(aA+bB+cC)}{100\,B} \quad c = \frac{p_c\,(aA+bB+cC)}{100\,C}$$

og følgelig Forholdet $a : b : c = \frac{p_a}{A} : \frac{p_b}{B} : \frac{p_c}{C}$.

Ex. Salpetersyrens Mol. er $HNO_3 = 63$, og

$$\frac{63}{1} = \frac{100}{x}, \quad \frac{63}{14} = \frac{100}{y} \text{ og } \frac{63}{48} = \frac{100}{z}$$

give:

$x = 1{,}59$ Proc. Brint, $y = 22{,}22$ Proc. Kvælstof og $z = 76{,}19$ Proc. Ilt. Kjendes omvendt disse Procenttal, saa findes $\frac{1{,}59}{1} = 1{,}59$ Atomer Brint, $\frac{22{,}22}{14} = 1{,}59$ At. Kvælstof og $\frac{76{,}19}{16} = 4{,}76$ At. Ilt. Men $1{,}59 : 1{,}59 : 4{,}76 = 1 : 1 : 3$, altsaa er Formlen HNO_3.

Ligeledes beregnes de Vægtmængder af de forskjellige Stoffer, som indgaa i eller fremkomme ved de chemiske Omsætninger, let ved Hjælp af det chemiske Tegnsprog. Naar f. Ex. Kaliumchlorat ved Ophedning adskilles til Chlorkalium og Ilt, skeer det efter Ligningen: $KClO_3 = KCl + 3O$. Ønsker man nu at vide, hvormeget Ilt der kan faaes af 10 Gr. Kaliumchlorat, saa haves $\frac{KClO_3}{3O} = \frac{10\text{ Gr.}}{x}$ eller ved Indsætning af ovenstaaende Atomtal $\frac{122{,}6}{48} = \frac{10\text{ Gr.}}{x}$, hvoraf $x = 3{,}915$ Gr.; vil man omvendt vide, hvormeget Kaliumchlorat der skal anvendes til Fremstilling af 10 Gr. Ilt, saa haves $\frac{3O}{KClO_3} = \frac{10\text{ Gr.}}{x_1}$ eller $\frac{48}{126{,}6} = \frac{10\text{ Gr.}}{x_1}$, hvoraf $x_1 = 25{,}125$ Gr.

Om Grundstoffernes Molekuler og om Sammenhæng mellem Vægt- og Rumfangsforhold ved flygtige Forbindelser.

Ved Bestemmelsen af Molekulernes relative Vægt efter Avogadros Lov ere vi gaaede ud fra, at Brintmolekulet indeholdt to Atomer. Dette er i Virkeligheden det sandsynligste. Thi antage vi, at det kun indeholdt 1 Atom, saa vilde vi efter S. 7 have M = d, altsaa finde alle Molekuler halvt saa store som ovenfor. Det vilde da vise sig, at en Mængde brintholdige Molekuler kun indeholdt $^1/_2$ Vægtdel = $^1/_2$ Atom Brint, hvilket er en Urimelighed, naar 1 Vægtdel = 1 Atom Brint er den mindste Mængde, der forekommer i noget Molekule. Noget ganske lignende vilde indtræde, hvis vi antog, at Brintmolekulet indeholdt 3 Atomer Brint. Antog vi, at det indeholdt 4 At. Brint, vilde der ikke være noget brintholdigt Molekule, som indeholdt mindre end 2 Vægtdele Brint; vi maatte da efter vor Definition af et Atom sætte Brintatomet = 2 Vægtdele og kom atter her i Strid med vor Forudsætning, at 1 At. Brint = 1 Vægtdel Brint.

De øvrige luftformige eller flygtige Grundstoffers Molekuler findes som sædvanlig af M = 2 d. Med Brintens Vægtfylde som Enhed er

Damptætheden af:	Chlor	Brom	Jod	Ilt	Svovl	Selen	Tellur
	35,5	80	127	16	32	79	125
alts. Molekulet:	71	160	254	32	64	158	250
Atomet er:	35,5	80	127	16	32	79	125

Damptætheden af:	Kvælstof	Fosfor	Arsenik	Zink	Kadmium	Kvægsølv
	14	62	150	32,7	56	100
altsaa Molekulet:	28	124	300	65,4	112	200
Atomet er:	14	31	75	65,4	112	200

Det sees heraf, at de fleste luftformige eller flygtige Grundstoffer forholde sig som Brint, idet de indeholde 2 Atomer i Molekulet; dette er nemlig Tilfældet med Chlor, Brom, Jod, Ilt, Svovl, Selen, Tellur og Kvælstof. Derimod indeholde Fosfor og Arsen 4, Zink, Kadmium og Kvægsølv kun 1 Atom i Molekulet.

Da nu efter Avogadros Lov alle Molekuler indtage samme Rumfang, nemlig samme Rumfang som 2 Vægtdele Brint, saa vil, naar det Rumfang, 1 Vægtdel Brint indtager, sættes som Enhed, alle Molekuler af Grundstoffer eller Forbindelser i Luftform indtage 2 saadanne Rumfang; fremdeles vil 1 Atom Chlor, Brom, Jod, Ilt, Svovl, Selen, Kvælstof i Luftform indtage 1 Rumfang, 1 Atom Fosfor eller Arsenik derimod $^1/_2$ Rumfang, medens 1 At. Zink, Kadmium eller Kvægsølv i Luftform ville indtage 2 saadanne Rumfang.

Ved Molekulærformlerne af flygtige Forbindelser af flygtige Grundstoffer angives da ikke blot Vægtforholdene, men ogsaa Rumfangsforholdene for Forbindelsernes Sammensætning. Af Vandets Molekulærformel H_2O sees umiddelbart efter det foranstaaende, at 1 Mol. = 2 Rumfang Vanddamp er sammensat af 2 Rf. Brint og 1 Rf. Ilt. Af Molekulærformlen for Chlorbrinte, HCl, sees, at 1 Rf. Brint og 1 Rf. Chlor forene sig til 2 Rf. Chlorbrinte. Ammoniakens Molekulærformel, NH_3, viser, at 2 Rf. Ammoniak indeholder 1 Rf. Kvælstof og 3 Rf. Brint. Af Fosfortrichloridets Molekulærformel, PCl_3, fremgaaer, at 2 Rf. af denne Forbindelses Damp indeholder $^1/_2$ Rf. Fosfordamp og 3 Rf. Chlor. Kvægsølvchloridet, $HgCl_2$, dannes, idet 2 Rf. Kvægsølvdamp forene sig med 2 Rf. Chlor til 2 Rf. af den dampformige Forbindelse osv. Naar, ved luftformige eller flygtige Forbindelsers Dannelse af andre luftformige eller flygtige Forbindelser, Molekulernes Antal forandres, saa forandres Rumfanget i samme Forhold. Ved Forbrænding af Kulilte i Ilt til Kulsyre: $2CO + O = 2CO_2$ opstaaer der 2 Mol. af 3, og Rumfanget formindskes fra 3 til 2. Glødes Kulstof i Kulsyre, dannes Kulilte, idet $C + CO_2 = 2CO$. Der dannes herved 2 Mol. Luftart af 1, og i Overensstemmelse hermed fordobles Rumfanget. Brænder derimod Kulstof i Ilt til Kulsyre: $C + O_2 = CO_2$, er der før og efter Processen samme Antal Molekuler Luftart, hvorfor Rumfanget forbliver uforandret.

Ved praktiske Arbejder er det bekvemt at udtrykke

Molekulernes Vægt i almindelige Vægtenheder, f. Ex. i Gram. 1 Mol. Brint sættes da = 2 Gram. Da nu 1 Liter Brint ved 0° og 760 Mm. vejer 0,08936 Gr., indtager 1 Gr. Brint under samme Forhold et Rum af 11,19 Liter og et Grammolekul Brint = 2 Gr. et Rum af 22,38 Liter. Da nu alle luftformige Stoffers Molekuler ved samme Tryk og Temp. indtage samme Rumfang, ville deres Grammolekuler alle indtage et Rum af 22,38 Liter, som derfor kaldes et Normalrumfang.*) Erindrer man altsaa blot Molekulets Sammensætning og Normalrumfangets Størrelse, findes Vægten af 1 Liter af et hvilketsomhelst luftformigt Legeme $= \frac{M}{22,38}$ Gr. og det Rumfang, 1 Gr. af det luftformige Legeme indtager, $= \frac{22,38}{M}$ Lit.

Ønsker man i det S. 13 nævnte Exempel at vide, hvormange Liter Ilt (ved 0° og 760 Mm.), der kan faaes af 10 Gr. Kaliumchlorat, saa er den søgte Størrelse $= 3,915 \cdot \frac{22,38}{32}$, idet Iltens Molekule $= O_2 = 32$. Vil man vide, hvormeget Kaliumchlorat der behøves til Fremstilling af 10 Lit. Ilt, saa er Vægten af 10 Lit. Ilt $= 10 \cdot \frac{32}{22,38}$ Gr. $= 14,29$ Gr., og den søgte Størrelse findes af Ligningen $\frac{3\,O}{K\,Cl\,O_3} = \frac{14,29\text{ Gr.}}{x}$.

Luftformige Legemers Vægtfylde med Brintens som Enhed findes ligefrem af Avogadros Lov. Idet $M = 2\,d$, bliver $d = \frac{M}{2}$. Da atmosfærisk Lufts Vægtfylde med Brintens som Enhed er $= 14,47$, er et luftformigt Legemes Vægtfylde med Luftens som Enhed $= \frac{M}{2} : 14,47 = \frac{M}{28,94}$.

---

*) Ved en anden Temp. t og et andet Tryk h forandres Normalrumfanget naturligvis som sædvanlig efter Gay-Lussac-Mariottes Lov og bliver $= 22,38 \left(1 + \frac{1}{273} t\right) \frac{760}{h}$, men Vægten deraf, altsaa Grammolekulet, forbliver konstant, fordi Vægtfylden forandrer sig omvendt som Rumfanget.

Alle de Slutninger, som her ere dragne af Avogadros Lov, gjælde naturligvis kun under samme Forudsætninger som Loven selv, nemlig at vedkommende Luftarter og Dampe følge Gay-Lussac-Mariottes Lov. Dette er nu som bekjendt ikke Tilfældet: strængt taget gjælder denne Lov kun en ideal Luftart. Men for enhver Luftart eller Damp findes dog altid temmelig vide Temperatur- og Trykgrændser, hvorimellem alle tre Love gjælde med en saa høj Grad af Tilnærmelse, at de med fuld Sikkerhed kunne tjene til Bestemmelse af Molekulernes relative Vægt. Det er især i Nærheden af Kogepunktet, at større Afvigelser fra Gay-Lussac-Mariottes Lov finde Sted. Saaledes findes Vanddamps Vægtfylde ved 109° = 9,4, svarende til et Vandmolekule = 18,8, men allerede ved 175° og langt derover er Vægtfylden konstant = 9,0. Svovldamp viser et ejendommeligt Forhold, idet den i Nærheden af Svovlets Kp. (448°) nemlig ved 500 til 600° viser en temmelig konstant Damptæthed = 96, hvoraf Svovlets Molekule findes = S_6. Ved højere Temperatur aftager Damptætheden, indtil den over 900° igjen bliver konstant = 32, hvoraf Svovlets Mol. findes normalt = S_2. Selen og Tellur vise lignende Forhold i Nærheden af deres Kogepunkt. Men dernæst er det naturligvis en Forudsætning for Anvendelsen af Avogadros Lov, at Molekulerne ikke sønderdeles ved den Temperatur, hvorved Damptætheden bestemmes. I saa Henseende er det i høj Grad mærkeligt, at Damptætheden af Chlor, Brom og Jod, som indtil henimod 700° ere normale (se S. 14), ved højere Temp. aftage. Ved samtidig Anvendelse af høj Temperatur (1500°) og lavt Tryk (100 Mm. Kvægsølv) viser det sig, at Jodets Damptæthed igjen bliver konstant, men at den da kun er = 63,6, altsaa netop Halvdelen af den sædvanlige, hvad der med Sikkerhed antyder, at Molekulerne under disse Forhold bestaa af enkelte Atomer, som det normalt er Tilfældet med f. Ex. Kvægsølvmolekulerne. For Brom og især for Chlor gaaer Spaltningen ikke saa vidt, men finder tydelig nok Sted. Ogsaa Fosfors og Arseniks Damptæthed aftager ved

Hvidglødhede, saa at Molekulerne her for største Delen ere P_2 og As_2. Det er klart, at naar selv Grundstoffer kunne vise saadanne Forhold, maa det langt lettere indtræffe med Forbindelser. Sligt er ogsaa jævnlig iagttaget, og i det følgende skal fremhæves flere Exempler derpaa.

Jodmolekulernes nysnævnte Forhold ved høj Temperatur stadfæste fra en ganske ny Side, at ogsaa Grundstofmolekulerne ere sammensatte, men af ensartede Atomer. Ogsaa fra en anden Side bekræftes det samme. Flere Grundstoffer kjendes i forskjellige s. k. allotrope Modifikationer, hvori de have saa forskjellige Egenskaber, at man paa Forhaand skulde tro at have med ganske forskjellige Stoffer at gjøre, saaledes f. Ex. Ilt, Svovl, Selen, Fosfor, Kulstof. Et saadant Forhold findes nu netop hos mange chemiske Forbindelser, især mellem Kulstofforbindelserne, og beroer her enten paa, at Molekulerne vel have samme Vægt og Sammensætning, men at de Grundstofatomer, hvoraf de bestaa, ere forskjelligt ordnede (Isomeri), eller paa, at den procentiske Sammensætning vel er den samme, men at den ene Forbindelses Molekule er et Multiplum af den andens (Polymeri). Det er da naturligt at antage, at det er en af de samme Grunde, der bestemme Grundstoffernes Allotropi, at denne altsaa beroer enten paa en forskjellig Ordning eller paa et forskjelligt Antal af Atomerne i Molekulet. Men begge Dele forudsætter, at Molekulet indeholder flere Atomer. Hvad Ilten angaaer, viser Damptætheden, som for almindelig Ilt er 16, men for den anden Modifikation (Ozon) 24, at den førstes Molekule er $32 = O_2$, men den sidstes $48 = O_3$; tilmed er Overgangen fra den ene Modifikation til den anden ledsaget af et bestemt Varmefænomen: vi have saaledes alle Kjendetegn paa ægte chemiske Forbindelser. De øvrige Grundstoffers allotrope Former kjendes vel ikke med forskjellig Damptæthed, men da Overgangen fra den ene til den anden er ledsaget af et bestemt Varmefænomen, kunne vi sikkert antage, at Allotropien har en analog Grund.

Grundstofatomernes Forbindelsesforhold.

I det foregaaende ere Atomerne kun betragtede som Grundstoffernes Forbindelsesvægte, medens der kun er hentydet til de simple Forhold, der finde Sted mellem det Antal Grundstofatomer, som forene sig til et Molekule. For at faa et klarere Syn paa disse Forhold ville vi se, hvad der gaaer for sig ved Dannelsen af nogle simple Forbindelser af deres Bestanddele. Chlor og Brint forene sig til Chlorbrinte, idet $H.H + Cl.Cl = H.Cl + H.Cl$. Ved denne Proces bytter da et Chlor- og et Brintatom ligefrem Plads. Et Chloratom træder ind i Brintmolekulet istedetfor 1 At. Brint og et Brintatom ind i Chlormolekulet istedetfor 1 At. Chlor. Brint og Ilt forene sig til Vand, idet $\frac{H.H}{H.H} + O.O = \frac{H.}{H.}O + \frac{H.}{H.}O$. Atter her træder 1 At. Ilt istedetfor 2 At. Brint i 2 Brintmolekuler, og 2 At. Brint istedetfor 1 At. Ilt i et Iltmolekule. Saadanne Vægtmængder af to Grundstoffer, som kunne træde istedetfor eller forene sig med hinanden, altsaa udføre samme chemiske Funktion, kaldes æqvivalente (ensgyldige). Ved et Æqvivalent af et Grundstof forstaaes den Vægtmængde deraf, som kan træde istedetfor eller forene sig med 1 At. Brint. 1 At. Chlor er da æqvivalent med 1 At. Brint, 1 At. Ilt er derimod æqvivalent med 2 Atomer Brint. Herved føres vi ligefrem til et Begreb, som spiller en afgjørende Rolle med Hensyn til Grundstofatomernes Forbindelsesforhold, nemlig deres Valens (Gyldighed), hvorved foreløbig skal forstaaes det Antal af Brintatomer, et Grundstofatom kan forene sig med eller træde istedetfor, altsaa saa at sige det Antal Angrebspunkter, hvormed Atomet virker udadtil. Ved Sammenligning af Metalloidernes Brintforbindelser finder man, at

1 At. Chlor, Brom, Jod, Fluor forene sig med 1 At. Brint; de kaldes derfor monovalente (1-gyldige);

1 At. Ilt, Svovl, Selen, Tellur forene sig med 2 At. Brint; de kaldes derfor divalente (2-gyldige).

1 At. Kvælstof, Fosfor, Arsenik, Antimon forene sig med 3 At. Brint; de kaldes derfor trivalente (3-gyldige).

1 At. Kulstof, Silicium forene sig med 4 At. Brint; de kaldes derfor tetravalente (4-gyldige).

Af Metallerne kjendes vel saa at sige ingen Brintforbindelser, men alle Metaller kunne træde istedetfor Brint i mange Brintforbindelser, f. Ex. $2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2$. Zinkatomet er da divalent, ikke blot fordi det træder istedetfor 2 At. Brint, men tillige fordi det forener sig med 2 At. monovalent Chlor. Paa lignende Maade finder man, at

1 At. Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium, Cæsium, Thallium træde istedetfor 1 At. Brint og forene sig med 1 At. Chlor; de ere derfor monovalente.

1 At. Bly, Baryum, Strontium, Kalcium træde istedetfor 2 At. Brint og forene sig med 2 At. Chlor; de ere derfor divalente. Det samme er Tilfældet med 1 At. Magnium, Zink, Kadmium, Kobber, Nikkel, Kobolt, Jern, Mangan og Chrom, der dog danne en særegen Gruppe.

1 At. Guld, Vismut træde istedetfor 3 At. Brint og forene sig med 3 At. Chlor; de ere derfor trivalente.

1 At. Tin, Platin, Iridium træde istedetfor 4 At. Brint og forene sig med 4 At. Chlor; de ere derfor tetravalente.

Til Bestemmelsen af Metalatomernes Valens tjener desuden Faraday's elektrolytiske Lov: Ledes den samme galvaniske Strøm gjennem et Voltameter og Opløsninger af forskjellige Metalsalte, saa udskilles ved de negative Poler æqvivalente Mængder Brint og Metal. Et Milligram Brint fylder efter S. 16 11,19 Kubikcentimetre. Udskilles altsaa $11{,}19.n$ Kcm. Brint samtidig med 1 At. Metal, udtrykt i Milligram, saa er Metalatomets Valens $= n$.

Naar man særlig vil fremhæve Atomernes Valens, betegnes den med et lille Romertal over Atomtegnet, f. Ex.

$\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$, $\overset{\text{II}}{\text{O}}$, $\overset{\text{III}}{\text{N}}$, $\overset{\text{IV}}{\text{C}}$.

Valensen er et rent empirisk Begreb, for hvilket hidtil ingen fyldestgjørende theoretisk Forklaring er given. Men at den er dybt begrundet i Grundstoffernes chemiske Natur fremgaaer af, at de énsgyldige Metalloider danne bestemt afsondrede Grupper, hvis Forbindelser i Dannelsesmaade, Sønderdelinger, chemisk Charakter og overensstemmende Krystalform vise de mest paafaldende Analogier, og at ligeledes Metallerne efter deres Valens slutte sig sammen i lignende naturlige Grupper, hvis Forbindelser vise den største Overensstemmelse. Herved er det særlig mærkeligt, at jo mindre Valensen er, desto større Forskjel er der paa Metalloider og Metaller. De monovalente Metalloider (de s. k. halogene Stoffer) og de monovalente Metaller (de s. k. Alkalimetaller) danne absolute chemiske Modsætninger (Brint er vel ogsaa monovalent, men Brint er i Følge alle sine chemiske Forhold at stille ved Siden af Metallerne); jo højere Valensen stiger, desto mindre fremtrædende bliver Forskjellen mellem Metalloider og Metaller, og allerede ved de tetravalente Grundstoffer udviskes den næsten fuldstændig. End mere iøjnefaldende bliver Valensens Sammenhæng med Grundstoffets chemiske Natur derved, at det samme Grundstof kan optræde med forskjellig Valens og da viser en ganske forskjellig Charakter. Saaledes er Tinatomet baade divalent $\overset{II}{Sn}$ f. Ex. i $SnCl_2$, og tetravalent $\overset{IV}{Sn}$ f. Ex. i $SnCl_4$. Men medens det divalente Tin i sine Forbindelser fuldkommen har Charakter af et Metal, har det tetravalente fuldkommen Charakter af et Metalloid. Chrom optræder som ovenfor nævnt divalent f. Ex.: $\overset{II}{CrCl_2}$ og slutter sig da fuldstændig til den udprægede Metalgruppe, hvori det findes opført, men det kan ogsaa optræde hexavalent som i $\overset{VI}{CrO_3}$ og har da fuldstændig Charakter af et Metalloid.

At Grundstoffet med en forskjellig Valens antager en forskjellig Charakter viser sig tydeligst derved, at det navnlig er i Forbindelse med Stoffer af forskjellig elektro-

chemisk Natur, at et Grundstof optræder med forskjellig Valens. Chlor, Brom, Jod ere kun monovalente, Svovl, Selen og Tellur kun divalente i deres Forbindelser med Metaller og Brint og i andre lignende Tilfælde, hvor de optræde med en afgjort elektronegativ Charakter. Overfor Ilt kan Chloret derimod optræde trivalent, pentavalent, ja endog heptavalent og frembyder i sidste Tilfælde Analogier med Mangan, som ligeledes kan optræde heptavalent. Ved at skifte Valens have da et saa elektronegativt Metalloid som Chlor og et saa elektropositivt Metal som Mangan forandret deres Charakter i den Grad, at deres Forbindelser endog ere isomorfe. Lignende Forhold viser Svovlet. Overfor Ilt kan det optræde tetravalent, ja endog hexavalent, og i sidste Tilfælde ere dets Forbindelser isomorfe med og frembyde talrige andre Analogier med Forbindelserne af det hexavalente Chrom. Atter her viser det sig altsaa, at jo højere Valensen bliver, desto mere forsvinder Forskjellen mellem Metalloider og Metaller.

Undertiden bevarer Grundstoffet vel sin Valens, men idet to identiske polyvalente Grundstofatomer forene sig indbyrdes, tabe de herved hver en eller endog flere Valenser, saa at Dobbeltatomet udadtil kommer til at virke med en mindre Valens end de to enkelte Atomer tilsammen; men ogsaa i disse Tilfælde skifter Grundstoffet Charakter, og Dobbeltatomets Forbindelser vise paafaldende Forskjelle fra Enkeltatomets. Saaledes er Kobberatomet, som ovenfor anført, divalent, $\overset{II}{Cu}$, og danner et Chlorid, $CuCl_2$, men man kjender ogsaa en anden Forbindelse af Kobber og Chlor, Cu_2Cl_2, hvis Molekule er fastslaaet ved dens Damptæthed. Her virker da Cu_2 divalent, hvad let forstaaes ved, at de to divalente Kobberatomer binde hinanden med 1 Valens: $-\overset{II}{Cu}.\overset{II}{Cu}-$ er da ogsaa divalent i Cl.Cu.Cu.Cl og en Række tilsvarende Forbindelser. Man adskiller Forbindelserne af det divalente Enkeltatom Kobber ved Navnet Cupridforbindelser fra Forbindelserne af det divalente Dobbeltatom (Cuproforbindelser), og de ere i Virke-

ligheden saa forskjellige som Forbindelserne af to forskjellige Metaller. I de første ligner Kobberet de divalente Metaller, med hvilke det ovenfor findes sammenstillet, i de sidste derimod Sølv og nærmer sig de monovalente Metaller, især Thallium, ligesom det jo paa en Maade kan siges her at være blevet monovalent. Et lignende Forhold viser Jern. Ovenfor er Jernet opført mellem de divalente Metaller, og saaledes optræder det i de saakaldte Ferroforbindelser. Men det kan ogsaa optræde hexavalent og hører da sammen med det hexavalente Chrom. Som tetravalent Enkeltatom forekommer det ikke hyppigt, men to med hinanden forbundne tetravalente Jernatomer optræde ofte som et hexavalent hele f. Ex. i Ferridchlorid,

Cl. .Cl
Cl.Fe-Fe.Cl, og en Række tilsvarende s. k. Ferridfor-
Cl. .Cl

bindelser. Jernet har her en fra Jernet i Ferroforbindelserne ganske forskjellig Charakter og ligner Aluminium i dette Metals Forbindelser og Chromet i Chromidforbindelserne (thi ogsaa Chrom optræder paa denne Maade). I disse Forbindelser kan Metallet paa en Maade siges at virke trivalent, og i Overensstemmelse hermed staa Forbindelserne i deres hele Charakter imellem de di- og tetravalente Metallers.

Den højeste Valens, hvormed et Grundstofatom optræder, er, saa vidt bekjendt, 8. Naar Valensen skifter, skeer det i Reglen enten som Rækken af de ulige eller som Rækken af de lige Tal, saa at man fra dette Synspunkt kunde dele Grundstofferne i dem med ulige Valens og dem med lige Valens. En stor Mængde Grundstoffer optræde dog kun undtagelsesvis med forskjellig Valens; særlig kunne vi altid betragte Brintatomet som monovalent og Iltatomet som divalent.

I den chemiske Forbindelse ere alle Grundstofatomernes Valenser indbyrdes bundne. En Atomgruppe, hvis Valens ikke er mættet, kan derimod ligesom et Grundstofatom forene sig med eller træde istedetfor et eller

flere Atomer Brint. En saadan Atomgruppe kaldes et Radikal, og Radikalets Valens regnes efter Antallet af dets frie Valenser. Gruppen OH, der kan forene sig med eller træde istedetfor 1 Atom Brint, er derfor et monovalent Radikal. Paa samme Maade er $\overset{IV}{CH_3}$ et monovalent, $\overset{IV}{CH_2}$ et divalent, CH et trivalent Radikal; $\overset{V}{NH_4}$ er et monovalent Radikal af det pentavalente, $\overset{III}{NH_2}$ et monovalent Radikal af det trivalente Kvælstofatom. Ligeledes ere $\overset{V\ \text{ø}}{NO_2}$, $\overset{V\ IV\ III}{NC}$, NO monovalente, $\overset{VI}{SO_2}$ og $\overset{IV}{CO}$ divalente Radikaler, $\overset{V}{PO}$ er trivalent osv. Saadanne Radikaler spille en lignende Rolle som enkelte Grundstofatomer og have, naar de forekommer hyppigt, særegne Navne. Saaledes kaldes OH Hydroxyl, CH_3 Methyl, CH_2 Methylen, NH_4 Ammonium, NO_2 Nitryl, NC Cyan, SO_2 Sulfuryl, CO Carbonyl, PO Fosforyl. Deres chemiske Charakter er meget forskjellig; medens nogle som Hydroxyl, Nitryl, Cyan nærmest minde om Chlor, ligne andre som Methyl nærmest Brint, og Ammonium har endog en saa elektropositiv Charakter, at det i sine Forbindelser viser den største Lighed med Kalium. Radikalerne forene sig med eller træde istedetfor Grundstofatomer efter samme Regler som disse indbyrdes, og ligesom Grundstofatomerne i de frie Grundstoffer i Reglen ere forbundne til Molekuler, hvori de gjensidig mætte hinandens Valens, saaledes er det samme hyppig Tilfældet med Radikalerne. Saaledes kjendes Radikalet Hydroxyl ikke som saadant i fri Tilstand, men to Hydroxylpartikler ere forbundne med hinanden i Brintoverilte, $(OH)_2 = HO.OH$; Methyl kjendes i fri Tilstand kun som $H_3C.CH_3$, Methylen kun som $H_2C{:}CH_2$. Ved divalente Grundstoffer bestaaer Molekulet jævnlig af et enkelt Atom (som hos Kvægsølv), og i Overensstemmelse hermed forekomme divalente Radikaler som Sulfuryl, Carbonyl i fri Tilstand som SO_2 og CO. Men medens Forholdet ikke er let at forklare for Grundstoffernes Ved-

kommende, er det forklarligt ved Radikalerne, idet det maa antages, at naar SO_2 og CO forekomme som Molekuler, saa ligger det i, at Svovlatomet her optræder tetravalent, Kulstofatomet divalent. De eneste Tilfælde, hvori en saadan Forklaring ikke kan gives, ere ved Radikalerne NO (Kvælstoftveilte) og ClO_2 (Chlorundersyre), der begge ere Luftarter, hvis Vægtfylder svare til de angivne Formler, uden at vi dog ellers have nogen Grund til at antage, at Kvælstofatomet kan optræde divalent eller Chloratomet tetravalent. Her kan man da blot sige, at Forholdet maa være et lignende, som naar enkelte Grundstofatomer optræde som Molekuler. At ogsaa monovalente Atomer kunne optræde saaledes, viser Jodets Forhold ved høj Temperatur (S. 17).

Radikalerne forene sig indbyrdes ligesom Grundstofatomerne. Saaledes er Nitrylets Hydroxylforbindelse $HO.NO_2$ = Salpetersyre, Sulfurylets $(HO)_2SO_2$ = Svovlsyre, Fosforylets $(HO)_3PO$ = Fosforsyre, CH_3NC = Cyanmethyl osv.

Naar Formlen for den chemiske Forbindelse blot angiver Molekulets Vægt og de deri indeholdte Atomers Art og Antal, kaldes den en empirisk Molekulærformel f. Ex. HNO_3 for Salpetersyre, H_2SO_4 for Svovlsyre, H_3PO_4 for Fosforsyre. Angives derimod tillige de i Molekulet indeholdte Radikaler, kaldes Formlen en rationel Formel eller en Konstitutionsformel, idet den gjør Rede for, med hvad Valens de enkelte Atomer optræde, og hvorledes de alle maa tænkes forbundne efter de Forhold, Forbindelsen udviser ved sin Dannelse, Sønderdeling, Omsætning med andre Forbindelser osv. Endnu fuldstændigere udtrykkes dette ved en fuldstændig opløst Formel f. Ex. $H.O.N\overset{V}{.}O_{.O}$ eller $\begin{matrix} H.O. \\ H.O. \end{matrix} \overset{VI}{S}\begin{matrix} :O \\ :O \end{matrix}$, men da Forbindelsernes Formler i den uorganiske Chemi i Almindelighed ere temmelig simple, anvendes saadanne opløste Formler kun sjældent her.

Begrebet Ækvivalens kan nu gives en mere omfattende Betydning: paa hvad Maade man end overskærer en rationel Formel, ere de to Dele æqvivalente. Saaledes er

i $HO.SO_2.OH = (HO)_2SO_2$ ikke blot HO ækvivalent med $SO_2.OH$ og 2 (HO) med SO_2; men H er ækv. med $.O.SO_2.OH$; 2H ækv. med $\overset{.O.}{.O.}SO_2$; 2(HO) + O med $\overset{VI}{S}O$; 2(HO) + 2O med $\overset{VI}{S}$ og $(HO)\overset{VI}{S}$ med 2O + OH. Det samme er vel ogsaa Tilfældet med den empiriske Molekulærformel, men for at forstaa de to Deles Ækvivalens, maa man have den rationelle Formel in mente. Saadanne Stykker af en empirisk Formel betegnes ogsaa ofte som Radikaler (saaledes SO_4 i Svovlsyre, NO_3 i Salpetersyre), men man maa da stadig erindre deres nærmere Konstitution.

Da alle Valenser i den chemiske Forbindelse ere indbyrdes bundne, har dens Molekule ingen Angrebspunkter udadtil. To Molekuler kunne derfor ikke forene sig med hinanden, med mindre enten et Atom skifter Valens, eller Atomernes Valenser bindes paa en anden Maade. Det første finder f. Ex. Sted, naar Ammoniak forener sig med Chlorbrinte: $\overset{III}{N}H_3 + HCl = \overset{V}{N}H_4Cl$; det sidste naar Svovltrioxyd forener sig med Vand: $SO_2{:}O + HOH = SO_2\overset{.OH.}{.OH.}$

De samme Betingelser ere nødvendige, naar et Molekule skal dele sig i flere andre. Da begge de nævnte Processer ogsaa kunne ske i modsat Orden, ere de, læste omvendt, ogsaa Exempler herpaa.

Tilsyneladende Undtagelser ere de talrige Tilfælde, hvori et Mol. af en Forbindelse forener sig med et større eller mindre Antal Molekuler Krystalvand (s. S. 69), og de ligeledes hyppige Tilfælde, hvor Forbindelser af Fluor, Chlor, Brom eller Jod med Metaller (Haloidsalte) forene sig med hinanden til Dobbeltsalte. For Krystalvandets Forbindelse med andre Molekuler er endnu ingen almindelig fyldestgjørende Forklaring given. Men naar man erindrer, at Fluorbrintens Damptæthed ved lav Temp. svarer til Formlen H_2F_2, hvad kun kan forstaaes ved, at Fluoratomet virker polyvalent; at Chlor, Brom og Jod overfor Ilt optræder med højere Valens, og at Jodatomet forbinder sig

med 3 At. Chlor, saa bliver det naturligt at antage, at disse Grundstoffers Atomer ogsaa overfor hinanden kunne optræde med højere Valens. Er dette Tilfældet, vil Cl_2 som Helhed kunne virke divalent f. Ex. som $\overset{III}{Cl}:\overset{III}{Cl}$, og i saa Fald kan Haloiddobbeltsaltenes Konstitution forklares. Saaledes bliver $2KCl,PtCl_4 = \begin{matrix} K.Cl_2 \\ K.Cl_2. \end{matrix} \cdot \overset{IV}{Pt}Cl_2$, Fluorsiliciumbrinte $2HF,SiF_4 = \begin{matrix} H.F_2 \\ H.F_2. \end{matrix} \cdot SiF_2$, Kaliumkvægsølvjodid $KJ,HgJ_2 = K.J_2.\overset{II}{Hg}J$ osv.

II. De chemiske Forbindelsers Charakter.

Efter Grundstoffernes store Antal kunde man paa Forhaand vente, at de chemiske Forbindelsers Charakter var meget forskjellig. Dog er Forskjellen i den uorganiske Chemi hyppigst en Gradsforskjel, medens saadanne dybere Funktionsforskjelle, som betegne særegne Arter af Forbindelser, tvertimod kun optræde i større Tal i den organiske Chemi, hvis talrige Forbindelser kun ere dannede af ganske faa Grundstoffer (foruden Kulstof næsten kun Brint, Ilt og Kvælstof), men hvor Kulstofatomets særlige og mærkelige Forbindelsesevne giver Anledning til Kombinationer, som for største Delen ere ganske ubekjendte hos andre Grundstoffer. I den uorganiske Chemi træffe vi derimod, foruden et ringe Antal temmelig lidet udprægede Forbindelser (Brintforbindelser af Metalloider med højere Valens og en Del temmelig forskjelligartede Radikaler i fri Tilstand), væsentlig 3 store og udprægede Arter af chemiske Forbindelser, nemlig Syrer, Baser og Anhydrider, mellem hvilke dog findes talrige Overgangsformer.

Syrer

ere Brintforbindelser, hvis Brint let lader sig ombytte med en æqvivalent Mængde Metal. De herved opstaaende For-

bindelser kaldes Salte. Saaledes er Saltsyre HCl og $2HCl + Fe = FeCl_2 + H_2$; Svovlsyre er H_2SO_4 og $H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2$. Salpetersyre er HNO_3, Fosforsyre H_3PO_4. Syrer ere hyppig opløselige i Vand, smage surt og farve blaa Plantefarvestoffer (som Lakmus) røde (de reagere surt). Ofte kan kun en Del af Syrens Brintatomer ombyttes med Metal, og disse adskilles da fra de andre som basiske Brintatomer. Saaledes er Eddikesyre $C_2H_4O_2$, men kun et af de 4 Brintatomer er basisk. Efter de basiske Brintatomers Antal i Molekulet deles Syrerne i 1-basiske, 2-basiske, 3-basiske, 4-basiske f. Ex. HCl, H_2SO_4, H_3PO_4, H_4SiO_4 (Kiselsyre). Syrer af højere Basicitet ere sjældne, og da i næsten alle uorganiske Syrer alle Brintatomer ere basiske, kan Basiciteten her næsten altid ligefrem regnes efter Brintatomernes Antal.

At Syrernes basiske Brint saa let ombyttes med de elektropositive Metaller ligger i, at den i Syren altid er forbunden med elektronegative Grundstofatomer (f. Ex. Cl, Br), eller elektronegative Atomgrupper (f. Ex. NO_3, SO_4). I Overensstemmelse hermed sønderdeles Syrer og Salte saaledes i vandig Opløsning af den galvaniske Strøm, at Brint eller Metal udskilles ved den negative Pol, medens der ved den positive udskilles enten Chlor, Brom osv. eller Atomgrupperne NO_3, SO_4 osv. Disse sidste kunne imidlertid ikke bestaa for sig; de sønderdele strax Vandet, optage Brinten under Gjendannelse af Syren, og udskille Ilten. Svovlsyre, H_2SO_4, adskilles altsaa til H_2 og SO_4, men SO_4 virker strax paa Vandet, idet $SO_4 + H_2O = SO_4H_2 + O$.

De stærkeste elektronegative Grundstoffer ere de monovalente og divalente Metalloider, og deres Brintforbindelser (HF, HCl, HBr, HJ; H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te) ere ogsaa alle Syrer, dog ere de førstes Brintforbindelser (Haloidsyrerne) langt mere udprægede Syrer end de sidstes. Disse Syrer, som ikke indeholde Ilt, kaldes med et gammelt Navn Brintsyrer. Til dem slutte sig et Par andre: H.NC (Cyanbrinte), H_2SiF_6 (Fluorsiliciumbrinte)

og H_2PtCl_6 (Brintplatinchlorid), af hvilke de to sidstes Konstitution endnu er noget omtvistet.

I Modsætning til disse er det store Flertal af Syrer iltholdige. De indeholde deres basiske Brint i Form af Hydroxyl, HO, og kunne defineres som Hydroxylforbindelser (Hydroxyder) af elektronegative Grundstoffer (f. Ex. $\overset{III}{B}$, $\overset{III}{As}$, $\overset{IV}{Si}$, $\overset{IV}{Sn}$) eller elektronegative Radikaler som $(NO_2)^I$, $(SO_2)^{II}$, $(PO)^{III}$, $(CO)^{II}$, hvis Navne findes anførte ovenfor (S. 24). Hydroxylgruppernes Antal (altsaa Syrernes Basicitet) retter sig i første Tilfælde efter Grundstoffet, i sidste Tilfælde efter Radikalernes Valens; men i begge Tilfælde plejer man at kalde den med Hydroxyl forbundne Del af Syren Syreradikalet, uanseet, at dette undertiden er et enkelt Grundstofatom.

At disse Syrer virkelig indeholde deres Brint i Form af Hydroxyl godtgjøres ved 1) at mange af dem kunne ombytte deres Hydroxyl med et tilsvarende Antal Chloratomer, og danne Chlorforbindelse af Syreradikalerne, og 2) at omvendt disse Chlorforbindelser, som hyppigere dannes ad anden Vej, i Berøring med Vand strax danne Chlorbrinte og vedkommende Syre. Saaledes giver

Nitrylchlorid, $NO_2Cl + H_2O = NO_2OH$ (Salpetersyre) $+ HCl$.
Sulfurylchlorid, $SO_2Cl_2 + 2H_2O = SO_2(OH)_2$ (Svovlsyre) $+ 2HCl$.
Chromylchlorid, $CrO_2Cl_2 + 2H_2O = CrO_2(OH)_2$ (Chromsvre) $+ 2HCl$.
Borchlorid, $BCl_3 + 3H_2O = B(OH)_3$ (Borsyre) $+ 3HCl$.
Fosforylchlorid, $POCl_3 + 3H_2O = PO(OH)_3$ (Fosforsyre) $+ 3HCl$.
Siliciumchlorid, $SiCl_4 + 4H_2O = Si(OH)_4$ (Kiselsyre) $+ 4HCl$.

Overalt ombyttes tydelig nok Chloratomerne med et tilsvarende Antal Hydroxylgrupper, og herved opstaa netop de paagjældende Syrer. 3) Flere Syreradikaler kjendes i fri Tilstand og forene sig da hyppig ligefrem med Hydroxyl (Brintoverilte) til vedkommende Syrer f. Ex.

$$\overset{IV}{SO_2} + (OH)_2 = \overset{VI}{SO_2}.(OH)_2; \quad (NO_2)_2 + (OH)_2 = 2NO_2.OH.$$

Baser

ere Forbindelser af Metaller med Hydroxyl f. Ex. $\overset{I}{Na}.OH$ (Natriumhydroxyd), $\overset{II}{Cu}(OH)_2$ (Cupridhydroxyd), $\overset{III}{Bi}(OH)_3$ (Vismuthydroxyd), $(Fe_2)^{VI}(OH)_6$ (Ferridhydroxyd). De ere som oftest uopløselige i Vand; naar de ere opløselige, have de en ludagtig Smag, gjengive det af Syren rødfarvede Lakmus dets blaa Farve og farve det gule Kurkumafarvestof brunt (de reagere alkalisk). Hydroxylgruppernes Antal retter sig efter Metallernes Valens, og herefter benævnes Baserne monovalente, divalente, trivalente osv. At Baserne indeholde deres Brint i Form af Hydroxyl kan let godtgjøres for Baserne af de monovalente Metaller (S. 20) og enkelte andre, thi disse sønderdele Vand saaledes, at Halvdelen af Brinten frigjøres, medens Resten af Vandet (Hydroxyl) forener sig med Metallet f. Ex. Na + H.O.H = H + Na.OH. For de øvrige Baser godtgjøres deres Indhold af Hydroxyl paa lignende Maade som Syrernes, 1) idet Natriumhydroxyd og de dermed analoge omsætte sig saaledes med Chlormetaller, at Chlor og Hydroxyl bytte Plads: $CuCl_2 + 2\ Na.OH = Cu(OH)_2 + 2\ NaCl$; $BiCl_3 + 3\ Na.OH = Bi(OH)_3 + 3\ NaCl$; $Fe_2Cl_6 + 6\ Na.OH = Fe_2(OH)_6 + 6\ NaCl$; 2) ved at flere Metaller ligefrem forene sig med Hydroxyl (Brintoverilte) til Baser f. Ex. $2\ Fe + 3\ (OH)_2 = Fe_2(OH)_6$.

Ligesom de elektronegative Syreradikaler disponere Syrernes Brint til at ombyttes med Metal, saaledes disponere de elektropositive Metalatomer i Baserne disses Brint til at ombyttes med Syreradikal. I begge Tilfælde opstaa Salte. Syrer og Baser ere derfor Forbindelser af modsat chemisk Charakter. Baserne ere elektropositive, og jo mere elektropositivt Metallet er, desto stærkere er Basen; Syrerne ere elektronegative, og jo mere elektronegativt Syreradikalet (eller i Brintsyrerne den med Brint forbundne Del af Syren) er, desto stærkere er Syren. Men ligesom Metaller og Metalloider, i hvilke de samme Grundmod-

sætninger ere tilstede, ikke ere skilte ved skarpe Grændser, saaledes er det samme Tilfældet her. Det tetravalente Tins Hydroxyd, $Sn(OH)_4$, optræder snart som Syre, snart som Base, og det samme finder gjennemgaaende Sted for Hydroxyder af Metaller af højere Valens.

Vand danner en Overgang imellem Syrer og Baser. Som Hydroxyd af den elektropositive Brint er det en Base, hvis Hydroxylbrint let ombyttes med et Syreradikal: $H.OH + NO_2.Cl = H.ONO_2 + HCl$. Som en Brintforbindelse af det negative Radikal Hydroxyl er det en Syre, hvis Brint let ombyttes med Natrium o. l. Syrer kunne derfor betragtes som Salte af Metallet Brint, og Baser som Salte af Syren Vand.

Anhydrider.

I nøje Forbindelse med Iltsyrernes Konstitution som Hydroxyder af Syreradikaler og Basernes som Hydroxyder af Metaller staaer det, at begge Slags Forbindelser have en udpræget Tilbøjelighed til at afgive deres Hydroxylbrint i Form af Vand og saaledes danne Anhydrider (Afvandingsprodukter), at de ogsaa omvendt begge hyppig dannes af slige Anhydrider og Vand, og endelig at Syrer og Baser som chemiske Modsætninger særdeles let forene sig under Dannelse af Vand til Dobbeltanhydrider (Salte). Vi skulle betragte disse forskjellige Slags Anhydrider hver for sig.

Anhydrider af Syrer

ere 1) fuldstændige Syreanhydrider (Metalloidilter), hvor al Hydroxylbrint er gaaet bort i Form af Vand, og som derfor ikke længere ere Syrer f. Ex. $\begin{matrix} NO_2.OH \\ NO_2.OH \end{matrix} - H_2O = \begin{matrix} NO_2 \\ NO_2 \end{matrix}\!\!>\!O$ (Salpetersyreanhydrid; $SO_2.(OH)_2 - H_2O = SO_2{:}O$ (Svovlsyreanhydrid); $2\ PO.(OH)_3 - 3H_2O = (PO)_2O_3$ (Fosforsyreanhydrid); $Si.(OH)_4 - 2\ H_2O = SiO_2$ (Kiselsyreanhydrid).

2) Anhydrosyrer, hvor en Syre, hvis Basicitet er større end 2, har afgivet en Del af sin Hydroxylbrint i Form af Vand; de ere endnu Syrer, men af ringere Basicitet, f. Ex. $PO.(OH)_3 - H_2O = PO_2.OH$ (Metafosforsyre); $Si.(OH)_4 - H_2O = SiO.(OH)_2$ (Metakiselsyre).

3) Kondenserede Anhydrosyrer, hvor to eller flere Mol. af en flerbasisk Syre have forenet sig under Udskillelse af en Del af den samlede Hydroxylbrint i Form af Vand. De ere ligeledes endnu Syrer. F. Ex. $\begin{matrix} HO.SO_2.O|H \\ HO.SO_2.|OH \end{matrix} - H_2O = \begin{matrix} HO.SO_2. \\ HO.SO_2. \end{matrix} O = H_2S_2O_7$ (Pyrosvovlsyre); $\begin{matrix} (HO)_2.PO.O|H \\ (HO)_2.PO.|OH \end{matrix} - H_2O = \begin{matrix} (HO)_2.PO. \\ (HO)_2.PO. \end{matrix} O = H_4P_2O_7$ (Pyrofosforsyre).

Syrer, der let spaltes til fuldstændige Anhydrider og Vand, ere: Kulsyre, Svovlsyrling, Chromsyre, Svovlsyre, Kiselsyre, Tinsyre og Borsyre. Syrer, der let dannes af det fuldstændige Anhydrid og Vand, ere: Salpetersyre, Svovlsyre, Metafosforsyre, Borsyre og Chromsyre. Derimod kunne Kiselsyre, Tinsyre og Kulsyre ikke dannes saaledes.

Da Brintsyrerne ikke indeholde Hydroxyl eller overhovedet Ilt, kunne de ikke for sig danne Anhydrider, men med Iltsyrer kunne de forene sig under Udskillelse af Vand til Dobbeltanhydrider f. Ex. $CrO_2.(OH)_2 + 2\,HCl - 2H_2O = CrO_2.Cl_2$. De fuldstændige Anhydrider af denne Art, som Saltsyren danner, ere identiske med Syreradikalernes Chlorider, der dog sædvanlig fremstilles ad anden Vej. Med Vand sønderdeles de som andre Syreanhydrider, men give samtidig en Iltsyre og en Brintsyre (s. S. 29).

Anhydrider af Baser

ere ligeledes 1) fuldstændige Baseanhydrider (Metalilter), hvor al Hydroxylbrint er gaaet bort i Form af Vand, og som derfor ikke længere ere Baser f. Ex. $2\,NaOH - H_2O = Na_2O$ (Natron); $Ca(OH)_2 - H_2O = CaO$ (Kalk); $2Bi(OH)_3 - 3\,H_2O = Bi_2O_3$ (Vismutilte); $Fe_2.(OH)_6 \div 3\,H_2O = Fe_2O_3$ (Ferridoxyd; Jerntveilte).

2) Anhydrobaser, hvor en Base, som indeholder mere end to Hydroxylgrupper, kun har afgivet en Del af sin Hydroxylbrint i Form af Vand, og som derfor endnu ere Baser, men af ringere Valens f. Ex. $Bi(OH)_3 - H_2O = BiO.OH$ (Bismuthylhydrat); $Fe_2(OH)_6 - H_2O = Fe_2O.(OH)_4$; $Fe_2(OH)_6 - 2H_2O = Fe_2O_2.(OH)_2$.

3) Kondenserede Anhydrobaser, hvor 2 eller flere Molekuler af en polyvalent Base have forenet sig under Udskillelse af en Del af den samlede Hydroxylbrint i Form af Vand. De ere ligeledes endnu Baser f. Ex. $3HO.Pb.OH - 2H_2O = HO.Pb.O.Pb.O.Pb.OH$.

Med enkelte Undtagelser (Hydroxyder af de fleste monovalente Metaller og af Baryum) give alle Baser ved Ophedning fuldstændige Anhydrider og Vand. Ligeledes med enkelte Undtagelser (Ilterne af de monovalente Metaller Baryum, Strontium, Kalcium og Magnium) danne de fuldstændige Baseanhydrider ikke Baser i Berøring med Vand.

Dobbeltanhydrider af Syrer og Baser (Salte).

I Følge den udviklede Opfattelse af Syrer og Baser kunne vi definere et Salt som en Syre, hvis basiske Brint er ombyttet med Metal, eller som en Base, hvis Hydroxylbrint er ombyttet med Syreradikal. Er i en Syre al den basiske Brint ombyttet med Metal, eller i en Base al Hydroxylbrint med Syreradikal, kaldes Saltene normale f. Ex.

Svovlsyre	$H_2.O_2.SO_2$	$Pb.O_2.H_2$	Blyhydroxyd
Normale Sulfater	$K_2.O_2.SO_2$	$Pb.O_2.(NO_2)_2$	Normale Blysalte.
	$Pb^{II}.O_2.SO_2$	$Pb.O_2.SO_2$	
	$(Fe_2)^{VI}(O_2.SO_2)_3$.		

Er i en flerbasisk Syre kun en Del af den basiske Brint ombyttet med Metal, fremkomme Forbindelser, som samtidig ere Syrer og Salte (sure Salte) f. Ex.

$K.O.SO_2.OH$

$Pb^{II}.O.SO_2.OH$
$.O.SO_2.OH$

$Na.O.$
$Na.O.PO$
$H.O.$

Er, ligeledes i en flerbasisk Syre, vel al basisk Brint ombyttet med Metal, men en Del af den med et, en anden Del med et andet Metal, fremkomme Dobbeltsalte f. Ex. $KO.SO_2.ONa$; $\overset{II}{Mg}\begin{matrix}.O.SO_2.OK \\ .O.SO_2.OK\end{matrix}$.

Er i polyvalente Baser kun en Del af Hydroxylbrinten ombyttet med Syreradikal, fremkomme Forbindelser, som samtidig ere Base og Salt (basiske Salte) f. Ex. $HO.Pb.O.NO_2$; $\begin{matrix}HO.Cu.O. \\ HO.Cu.O.\end{matrix}CO$; $\overset{VI.}{Fe}\begin{matrix}(OH)_4 \\ .O_2.SO_2\end{matrix}$ *).

Er, ligeledes i polyvalente Baser, vel al Hydroxylbrint ombyttet med Syreradikal, men en Del af den med et, en anden Del med et andet Syreradikal, saa fremkommer en egen Art Dobbeltsalte f. Ex. $Pb\begin{matrix}.O.NO_2 \\ .O.C_2H_3O\end{matrix}$, der dog ere meget sjældnere end de førstnævnte.

Men saa konseqvente og rigtige disse Definitioner end ere, saa sees det let, at de ikke slaa til helt igjennem. Saltene af Brintsyrerne kunne ikke opfattes som Baser, hvis Brint er ombyttet med Syreradikal. Synspunktet er derfor ikke omfattende nok. Derimod indbefattes alle Salte i Definitionen, naar vi opfatte dem som Dobbeltanhydrider af Syrer og Baser. De kunne nemlig alle tænkes opstaaede og dannes i Virkeligheden ofte ved, at Metallet i Basen bytter Plads med Syrens basiske Brint, saa at denne i Forbindelse med Basens Hydroxyl udskilles i Form af Vand. Vi kalde da den Mængde af en Syre, som indeholder ét basisk Brintatom, 1 Æqvivalent Syre og den Mængde af en Base, som indeholde én Hydroxylgruppe, 1 Æqvivalent Base. Disse Vægtmængder af en Syre og en Base neutralisere hinandens chemiske Modsætninger, og det dannede Salt har hverken Charakter af

---

*) Ogsaa normale Salte af Anhydrobaser f. Ex. det til BiO.OH svarende Nitrat $BiO.O.NO_2$ kaldes sædvanlig basiske Salte, men det sees let, at de ere af en ganske anden Art end de ovennævnte og burde kaldes anhydrobasiske Salte.

Syre eller Base. Opløsningen deraf farver sædvanlig heller ikke hverken rødfarvet Lakmus blaat eller blaat Lakmus rødt. Vi kalde da en Forbindelse, som er dannet af

1 Mol. af en n-basisk Syre + n Æqvivalenter Base – n Mol. Vand et normalt Salt;

1 Mol. af en n-basisk Syre + (n – m) Æqv. Base – (n – m) Mol. Vand et surt Salt;

1 Mol. af en n-valent Base + n Æqv. Syre – n Mol. Vand et normalt Salt;

1 Mol. af en n-valent Base + (n – m) Æqv. ~~Base~~ Syre – (n – m) Mol. Vand et basisk Salt.

Disse Definitioner gjælde baade for Brint- og Iltsyrer og baade for almindelige og for Anhydrosyrer og -Baser.

Endnu skal med Hensyn til Syrer, Baser og Anhydrider blot tilføjes, at der til de iltholdige Forbindelser af disse Grupper svarer parallele svovlholdige (Sulfosyrer, Sulfobaser, Sulfoanhydrider), om hvilke alt det sagte i lige Maade gjælder, kun at Ilt erstattes med Svovl, Hydroxyl med Sulfhydryl (SH), Hydroxyd med Sulfhydrat og Vand med Svovlbrinte.

En fuldt konseqvent Nomenklatur savnes i Chemien. Her skal gives nogle Antydninger af de almindeligst brugte Betegnelser. Brintsyrer betegnes ligefrem Fluorbrinte, Chlorbrinte, Svovlbrinte osv.; deres Salte kaldes Fluorider, Chlorider, Sulfider osv. Iltsyrernes Nomenklatur er mere indviklet, idet samme Grundstof ofte danner flere Iltsyrer. Den mindst iltholdige kaldes da Undersyrling og de følgende efter den stigende Iltmængde: Syrling, Syre, Oversyre. F. Ex.

$HClO$	$HClO_2$	$HClO_3$	$HClO_4$
Chlorundersyrling	Chlorsyrling	Chlorsyre	Chloroversyre

Saltene f. Ex.

$KClO$	$KClO_2$	$KClO_3$	$KClO_4$

kaldes da

Kalium-Hypochlorit	-Chlorit	-Chlorat	-Hyperchlorat eller -Perchlorat.

Sure Salte af 2-basiske Syrer kaldes sædvanlig blot sure Salte, $KHSO_4$ f. Ex. surt Kaliumsulfat. Men er Syren 3-basisk og altsaa kan danne 2 sure Salte f. Ex. KH_2PO_4 og K_2HPO_4, kaldes det, hvori kun 1 Brintatom er ombyttet med Metal, primært, det, hvori 2 Brintatatomer ere ombyttede med Metal, sekundært, altsaa f. Ex. primært Kaliumfosfat, sekundært Kaliumfosfat osv. Metallerne indgaa i Reglen kun med to forskjellige Valenser i Baser og Salte. Den laveste Valens betegnes da med et -o, den højeste med et -id, som forbindes med Stammen i Metallets latinske Navn f. Ex. $\overset{II}{Fe}Cl_2$, Ferrochlorid, $\overset{VI}{Fe_2}.3SO_4$, Ferridsulfat; $(\overset{II}{Cu_2})Cl_2$, Cuprochlorid; $\overset{II}{Cu}(OH)_2$, Cupridhydroxyd; $CuCl_2$, Cupridchlorid. Ofte betegnes dog ogsaa det laveste Chlorid, Bromid, Jodid, Sulfid som Forchlorid osv. eller med Endelsen -ure f. Ex. Kobberforchlorid = Kobberchlorure = Cuprochlorid, det højeste som Tvechlorid osv. eller med Endelsen -id, altsaa Kobbertvechlorid Kobberchlorid = Cupridchlorid. Paa lignende Maade betegnes det lavere Ilte ofte som Forilte eller Oxydul, det højere som Tveilte eller Oxyd, medens Oxyd ellers er den almindelige Betegnelse som et Ilte, f. Ex. FeO, Ferrooxyd = Jernforilte = Jernoxydul; Fe_2O_3, Ferridoxyd = Jerntveilte = Jernoxyd. Men hyppigt danner et Metal en hel Række Ilter, der da i Reglen have forskjellige Navne f. Ex.

MnO	Mn_3O_4	Mn_2O_3	MnO_2
Manganforilte	-Mellemilte	-Tveilte	-Overilte

eller med de fremmede Navne:

Oxydul	Oxyduloxyd	Oxyd	Hyperoxyd.

Lignende Benævnelser anvendes for Metalloidernes Ilter; men Nomenklaturen, er ikke konseqvent saa at man ikke fra et analogt Navn tør slutte til en analog Sammensætning.

At Iltsyrer og Baser saa hyppig spaltes til Vand og Anhydrid og saa ofte kunne gjendannes af disse, har man tidlig været opmærksom paa og paa Grund heraf betragtet Iltsyrer og Baser som Forbindelser af Anhydrid og Vand,

Svovlsyre altsaa som SO_3,H_2O (Svovlsyrehydrat), Kalciumhydroxyd som CaO,H_2O (Kalkhydrat). Naar saadanne to Forbindelser forenede sig til et Salt, antog man da, at Vandet blot udskiltes, og betragtede Saltet som en Forbindelse af de to Anhydrider, altsaa som SO_3,CaO, der i Overensstemmelse hermed kaldtes svovlsur Kalk. Denne Anskuelse, i Følge hvilken Saltene ogsaa vare Dobbeltanhydrider af Syrer og Baser, maatte dog medføre, at Brintsyrerne betragtedes som noget ganske forskjelligt fra Iltsyrerne, og er derfor forladt, men den tilsvarende Nomenklatur benyttes endnu hyppig og skal ogsaa i den specielle Del nævnes ved Siden af den nu almindelige, bl. a. tillige, fordi den ret tydelig betegner Forskjellen mellem saadanne Forbindelser, hvori samme Metal optræder med forskjellig Valens: Jernforiltesalte (svovlsurt Jernforilte osv) ere saadanne Jernsalte, hvori Jernet har samme Gyldighed som i Jernforilte, $\overset{II}{Fe}O$; Jerntveiltesalte (svovlsurt Jerntveilte osv.) saadanne, hvori Jernet har samme Valens som i Jerntveilte $(\overset{VI}{Fe_2})O_3$.

III. Den chemiske Forbindelses Dannelse og Sønderdeling.

Den chemiske Forbindelse dannes ved den chemiske Proces ɔ: en Omsætning mellem forskjelligartede Molekuler, hvorved disses Atomer lejre sig paa en anden Maade, eller sjældnere en Omlejring af Atomerne indenfor samme Molekule (sml. S. 18). Dannelse og Sønderdeling kunne derfor ikke skarpt sondres, thi ét Molekules Dannelse er altid ledsaget af et andets Sønderdeling. Da det er selve Molekulerne, altsaa de mindste Smaadele af Legemerne, der ved den chemiske Proces komme i Vexelvirkning, saa fremskyndes og lettes Omsætningen ved, at Stofferne have saa mange Berøringspunkter som mulig. Derfor anvendes sædvanlig det ene eller alle Stofferne i flydende eller luft-

formig Tilstand, hvori en homogen Blanding er mulig, og den flydende Tilstand kan da enten fremkaldes ved de faste Legemers Smeltning eller ved de faste eller luftformige Legemers Opløsning (i Almindelighed i Vand). Allerede heraf følger, at en højere Temperatur, hvorved Legemerne smelte eller fordampe, kan lette Omsætningen. Men selv om to Forbindelser eller Grundstoffer begge ere i flydende eller luftformig Tilstand, behøves ofte en ydre Indvirkning til at indlede Processen. Thi Molekulerne maa altid tænkes i Besiddelse af en vis Modstandsevne mod Forandringer, en vis Ligevægtstilstand, som kan være meget lidt stabil, men som dog ikke rokkes uden et ydre Anstød. Kun saaledes kan man forstaa, at Forbindelser, hvis Bestanddele meget let kunde omsætte sig til langt bestandigere Forbindelser, dog kunne bestaa, ja at selv luftformige Stoffer, som have saa stor Tilbøjelighed til at forene sig som Ilt og Brint, Chlor og Brint, dog kunne blandes uden Forandring. Dette ydre Anstød fremkaldes hyppigst ved lokal Opvarmning. Molekulerne maa nemlig altid tænkes i Bevægelse, og Molekulernes Bevægelsesenergi er netop det, vi kalde Varme. Forøges Temperaturen, saa stiger Molekulernes Bevægelsesenergi, de støde hyppigere sammen, og deres oprindelige Ligevægtstilstand rokkes tilsidst. Er herved Omsætningen imellem dem først begyndt, saa fortsættes den ved den ved den chemiske Proces udviklede Varme. Lys og Elektricitet kunne ofte erstatte Varmen; ved meget ubestandige Forbindelser er endog en simpel mechanisk Virkning som Stød eller Slag nok til at indlede den chemiske Omsætning. Ofte paavirke Stofferne slet ikke eller kun i ringe Grad hinanden i fri Tilstand (som Molekuler), men kun i det Øjeblik det ene eller det andet udskilles af en Forbindelse *(in statu nascendi)*, altsaa rimeligvis i en Overgangstilstand mellem Molekuler og Atomer. Det er især Ilt, Brint og Chlor, hvis intensivere Virkning i Udskillelsesøjeblikket hyppig er meget paafaldende. Undertiden lettes Omsætningen betydeligt ved den blotte Tilstedeværelse af et Stof, der ikke selv synes at deltage i

Processen. Saadanne Kontaktvirkninger fremkaldes især af porøse Legemer (Platinsvamp, visse Arter af Kul) og bero her ofte paa, at disse Legemer paa Grund af deres store Overflade fortætte eller endog fordraabe Luftarter. I andre Tilfælde bero Kontaktvirkningerne sikkert paa en forbigaaende Dannelse af en ubestandig Forbindelse.

Men om end Varme, Lys og andre Forhold saaledes kunne give Stødet til den chemiske Proces, saa fremkaldes den og bestemmes dens Retning dog væsentlig ved Affiniteten eller den ejendommelige Tilbøjelighed, Atomer og Atomgrupper have til at forene sig. Om dennes Grundvæsen have vi næppe en Gang usikre Formodninger, men det synes vist, at den er en Form af Energi, som i visse Maader minder om Varmen. Det særlig ejendommelige for Varmen er, at den, ved altid at strømme fra det varmere Legeme til det koldere, bestandig tilstræber en Udjævning af Temperaturforskjelle, og ganske paa samme Maade kan det siges, at Affiniteten altid tilstræber at udjævne chemiske Modsætninger og, ved saa vidt mulig at bringe de modsatte (elektropositive og elektronegative) Bestanddele af Molekulerne i Ligevægt under de forhaandenværende Forhold, at fremkalde den Tilstand, man kalder Neutralitet. Affinitetens Virkninger reguleres ved, at Molekulerne have en ret betydelig Modstandsevne mod dybere gaaende Sønderdelinger, som er nærmere begrundet i, at Grundstofatomerne vise en vis Utilbøjelighed til at skifte Valens. Heraf bliver Følgen, at Omsætningen i Reglen begrændses til, at en eller flere Bestanddele af det ene Molekule bytte Plads med en eller flere tilsvarende og æqvivalente Bestanddele af det andet, saa at Forbindelserne før og efter Processen vise en analog Sammensætning, og Processen kan udtrykkes ved en symmetrisk Ligning. Saadanne Processer kaldes Dobbeltdekompositioner, og at de ere saa overvejende hyppige, ligger i, at her sædvanlig dobbelte Affiniteter ere virksomme. Naar et Molekule AB omsætter sig med et andet $A'B'$, saaledes at der dannes to nye Molekuler AB' og $A'B$,

saa fremkaldes Omsætningen i Reglen baade ved, at A har Affinitet til B', og ved, at A' har Affinitet til B; men dette er netop den almindelige Formel for en Dobbeltdekomposition. Undertiden er Affiniteten mellem A og B' saa stærk, at herved A' og B, som ellers ingen Tilbøjelighed havde til at forene sig, men som her paavirke hinanden saa at sige *in statu nascendi*, bringes til at forbinde sig med hinanden. Saaledes i Exemplerne: $Cl_2 + Na.OH = Cl.OH + NaCl$ eller $\begin{matrix} Cl.Cl \\ Cl.Cl \end{matrix} + HgO = \begin{matrix} Cl. \\ Cl. \end{matrix}O + HgCl_2$, hvor det aabenbart er de stærke Affiniteter mellem Natrium og Chlor og Kvægsølv og Chlor, som bringe Processen til at gaa for sig i den angivne Retning. Ogsaa paa anden Maade kunne dobbelte Affiniteter fremkalde en chemisk Proces, idet en Forbindelse AB kan omsætte sig med to særskilte Stoffer C og D, hvoraf C har Affinitet til A og D til B. Saaledes sønderdeles Siliciumdioxyd, SiO_2, ikke hverken af Kulstof eller af Chlor, men paavirkes det af dem begge samtidig ved Glødhede, saa dannes Chlorsilicium, idet Silicium forener sig med Chlor, Ilt med Kulstof: $SiO_2 + 2C + 2Cl_2 = SiCl_4 + 2CO$.

Virke Grundstoffer af modsat Natur paa hinanden, f. Ex. $H_2 + Cl_2 = HCl + HCl$, er den Symmetri, som er charakteristisk for Dobbeltdekompositionen, dog kun rent formel, idet Chlorbrintemolekulerne vel ere byggede paa lignende Maade som Brint- og Chlormolekulerne, men netop fordi de chemiske Modsætninger ere udjævnede, er Chlorbrintens Charakter aldeles forskjellig baade fra Brintens og Chlorets. Men saasnart der i et af de oprindelige Molekuler gjør sig en chemisk Modsætning gjældende, faaer Symmetrien en mere reel Charakter. Saaledes allerede i Processen: $HCl + K.OH = KCl + H.OH$. Idet HCl kan betragtes som et Salt af Metallet Brint og H.OH som en Base af Metallet Brint, vise Forbindelserne før og efter Processen Overensstemmelse i deres chemiske Charakter. Jo stærkere Modsætningerne findes udtrykt i de oprindelige Molekuler, desto mere udpræget bliver Sym-

metrien mellem dem og Slutningsprodukterne. Stærkest fremtræder Modsætningen hos Salte, idet her paa den ene Side haves et elektropositivt Metalatom, paa den anden Side et stærkt elektronegativt Atom (Chlor, Brom osv.) eller Atomgruppe (NO_3, SO_4 osv.), og ved alle Dobbeltdekompositioner, hvori det ene Led er et Salt, viser det sig gjennemgaaende, at efter Processen ligeledes det ene Led er et Salt, medens det andet netop har samme Charakter som den Forbindelse, der virkede paa Saltet. Her er Symmetrien da reel. Men heraf følger, at man for af et Salt at udskille en Syre maa anvende en anden Syre:

$$2\,NaCl + H_2SO_4 = 2\,HCl + Na_2SO_4;$$
$$NaNO_3 + H_2SO_4 = HNO_3 + NaHSO_4;$$

for at udskille en Base maa der anvendes en anden Base:

$$Fe_2Cl_6 + 6\,NaOH = 6\,NaCl + Fe_2(OH)_6;$$

for at udskille et Metal maa der anvendes et andet Metal (eller Brint):

$$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu;$$
$$Ag_2Cl_2 + H_2 = 2\,HCl + Ag_2;$$

for at udskille et Salt maa der anvendes et andet Salt:

$$Ag_2N_2O_6 + 2\,NaCl = 2\,NaNO_3 + Ag_2Cl_2;$$

for at udskille et halogent Stof maa i Reglen anvendes et andet:

$$2\,KJ + Cl_2 = 2\,KCl + J_2;$$
$$2\,HClO_3 + J_2 = 2\,HJO_3 + Cl_2;$$

for at udskille et Svovlmetal maa der anvendes et andet Svovlmetal (eller Svovlbrinte):

$$ZnSO_4 + Na_2S = Na_2SO_4 + ZnS;$$
$$HgCl_2 + H_2S = 2\,HCl + HgS;$$

for at udskille et Syreanhydrid maa der anvendes et andet Syreanhydrid:

$$Na_2CO_3 + SiO_2 = Na_2SiO_3 + CO_2 \text{ osv.}$$

Men undertiden foregaaer der Sidevirkninger, som gjøre den simple Proces mere indviklet. Herpaa skal der i den specielle Del nævnes ikke faa Exempler.

Skifter et Grundstofatom Valens ved en chemisk Proces, saaledes som det oftest er Tilfældet, naar en Forbindelse optager flere elektronegative Bestanddele (Iltningsprocesser) eller afgiver saadanne (Reduktionsprocesser), saa gjælde Reglerne for Dobbeltdekompositioner ikke, idet den Modstandsevne hos Molekulerne mod dybere gaaende Sønderdelinger, hvorpaa Dobbeltdekompositionen beroer, her netop brydes. Men ogsaa i saadanne Tilfælde er det ofte tydelig nok netop Bestræbelsen efter Neutralitet, der foranlediger, at Atomet skifter Valens. Opvarmes Manganoverilte, $\overset{IV}{Mn}O_2$, med Svovlsyre, udvikles Ilt og dannes Mangansulfat, idet: $MnO_2 + H_2SO_4 = \overset{II}{Mn}SO_4 + H_2O + O$; smeltes det derimod med Kaliumhydroxyd i Luften, optages Ilt og dannes Kaliummanganat, idet: $\overset{IV}{Mn}O_2 + 2KOH + O = K_2\overset{VI}{Mn}O_4 + H_2O$. I første Tilfælde bliver Manganet altsaa divalent, i sidste hexavalent, men i begge dannes de neutrale Forbindelser, som bedst svare til de forhaanden værende Forhold.

Processer, der gaa i to modsatte Retninger.

Paa den Retning, i hvilken den chemiske Proces gaaer for sig, have de forhaanden værende Forhold en væsentlig Indflydelse. Under forandrede Forhold kan Processen gaa lige i modsat Retning. En Faktor, som i denne Henseende har afgjørende Betydning, er Varmen. Allerede naar vi anvende en Opvarmning til at indlede den chemiske Omsætning, virker Varmen til at løsne Molekulernes Sammenhæng, altsaa *mod* Affiniteten; og dette er det almindelige Tilfælde. Selv en saa bestandig Forbindelse som Vand sønderdeles i sine Bestanddele ved tilstrækkelig høj Temperatur. Ved 3000°, den højeste Temperatur, som antages at være naaet, ere omtrent $^2/_3$ af Vandmolekulerne spaltede til Brint- og Iltmolekuler, men Sønderdelingen begynder

allerede ved 1000°. Det vil da indsees, at ved en bestemt høj Temp. f. Ex. 2000° er Vanddamp tildels sønderdelt i sine Bestanddele; formindskes Temperaturen, vil Processen gaa i den Retning, at Brint- og Iltmolekuler omsætte sig til Vandmolekuler; forhøjes derimod Temperaturen, vil Processen gaa i den modsatte Retning, idet nu Vandmolekulerne omsætte sig til Brint- og Iltmolekuler. Vi maa da tænke os Forholdene i Vanddamp ved 2000° som en bevægelig Ligevægtstilstand, hvor i hver Tidsenhed lige mange Vandmolekuler sønderdeles og dannes. En saadan Proces, som ved Opvarmning eller Afkøling gaaer i modsatte Retninger, kaldes en Dissociation, og det sees let, at om den skal gaa i den ene eller den anden Retning, beroer paa en ganske ringe Temperaturforandring.

Ganske anderledes bliver Forholdet, naar Varmen, som det ogsaa undertiden skeer, virker i samme Retning som Affiniteten. Da have vi en simpel Sønderdeling, og Bestanddelene have ingen Tilbøjelighed til at forene sig ved Afkøling. Saaledes, naar Kaliumchlorat spaltes til Chlorkalium og Ilt, Ammoniumnitrat til Kvælstofforilte og Vand ($NH_4.NO_3 = N_2O + 2H_2O$).

For nu nærmere at lære den egentlige Dissociation at kjende, ville vi betragte et af de simplest mulige Tilfælde, hvor kun det ene Sønderdelingsprodukt er luftformigt. Natrium og Brint forene sig ved omtr. 300° til en Forbindelse, NaH_2, som ligner Natrium, men har stærkere Glands og lavere Smeltepunkt, og som ogsaa kan krystallisere. Under almindeligt Tryk forandres denne Forbindelse ikke ved Ophedning i Brint før over 300°. Ophedes den derimod til 340°, saa afgiver den Brint, indtil dennes Spænding naaer 40 Mm. Kvægsølvtryk. Da hører Sønderdelingen op. Fjernes Brinten ved en Luftpumpe, udvikler Forbindelsen paa ny Brint, indtil denne har naaet samme Spænding som før, og saaledes fremdeles, indtil Forbindelsen har afgivet al Brint. Ledes omvendt Brint til den delvis sønderdelte Forbindelse ved samme

Temperatur 340°, saa optages Brint, indtil dennes Spænding er sunken til 40 Mm., og dette gjentager sig, indtil alt frit Natrium er omdannet til Forbindelsen. Denne Spænding, Dissociationsspændingen, er uafhængig af Mængden af det dissociable Stof; den er konstant for samme Temperatur, men voxer og aftager med Temperaturen; ved 330° er den f. Ex. for Natriumbrinte = 28 Mm., ved 422° 760 Mm., og ved sidstnævnte Temp. kan Forbindelsen derfor først dannes ved et Tryk større end Atmosfærens. Ved at forandre Temperaturen ved konstant Tryk eller Trykket ved konstant Temperatur kan man derfor vilkaarlig fremkalde Forbindelsens Dannelse eller Sønderdeling og bringe den chemiske Proces til at gaa i den ene eller den modsatte Retning. Forholdet er fuldstændigt analogt med Fordampning af en Vædske, hvor man ligeledes ved at forandre Temperaturen ved konstant Tryk eller Trykket ved konstant Temperatur vilkaarlig fremkalder Fordampning eller Fordraabning. Dampspændingen svarer til Dissociationsspændingen, voxer som den med Temperaturen og er som den uafhængig af Mængden af den fordampende Vædske. Ved konstant Tryk og konstant Temperatur indtræder i begge Tilfælde en Ligevægtstilstand, hvor ved Dissociationen lige mange Molekuler af Forbindelsen dannes og sønderdeles, ved Fordampningen lige saa mange Molekuler løsrive sig fra Overfladen, som der opfanges af denne.

Ligheden mellem Dissociation og Fordampning er saa stor, at naar alle Dissociationsprodukter ere luftformige, er det ikke let at skjelne Dissociationen fra en virkelig Fordampning. Dette er f. Ex. Tilfældet med Salmiak, NH_4Cl, som begynder at dissocieres ved omtr. 200° og herved spaltes til Ammoniak og Chlorbrinte. Ved omtr. 340° er Dissociationsspændingen (ɔ: Summen af de Tryk, Ammoniaken og Chlorbrinten udøve) lig Atmosfærens, og Salmiakens Dissociation har derfor her fuldstændig Charakter af en Kogning og er i Virkeligheden i lang Tid bleven opfattet som en saadan. Men man kan paavise, at den

tilsyneladende uforandrede Salmiakdamp er en Blanding af lige Rumfang Ammoniak og Chlorbrinte. Dels er Ammoniakens Damptæthed ikke en Gang halvt saa stor som Chlorbrintens, og den første diffunderer derfor meget lettere gjennem porøse Vægge end den sidste; i den tilsyneladende homogene Salmiakdamp kunne de virkelige Bestanddele da let skilles ved Diffusion. Men dernæst er det klart, at naar et Molekule som NH_4Cl, der i Dampform skulde indtage samme Rum som to Vægtdele Brint, er spaltet til to Molekuler ($NH_3 + HCl$), som hvert for sig indtage samme Rumfang, saa maa Damptætheden nødvendig kun findes halv saa stor, som den skulde efter Avogadro's Lov. Dette er nu netop ogsaa Tilfældet baade med Salmiak og med en Del andre Forbindelser, som derfor vise hvad man kalder abnorme Damptætheder. Men overalt har man med Sikkerhed eftervist, at ved den Temp., hvorved Damptæthedsbestemmelsen er sket og har maattet skee, er Forbindelsen dissocieret. De vigtigste Stoffer, som vise abnorm Damptæthed, ere:

Salmiak, NH_4Cl,	som dissocieres til:	$NH_3 + HCl$
Svovlsyre, H_2SO_4,	— —	$H_2O + SO_3$
Fosforchlorid, PCl_5,	— —	$PCl_3 + Cl_2$
Ammoniumsulfhydrat, $NH_4.SH$,	— —	$NH_3 + H_2S$
Mercurochlorid, Hg_2Cl_2,	— —	$HgCl_2 + Hg$
Salpeterundersyre, N_2O_4,	— —	$NO_2 + NO_2$

I alle disse Tilfælde dissocieres Molekulet til 2 andre, og Damptætheden findes derfor i den fuldt dissocierede Forbindelse halvt saa stor som den normale. Men man har ogsaa Dissociationer, hvor Molekulet spaltes i 3 andre, og hvor derfor Damptætheden kun er $^1/_3$ af den virkelige, f. Ex. Ammoniumsulfid, $(NH_4)_2S = 2NH_3 + H_2S$; Ammoniumkarbaminat, $NH_4.O.CO.NH_2 = 2NH_3 + CO_2$.

Dissociation finder ikke blot Sted ved høj Temperatur (Ammoniumsulfhydrat begynder f. Ex. allerede at dissocieres under 0 °) eller i saadanne Tilfælde, hvor et af eller alle Produkterne ere Luftarter. Ikke faa Salte dis-

socieres af Vand. Saaledes sønderdeles det hvide normale Merkuridsulfat strax af Vand af 12 ° til et gult anhydrobasisk Salt og Svovlsyre, indtil Vædsken indeholder 67 Gr. Svovlsyre i 1 Lit. Da ophører Dissociationen, og der indtræder en bevægelig Ligevægtstilstand mellem to modsatte Reaktioner, idet nu lige mange Molekuler af det normale Sulfat sønderdeles og gjendannes. Fortyndes Vædsken med Vand, saa sønderdeles det normale Sulfat; tilføjes mere Svovlsyre, saa gjendannes det af det basiske Salt og Syren, indtil i begge Tilfælde samme Ligevægtstilstand er indtraadt. Procentindholdet af Svovlsyre svarer her til Dissociationsspændingen: begge voxe med Temperaturen, men have en for samme Temp. konstant Størrelse.

Da Dissociationsspændingen i Tilfælde, hvor alle Produkterne ere dampformige, er lig Summen af disse Dampes Tryk, vil Processen naturligvis gaa i modsat Retning, naar man ved konstant Temp. tilfører en Blanding af disse Dampe i det rette Forhold. Men det samme skeer ved blot at tilføre en af de Bestanddele, der dannes ved Dissociationen. Saaledes kan Fosforchloridets Dissociation ved Tilblanding af et af Spaltingsprodukterne, Fosforchlorure, PCl_3, formindskes saa stærkt, at den næppe er kjendelig, naar Damptætheden bestemmes ved 180 °, medens ellers henved Halvdelen af Forbindelsen er dissocieret ved denne Temp. Dette er let forstaaeligt. Tænke vi os Fosforchloriddamp opvarmet i et lukket Kar til en bestemt Temp., saa vil i hver Tidsenhed et vist Antal Molekuler spaltes til $PCl_3 + Cl_2$. Herved blive disse luftformige Bestanddeles Tryk og altsaa Tæthed stadig større, men samtidig støde deres Molekuler hyppigere paa hinanden og forene sig, indtil, naar Dissociationsspændingen er naaet, netop lige mange Mol. PCl_5 dannes og sønderdeles i hver Tidsenhed. Forøges nu Mængden af Fosforchlorure, saa have de forhaandenværende Chlormolekuler større Lejlighed til at forene sig dermed. Ved en passende Mængde Fosforchlorure ville de frie Chlormolekuler næsten øjeblikkelig bindes, og det hele faa Udseende af, at der slet ingen Dissociation fore-

gaaer. — Fjerner man omvendt en af Bestanddelene, vil Dissociationen begynde paa ny, indtil der igjen er opnaaet Ligevægt, og vedbliver man at fjerne denne Bestanddel, bliver Sønderdelingen tilsidst fuldstændig. Saaledes, naar man lader Salmiakens Dissociation foregaa i Nærværelse af brændt Kalk, som stadig optager Chlorbrinten.

Vi have for større Tydeligheds Skyld betragtet Dissociationen som en Spaltning i og Gjendannelse af Bestanddelene, men den kan med samme Ret betragtes som en Omsætning, der efter Omstændighederne gaaer i forskjellige Retninger, og Lovene for Dissociationen gjælde fuldstændig for saadanne Omsætninger. Overalt finder man, at naar der tilføres et af Omsætningsprodukterne, gaaer Processen i den Retning, hvori dette forbruges eller sønderdeles, fjerner man et af Omsætningsprodukterne, gaaer Processen i den Retning, i hvilken dette Produkt dannes. Omsætningens Retning afhænger altsaa af det Antal Molekuler af Omsætningsprodukterne, der findes i Rumfangsenheden, altsaa for luftformige Stoffer af Trykket, for opløste af Koncentrationen, hvorimod faste Stoffer, hvis Tæthed ikke afhænger af deres relative Mængde, ikke have Indflydelse paa Omsætningens Retning.

De Tilfælde, hvor Retningen af den chemiske Proces bestemmes af disse Forhold (reciproke Processer), ere nu saa talrige, at de omfatte det langt overvejende Antal af chemiske Omsætninger, og vi maa derfor nøjes med at anføre nogle særlig charakteristiske Exempler.

Ledes Brint over ophedet Jernmellemilte, saa dannes Vand og metallisk Jern; ledes omvendt Vanddamp over metallisk Jern ved samme Temp., saa dannes Brint og Jernmellemilte. Begge Processer udtrykkes ved Ligningen $Fe_3O_4 + 4H_2 \rightleftarrows 3Fe + 4H_2O$, hvor Tegnet $\rightleftarrows$ betegner, at Processen efter Omstændighederne gaaer i forskjellig Retning. Man maa altsaa kunne, og man kan ogsaa opvarme Jern eller Jernmellemilte med en saadan Blanding af Vanddamp og Brint, at der tilsyneladende intet foregaaer. I dette Tilfælde haves en Ligevægts-

tilstand, hvor der er lige mange Vandmolekuler, som omsætte sig med Jern til Jernilte og Brint, og Brintmolekuler, som omsætte sig med Jernilte til Jern og Vanddamp. Forøges nu Brintmængden, saa vil Omsætningen gaa i den Retning, at der dannes Jern og Vanddamp, og fjernes denne sidste stadig, vil alt Jernilte reduceres til Jern. Forøges omvendt Mængden af Vanddamp, vil Processen gaa i modsat Retning, og fjernes stadig den dannede Brint, vil alt Jern iltes.

Opvarmes fældet Baryumsulfat med en Opløsning af Kaliumkarbonat eller fældet Baryumkarbonat med en Opløsning af Kaliumsulfat, saa faaes i begge Tilfælde en Ligevægtstilstand mellem to modsatte Processer: $BaSO_4 + K_2CO_3 \rightleftarrows K_2SO_4 + BaCO_3$. Forøges den relative Mængde af Kaliumkarbonat, gaaer Processen til højre, forøges Kaliumsulfatet, gaaer den til venstre.

Koges Kalciumhydroxyd med opløst Natriumkarbonat, eller Kalciumkarbonat med opløst Natriumhydroxyd, indtræder ligeledes en Ligevægtstilstand mellem to modsatte Processer: $Ca(OH)_2 + Na_2CO_3 \rightleftarrows 2Na(OH) + CaCO_3$. Forøges Mængden af Natriumhydroxyd, gaaer Processen til venstre, fortyndes Opløsningen med Vand, gaaer den til højre.

En koncentreret Opløsning af Jodbrinte reducerer konc. Svovlsyre til Svovlsyrling under Dannelse af Vand og Udskillelse af Jod. En fortyndet Opløsning af Svovlsyrling iltes derimod af Jod paa Vandets Bekostning, saa at der dannes Jodbrinte og Svovlsyre. Ved en passende Koncentration vil da haves Ligevægtstilstanden: $H_2SO_4 + 2HJ \rightleftarrows H_2SO_3 + H_2O + J_2$; og her vil ved Tilsætning af konc. Svovlsyre eller Tilledning af Jodbrinte Processen gaa til højre, ved Fortynding med Vand vil den gaa til venstre.

Overalt, hvor ved en Omsætning et af Omsætningsprodukterne er uopløseligt i den forhaanden værende Vædske og saaledes stadig udskilles (fjernes), vil Omsætningen gaa i den Retning, hvori dette Produkt dannes, og tilsidst

blive fuldstændig. Overalt, hvor et af Omsætningsprodukterne er flygtigt under de forhaanden værende Forhold, vil dette ligeledes fjernes, og Omsætningen blive fuldstændig i denne Retning. Disse to Tilfælde omfatte de allerfleste almindelige Dobbeltdekompositioner.

Men selv i ganske fortyndede Opløsninger af Stoffer, der under disse Forhold ikke kunne omsætte sig med hinanden under Dannelse af uopløselige eller flygtige Forbindelser, har man kunnet eftervise, at en Omsætning alligevel finder Sted, at der indtræder en Ligevægtstilstand, og at de samme Love gjælde. Naar saaledes i ganske fortyndede Opløsninger 1 Mol. Svovlsyre blandes med 2 Mol. Chlornatrium eller 2 Mol. Chlorbrinte med 1 Mol. Natriumsulfat, saa indtræder i begge Tilfælde en Ligevægtstilstand: $Na_2SO_4 + 2\,HCl \rightleftarrows H_2SO_4 + 2\,NaCl$, idet man har kunnet eftervise, at der i begge Tilfælde findes baade Na_2SO_4, NaCl, H_2SO_4 og HCl i Opløsninger i de samme, ganske bestemte Forhold (se S. 54). Forøges Saltsyremængden, gaaer Processen videre til højre, forøges Svovlsyremængden, gaaer Processen videre til venstre, og inddampes Opløsningen, saa at Saltsyren, der er langt flygtigere end Svovlsyren, kan fordampe, saa fortsætter Processen sig som sædvanlig i den Retning, i hvilken det Sønderdelingsprodukt, der fjernes, dannes, og bliver tilsidst fuldstændig fra højre til venstre.

Om Varmetoningen ved den chemiske Proces.

Naar den chemiske Forbindelses Dannelse altid er ledsaget af en Varmetoning, som altid er den samme for den samme Forbindelse og i Reglen er en Varmeudvikling, og naar Bestanddelene i Forbindelsen have ganske andre Egenskaber, end før de forenede sig (S. 3), saa ligger det nær at sammenligne disse to Forhold, som staa i den nøjeste indbyrdes Sammenhæng, med hvad der gaaer for sig ved et flydende Legemes Overgang til fast; thi ogsaa

her skeer en ganske bestemt Varmeudvikling, og Legemet har ganske andre Egenskaber efter end før Overgangen. Lade vi 1 Gr. Vand af 0^0 fryse til Is af samme Temperatur, saa udvikles 80 Varmeenheder (Kalorier), idet vi ved 1 Kalori (1^c) forstaa den Mængde Varme, som medgaaer til at opvarme 1 Gr. Vand 1^0. Vi kunne altsaa sætte 1 Gr. Vand = 1 Gr. Is + 80^c. Men samtidig med denne Varmeudvikling har Vandet ganske skiftet Natur; dets frit bevægelige Molekuler have standset deres Bevægelse imellem hinanden og foretage nu kun korte Svingninger om bestemte Ligevægtspunkter. Tilføre vi nu atter Isen 80^c, saa antage Molekulerne, uden at Temperaturen forandres, igjen deres oprindelige Bevægelse. Ganske saaledes er nu Forholdet ved den chemiske Forbindelses Dannelse. 1 Grammolekule Brint og 1 Grammol. Chlor forene sig til 2 Grammol. Chlorbrinte, idet $H_2 + Cl_2 = HCl + HCl + 44000^c$. Herved forandres Molekulernes Egenskaber fuldstændig, saa at de end ikke minde om de oprindelige, men ved atter at tilføre de 2 Grammol. Chlorbrinte 44000^c f. Ex. i Form af Elektricitet gjendannes Brint og Chlor med alle deres oprindelige Egenskaber. Det ligger da nær at antage, at disse parallele Fænomener have en analog Grund, at Atomerne i Brint- og i Chlormolekulerne ikke ere i Stilstand, men i en meget hurtig, lovbunden Bevægelse, hvis Natur vi ganske vist ikke kjende (saa lidt som vi kjende Molekulernes Bevægelse i det flydende Vand), men hvoraf vi maa antage, at alle Brintens og Chlorets Egenskaber som saadanne ere afhængige; at denne Atombevægelse i det Øjeblik, da Brint- og Chlormolekulerne omsætte sig til Chlorbrintemolekuler, i høj Grad hæmmes, og at dette er Anledning baade til den iagttagne betydelige Varmeudvikling og til de ganske forandrede Egenskaber. Tilføres igjen den udviklede Varmemængde (den tabte Energi), saa gjendannes de oprindelige Molekuler, idet den oprindelige (langt intensivere) Atombevægelse paa ny indtræder, og Brint- og Chlormolekulerne vise sig igjen med deres oprindelige Egenskaber.

Have de Molekuler, der omsætte sig ved en chemisk Proces, en Energimængde E_1, Omsætningsprodukterne en Energimængde E_2, saa er den udviklede Varme $Q = E_1 - E_2$ et Maal for Energiforskjellen mellem Begyndelses- og Slutningstilstanden. Heraf følger $E_1 = E_2 + Q$. Vil man altsaa udføre den modsatte Proces og gjendanne de oprindelige Molekuler, saa maa man tilføre Omsætningsprodukterne netop den samme Mængde Energi Q (i Form af Varme, Elektricitet o. l.), som udvikledes ved Processen (Lavoisier's og Laplace's Lov). Af Ligningen $Q = E_1 - E_2$ følger endvidere, at den Varmeudvikling, der finder Sted, naar et givet System af Molekuler omsætter sig til et andet, kun er afhængig af Begyndelses- og Slutningstilstanden og altsaa er ganske den samme, paa hvad Maade Omsætningen skeer, og hvilke Mellemled der dannes (Hess's Lov). Herved bliver det muligt at bestemme Varmetoninger, som vanskeligt eller slet ikke lade sig bestemme direkte. Saaledes vil Varmeudviklingen ved Kulsyrens Dannelse blive den samme, enten vi først forbrænde fast Kulstof til Kulilte ($C + O = CO$) og denne igjen til Kulsyre ($CO + O = CO_2$), eller vi direkte forbrænde fast Kulstof til Kulsyre ($C + O_2 = CO_2$). Betegnes nu Varmetoningen ved Dannelse af et Grammolekule Kulilte af fast Kulstof og Ilt ved (C,O), Varmetoningen ved Kulsyrens Dannelse af de samme Bestanddele ved (C,O_2) og endelig Varmetoningen ved Kulsyrens Dannelse af Kulilte og Ilt ved (CO,O), saa haves: $(C,O) + (CO,O) = (C,O_2)$. Da nu (C,O_2) er fundet = 96960 c og (CO,O) er fundet = 67960 c, saa bliver (C,O), som ikke vel lader sig bestemme direkte, = 29000 c. Ligeledes vil Varmeudviklingen blive den samme, om vi først forene Kulstof og Brint til CH_4 (Methan) og derpaa forbrænde denne Kulbrinte, eller vi direkte forbrænde den deri indeholdte Mængde Kulstof og Brint. Altsaa med samme Betegnelsesmaade som før:

$$(C,H_4) + (CH_4, O_4) = (C,O_2) + 2\,(H_2,O).$$

Da nu Forbrændingsvarmen af et Grammol. CH_4 er 211930 c, Varmetoningen ved Kulsyrens Dannelse af sine Bestanddele

som før $= 96960^c$ og Vandets Dannelsesvarme $= 68360^c$, saa findes $(C,H_4) = 96960 + 2 \times 68360 - 211930 = 21750^c$.

Hele den omfattende Videnskab om Varmetoningen ved de chemiske Processer (Thermochemi) er væsentlig udviklet af J. Thomsen og Berthelot.

Processer, der foregaa under Varmeudvikling, kaldes exothermiske, Processer, der skee under Varmeabsorption, endothermiske. Ved de første ville Omsætningsprodukterne indeholde mindre Energi end de oprindelige og derfor i Reglen være mere bestandige end disse, ved de sidste vil det omvendte være Tilfældet. Endothermiske Forbindelser sønderdeles under Varmeudvikling og ere endog ikke sjældent explosive. Slige Forbindelser, som indeholde mere Energi end deres Bestanddele, ville ikke kunne dannes af disse, med mindre der udefra tilføres den manglende Energi. De dannes derfor hyppigst ved Processer, ved hvilke der samtidig opstaaer en saa stærkt exothermisk Forbindelse, at dennes Dannelsesvarme kan levere den nødvendige Energi. F. Ex. $HgO + 2\,Cl_2 = HgCl_2 + Cl_2O$. Her sønderdeles Kvægsølviltet, medens Kvægsølvchlorid og Chlorilte dannes. Da nu Dannelsesvarmen for HgO er 30700^c, for $HgCl_2 = 63200^c$ og for $Cl_2O = -17800^c$, saa bliver den samlede Varmetoning $= 63200 - 17800 - 30700 = 14700^c$ og Processen i sin Helhed exothermisk, skjønt Chloriltets Dannelse medfører en betydelig Varmeabsorption.

Da Atomgrupperingen ved en exothermisk Omsætning opnaaer en større Stabilitet, ville de Reaktioner, der virkelig finde Sted, som Regel være exothermiske, og i Overensstemmelse hermed viser det sig, at en stor Mængde Reaktioner gaa for sig i den Retning, hvori der udvikles størst Varme. Metallernes Ilter dannes under mindre Varmeudvikling end deres tilsvarende Chlorider, og vi finde ogsaa, at de i Reglen sønderdeles af Chlor. De Metaller, hvis Hydroxyder have større Dannelsesvarme end Vand (68360^c), sønderdele Vand under Dannelse af Hydroxyder; de Metaller, hvis Ilter have større Dannelsesvarme end Vanddamp (58000^c), sønderdele Vanddamp under

Dannelse af Ilter; de Metalilter, hvis Dannelsesvarme er mindre end Vanddamps, reduceres derimod af Brint. De Metaller, hvis vandfrie Chlorider have en større Dannelsesvarme for hvert At. Chlor end vandfri Chlorbrinte (22000 c), sønderdele i Reglen denne under Dannelse af Chlorider. Da et Mol. Chlorbrinte ved Opløsning i meget Vand udvikler 17300 c, er Dannelsesvarmen for et Mol. fortyndet Saltsyre 22000 + 17300 c = 39300 c, og i Overensstemmelse hermed sønderdele de Metaller, hvis Chloriders Dannelsesvarme i fortyndet vandig Opløsning er større end 39300 c, fortyndet Saltsyre under Brintudvikling og Dannelse af Chlormetaller; men da Saltsyrens Dannelsesvarme aftager med Koncentrationen, er der nogle Metaller, som kunne sønderdele den koncentrerede Syre, men ikke den fortyndede. Disse Exempler kunde forøges meget betydeligt. Men vilde man omvendt slutte, at enhver Reaktion, som er ledsaget af Varmeudvikling, virkelig finder Sted, eller at endothermiske Reaktioner overhovedet ikke forekomme, vilde man fejle meget. Reduktionerne af Ilterne af Bly, Tin, Jern, Zink og Mangan med Kul ere saaledes alle endothermiske. Jodsyrens Dannelsesvarme er meget betydelig, men den kan ikke dannes direkte. Reciproke Processer ere, som ovenfor bemærket, overordentlig hyppige, og deres Retning bestemmes ofte ved ringe Aarsager. Men hvis den reciproke Proces i den ene Retning er exothermisk, maa den nødvendig i den modsatte være endothermisk.

Ganske særlig Interesse have de Varmeudviklinger, som finde Sted ved Neutralisation af Syrer med Baser i fortyndede Opløsninger, fordi man ved omhyggelig Undersøgelse af disse Forhold først har været i Stand til at angive Syrernes Styrke, deres Affinitet overfor Baserne, eller de Forhold, hvori to Syrer, som samtidig virke paa en Base, dele denne imellem sig, i bestemte Talstørrelser. Forskjellige Syrer udvikle ved Neutralisation med samme Base en forskjellig Varmemængde. Naar nu en Syre uddriver en anden af dennes Salt med en Base, saa vil der udvikles Varme, hvis den frie Syre har en større, og ab-

sorberes Varme, hvis den har en mindre Neutralisationsvarme overfor denne Base end Saltets Syre; thi Processen gaaer jo kun ud paa, at den bundne Syre skilles fra, og den frie forener sig med Basen. Af den Varmetoning, her finder Sted, vil Processens Omfang da kunne bestemmes.

Et Exempel vil oplyse Forholdene, og det skal foreløbig blot bemærkes, at alle Varmetoninger gjælde stærkt fortyndede Opløsninger.

1 Mol. H_2SO_4 udvikler ved Neutralisation med Natriumhydroxyd 31378c
2 Mol. HCl udvikle ved Neutralisation med Natriumhydroxyd 27480c

Differens 3898c

Blandes nu 2 Mol. Saltsyre med 1 Mol. Natriumsulfat, saa skulde, hvis al Svovlsyre blev uddreven, absorberes 3898c. Blandes 1 Mol. Svovlsyre med 2 Mol. Chlornatrium, saa skulde, hvis al Saltsyre blev uddreven, udvikles 3898c. Nu viser Forsøget, at der i første Tilfælde absorberes 3364c,
i sidste Tilfælde udvikles 488c

Summen 3852c

er saa nær ved 3898c, som man vel kan vente sig, og Forsøget viser, at begge Omsætninger virkelig finde Sted, dog kun til en vis Grændse. Skete der nu ingen Sidevirkninger, vilde man ligefrem kunne finde den Brøkdel x af et Mol. Na_2SO_4, som sønderdeles af 2 Mol. KCl, af Ligningen

$$3364 = 3898\,x.$$

Men samtidig dannes x Mol. H_2SO_4, og da denne ogsaa virker under Varmeabsorption paa de resterende $(1-x)$ Mol. Na_2SO_4 under Dannelse af surt Natriumsulfat, er det Summen af de to Varmeabsorptioner, som er funden = 3364c. Man har da

$$3364 = 3898\,x + [(1-x)\ Na_2SO_4,\ x\ H_2SO_4],$$

hvor det i Parenthesen indesluttede betegner den Varmeabsorption, som finder Sted ved Indvirkning af x Mol. H_2SO_4 paa $(1-x)$ Mol. Na_2SO_4. Da denne Varmeabsorption er nøjagtig undersøgt for forskjellige Mængder Svovlsyre og Natriumsulfat og i Almindelighed for $(Na_2SO_4,\ n\,H_2SO_4)$ fundet $= \frac{n}{n+0{,}8} \cdot 3300$c, saa haves:

$$3364 = 3898\,x + (1-x)\ (Na_2SO_4,\ \frac{x}{1-x}\,H_2SO_4)$$

eller (idet $n = \frac{x}{1-x}$)

$$3364 = 3898\,x + (1-x)\,\frac{\frac{x}{1-x}}{\frac{x}{1-x}+0{,}8}\,.\,3300,$$

hvoraf x findes meget nær $^2/_3$.

Betegner y paa den anden Side den Brøkdel af 2 Mol. NaCl, som sønderdeles af 1 Mol. H_2SO_4 under Dannelse af y Mol. Na_2SO_4, saa skulde, da Varmeudviklingen her er 488^c, y findes af Ligningen $488 = 3898\,y$; men da ogsaa her finder en Varmeabsorption Sted, idet de y Mol. Na_2SO_4 paavirkes af $(1-y)$ Mol. H_2SO_4, saa faaes

$$488 = 3898\,y - [y\,Na_2SO_4,\ (1-y)\,H_2SO_4]$$

eller som før:

$$488 = 3898\,y - y\,\frac{\frac{1-y}{y}}{\frac{1-y}{y}+0{,}8}\,.\,3300,$$

hvoraf y findes meget nær $= ^1/_3$. Vel skulde der strængt taget ogsaa tages Hensyn til Varmetoningen ved Indvirkning af Svovlsyre paa Saltsyre og af Saltsyre paa Chlornatrium, men disse ere ved Forsøg fundne saa smaa, at de blive uden Betydning.

Det viser sig da, at Saltsyren er en dobbelt saa stærk Syre som Svovlsyren, idet den i begge Processer bemægtiger sig de $^2/_3$ af Basen, medens Svovlsyren kun forener sig med $^1/_3$ deraf. Ved lignende Forsøg, hvis Resultater ogsaa ere stadfæstede ad ganske andre Veje, ere flere Syrers relative Affinitet bestemt. Sættes Salpetersyrens $= 100$, er

	den relative Affinitet	Neutralisationsvarme for 1 Æqv.
for Salpetersyre...	100	13700^c
Chlorbrinte	100	13700
Brombrinte . ..	89	13800
Jodbrinte	70	13700
Svovlsyre.....	49	15700
Selensyre.....	45	15200
Oxalsyre	24	14100
Fluorbrinte	5	16300
Eddikesyre	3	13400
Borsyre	1	10000

Betydningen af Affinitetstallene er denne. Virker f. Ex. 1 Æqv. Salpetersyre paa 1 Æqv. Fluornatrium eller 1 Æqv. Fluorbrinte paa 1 Æqv. Natriumnitrat i fortyndede

Opløsninger, saa deles Natriummængden mellem Syrerne i Forholdet $\frac{100}{5}$, saa at der dannes $\frac{100}{105}$ Æqv. Natriumnitrat og $\frac{5}{105}$ Æqv. Fluornatrium.

Ved Siden af Affinitetstallene er Syrernes Neutralisationsvarme opført. Det sees, at Affinitet og Neutralisationsvarme ikke have noget med hinanden at gjøre, og at naar man har betragtet Varmeudviklingen ved en Forbindelses Dannelse af sine Bestanddele som et Maal for Affiniteten mellem disse, saa maa denne Betragtningsmaade opgives. Dette fremgaaer ogsaa af, at de iagttagne Varmetoninger altid ere Differenser. Ved 1 Mol. Vanddamps Dannelse af Brint og Ilt udvikles 58000^c, 2 Mol. Chlorbrintes Dannelsesvarme er 44000^c. Herefter skulde Brinten have større Affinitet til Ilt end til Chlor. Men det maa erindres, at Varmetoningen ved Chlorbrintens Dannelse selv er en Differens, thi samtidig med at 2 Mol. HCl dannes, sønderdeles 1 Mol. H_2 og 1 Mol. Cl_2, saa at i Virkeligheden Varmetoningen

$$44000^c = 2(H, Cl) - (H, H) - (Cl, Cl),$$

og paa samme Maade er Varmetoningen ved Vanddamps Dannelse af Bestanddelene en Differens:

$$2 . 58000^c = 2(H.O.H) - 2(H, H) - (O, O).$$

Da vi ikke kjende Varmetoningen for Chlor- og Iltmolekulernes Dannelse af deres Atomer, bliver en egentlig Sammenligning en Umulighed; thi vi have Grunde til at antage, at disse Varmetoninger ingenlunde kunne sættes $= 0$, men tvertimod repræsentere ret anseelige Størrelser.

Undersøge vi endelig Forbindelsernes Dannelsesvarme i stærkt fortyndede Opløsninger, i hvilke man kan antage, at de befinde sig under analoge Forhold, saa viser det sig, at Dannelsesvarmen vel afhænger af Bestanddelenes Natur, men i det mindste i saare mange Tilfælde ikke af deres gjensidige Affinitet. Dannelsesvarmen af Saltene af to forskjellige Metaller vise en konstant Differens, Dannelsesvarmen af Salte af to forskjellige Syrer ligeledes. Kaliumsaltenes Dannelsesvarme er altid omtr. 9300^c større end

Natriumsaltenes med samme Syre, uafhængig af Syrens Beskaffenhed; et Chlorids Dannelsesvarme er altid 21800^c større end Bromidets, et Nitrats altid 116400^c mindre end Sulfatets, ganske uafhængig af Metallets Beskaffenhed. Det er altsaa klart, at Dannelsesvarmen ikke staaer i Forhold til de enkelte Bestanddeles Affinitet til hinanden. Tvertimod lader et Salts Dannelsesvarme sig fremstille som en Sum af Led, af hvilke hvert svarer til sin Bestanddel, og altid bliver den samme, hvorledes saa den anden Bestanddel er. Varmeudviklingen maa derfor være en Følge af en Tilstandsforandring, som de enkelte Bestanddele undergaa, og hvorved deres Energi formindskes.

Heraf følger tillige, at mange Processer foregaa uden Varmetoning, bl. a. en Mængde Dobbeltdekompositioner, som dog sikkert nok afhænge af Affinitetsvirkninger. Naar to Salte, MS og M'S', hvor M og M' ere to forskjellige Metaller, S og S' den med Brint forbundne Del af to Syrer, omsætte sig saaledes:

$$MS + M'S' = M'S + MS',$$

saa vil Varmetoningen være:

$$(M', S) + (M, S') - (M, S) - (M', S') = (M', S) - (M', S') - [(M, S) - (M, S')]$$

men da i Følge det ovenstaaende $(M', S) - (M', S')$ er konstant og lig $(M, S) - (M, S')$, bliver Varmetoningen $= 0$.

IV. Grundstoffers og Forbindelsers Form.

Grundstoffer og Forbindelser ere enten faste, flydende eller luftformige ved sædvanlig Temperatur og Tryk. De fleste Grundstoffer ere faste, kun Kvægsølv og Brom ere flydende, kun Ilt, Brint, Kvælstof, Fluor og Chlor ere luftformige under almindelige Forhold. Af Forbindelserne ere mange Syrer og næsten alle Baser og Anhydrider faste Stoffer. Af Syrerne ere derimod flere flydende, f. Ex. Svovlsyre og Salpetersyre. Brintsyrerne ere sædvanlig Luftarter, men benyttes næsten altid som Opløsninger af disse Luftarter i Vand (f. Ex. Saltsyre, Flussyre). Ellers er der faa uor-

ganiske Forbindelser, der ere flydende, foruden Vand og Brintoverilte væsentlig en Del Fluor-, Chlor- og Bromforbindelser af Metalloider. Af luftformige Forbindelser mærkes især næsten alle Brintforbindelser af Metalloider samt nogle andre Forbindelser af luftformige Grundstoffer, navnlig en Del Iltforbindelser af Chlor, Svovl, Kvælstof og Kulstof.

De faste Stoffer ere enten amorfe eller krystallinske. Amorfe (formløse) ere Stoffer, der som Harpix, Glas, Kridt vel optræde i sammenhængende Stykker, men uden Spor af regelmæssig Begrændsning eller bestemte plane Brudflader. Hyppigt ere de amorfe Stoffer fine Pulvere; saadanne faaes i Almindelighed ved en Bundfældning; dog have amorfe Bundfald ogsaa andre Former, de kunne være fyldige, geleeagtige, osteagtige, men vise i intet Tilfælde, selv under Mikroskopet, Smaadele, som ere begrændsede af plane Flader. Saadanne Bundfald skilles fra den Vædske, hvori de ere dannede, ved Filtrering gjennem ulimet Papir eller paa anden Maade, og udvaskes næsten altid med destilleret Vand, indtil de ikke længere indeholde fremmede Bestanddele. Efter Tørring danne de da hyppigt sammenhængende Masser med uregelmæssigt Brud, og som ere lette at pulverisere. — I Modsætning til de amorfe Stoffer ere de krystallinske saadanne, hvis Smaadele have lejret sig paa lovbunden Maade i regelmæssige Former (Krystaller), som ere begrændsede af plane Flader, der støde sammen under bestemte Vinkler. To Krystalfladers Skæringslinie kaldes en Kant, Kanternes Skæringspunkter Hjørner. Krystallerne spaltes i ganske bestemte Retninger (Spaltningsflader), der enten ere parallele med eller have en bestemt Heldningsvinkel mod Krystallens ydre Flader. Foregaaer en Krystallisation hurtigt, danner det hele en krystallinsk Masse, men ved Sønderbrydning af denne vise Spaltningsretningerne sig tydelig som utallige blanke og spejlende Smaaflader (Zink, Støbejern).

Mange Forbindelser og Grundstoffer forekomme i Naturen som Krystaller. Kunstigt dannes Krystaller 1) ved

Smeltning og Størkning (f. Ex. Svovl, Vismut og flere Metaller). Operationen foretages sædvanligt i en Digel, som man efter Massens Smeltning lader staa rolig hen, helst omgiven af slette Varmeledere, indtil den smeltede Masses Overflade er størknet; derpaa gjennemstikkes denne paa to Steder, og den endnu flydende Del heldes ud. Diglens indre Væg findes da beklædt med Krystaller. 2) Ved Opløsning af Stoffet i et passende Opløsningsmiddel (f. Ex. Salpeter, Alun o. m. a. Salte i Vand, Svovl i Svovlkulstof) under Opvarmning, Filtrering af den ved den høje Temperatur mættede Opløsning og Afkøling af Filtratet udskilles mange Stoffer i Krystaller, nemlig de, som ere lettere opløselige i Varmen end i Kulden. Ere de lige let opløselige, maa Opløsningsmidlet fjernes ved Inddampning, hvorved da det opløste Stof under selve Opløsningen udskilles krystallinsk (f. Ex. Kogsalt). Undertiden fjernes Opløsningsmidlet paa anden Maade, Vand f. Ex. ved Tilsætning af Vinaand, som bemægtiger sig en Del af Vandet og derved bringer det af Vandet opløste Stof til at udkrystallisere (f. Ex. Jernvitriol). Sker Krystallisationen hurtigt, f. Ex. ved hurtig Afkøling og Omrøring (Troublering), dannes smaa, sker den langsomt, f. Ex. ved langsom Afkøling og rolig Henstand, dannes store Krystaller. 3) Ved Sublimation. Denne Methode beroer paa, at flere Stoffer (f. Ex. Jod, Arsenik, Salmiak) ved Opvarmning fordampe, før de smelte, og at deres Dampe ligeledes uden først at gjennemløbe Vædskeformen fortætte sig til fast Stof, der da gjerne afsætter sig i smukke Krystaller i de koldere Dele af Sublimationskarret (efter Omstændighederne en Retort; en Digel med Laag; en Skaal, hvorover sættes en omvendt Skaal eller Tragt; en Kolbe ell. lign.). Ogsaa enkelte Stoffer, som i Reglen smelte, før de fordampe kjendeligt, kunne ved pludselig Afkøling af deres Dampe fortættes i Form af Krystaller, men disse blive da kun smaa (Sne, Svovlblomster). 4) Ved Bundfældning. Mange Stoffer (f. Ex. Borsyre, Gibs) udskilles krystallinske i det Øjeblik, de udskilles af en Vædske. Ogsaa Bundfald, som først udskilte sig i amorf Form, blive ved Opvarmning eller

Henstand hyppig krystallinske. Sædvanlig faaes ad denne Vej kun smaa, undertiden, især ved langsom Afkøling og Henstand, dog ogsaa særdeles vel udviklede Krystaller.

Methoderne (2) og (3) benyttes hyppig til Rensning af Forbindelser, idet ved (2) opløselige Urenheder forblive i Opløsningen (Moderluden), ved (3) ikke flygtige Urenheder blive tilbage.

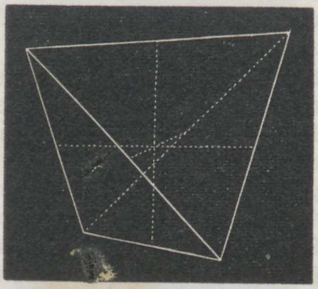
De talrige (flere Tusinde) Krystalformer, man kjender, lade sig henføre til 6 Krystalsystemer, idet man ved et Krystalsystem forstaaer Indbegrebet af alle de Former, som have samme Grad af Symmetri. Denne bestemmes ved Fladernes Beliggenhed i Forhold til et System af Linier, som tænkes dragne gjennem Krystallernes Midtpunkt, Axerne. Den simpleste Form, som skærer alle Axerne, kaldes Grundformen, og med dens Axeforhold som Enhed maales Axeforholdene af alle de Former, som høre til samme Krystalsystem. Grundformen er for de 5 Systemer en af 8 Trekanter begrændset Dobbeltpyramide, for det 6te en af 12 Trekanter begrændset Dobbeltpyramide. De 5 første Systemer have altsaa 3, det 6te 4 Axer.

De første 5 Systemer adskilles ved Axernes Længdeforhold og Heldningsvinkler saaledes:

1. Alle 3 Axer staa vinkelret paa hinanden og ere lige store: *det regulære System.*
2. Alle 3 Axer staa vinkelret paa hinanden, men kun de 2 ere ligestore, den 3die større eller mindre end de andre: *det tetragonale System.*
3. Alle 3 Axer staa vinkelret paa hinanden og ere uligestore: *det rhombiske System.*
4. 2 Axer staa skævt paa hinanden, den 3die vinkelret paa disses Plan; de ere alle uligestore: *det monokliniske System.*
5. Alle 3 Axer staa skævt paa hinanden og ere uligestore: *det trikliniske System.*
6. I det fireaxede System ere de 3 Axer ligestore og skære hinanden under en Vinkel af 60°; den 4de er uligestor med de andre og staaer vinkelret paa disses Plan. *det hexagonale System.*

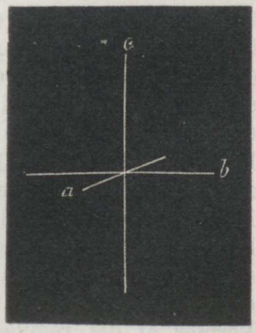
I det tetragonale og det hexagonale System stilles den ulige Axe lodret og kaldes Hovedaxe; i det monokliniske en af de to skæve; i de øvrige er Valget af Hovedaxe ganske vilkaarlig. De Kanter i Grundformen, der støde sammen i Hovedaxens Ender, kaldes Polkanter, de, der ligge i samme Plan som Biaxerne, Midterkanter.

Optræder en Form med alle sine Flader, kaldes den holoedrisk. Naar derimod symmetrisk hver anden Flade forsvinder, medens de andre udvikle sig, kaldes Formen hemiedrisk. Saaledes opstaaer det regulære Tetraeder af det regulære Oktaeder. Lader man de 4 Flader, som her udviklede sig, forsvinde, og de andre udvikle sig, faaes et Tetraeder, der kun ved Stillingen er forskjellig fra det første. Forekomme de begge ligelig udviklede, danne de igjen et Oktaeder. Især i det regulære og det hexagonale System spille hemiedriske Former en stor Rolle.



Da det rhombiske System danner en Overgangsform mellem de 5 første Systemer, idet det stemmer med det regulære og tetragonale System deri, at alle 3 Axer staa vinkelret paa hinanden, med det mono- og trikliniske deri, at alle 3 Axer ere uligestore, vil det særlig egne sig til at vise, hvorledes andre Former afledes af Grundformen.

Kaldes da i det rhombiske System de tre Halvaxer, som jo ere uligestore og staa vinkelret paa hinanden, a, b og c, saa er Grundformen (den rhombiske Pyramide) bestemt ved, at hver af dens otte Flader skærer a-Axen i en Afstand a, b-Axen i en Afstand b og c-Axen i en Afstand c fra Midtpunktet. Enhver anden Form, som afledes af Grundformen, vil nu ligeledes være bestemt ved, at enhver af dens sammenhørende Flader af de 3 Axer eller deres Forlængelser afskærer Stykker (Parametre), der staa i et simpelt rationelt Forhold til Halvaxerne a, b og c, f. Ex. 3, 2, 1, $^2/_3$, $^1/_2$ osv. mellem Grændserne ∞ og 0. Er Grundformens Axeforhold givet, vil enhver anden Form, som afledes deraf, være bestemt ved Angivelse af de Koefficienter,



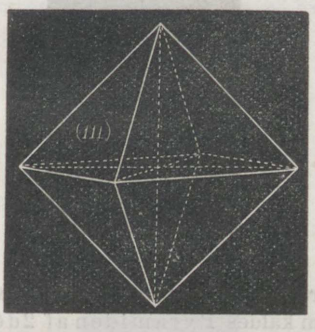
hvormed Grundformens Halvaxer skulle multipliceres for at give Parametren for den afledede Form. Saaledes vil ½a, b, c angive en rhombisk Pyramide, hvis 8 Flader hver skærer b- og c-Axen i samme Afstand som Grundformens, men a-Axen i den halve Afstand. a, b, 2c eller, hvad der kommer ud paa det samme, ½a, ½b, c vil angive en anden rhombisk Pyramide, hvis Flader alle skære c-Axen i samme Afstand som Grundformens, men a- og b-Axen i den halve Afstand. ∞ a, b, c vil være en Form, hvis Flader skære b- og c-Axen i samme Afstand som Grundformens, men ere parallele med a-Axen, altsaa et horizontalt Prisme (et Doma); a, ∞b, ∞c derimod en Form, hvis Flader skære a-Axen i samme Afstand som Grundformens, men ligge parallele baade med b- og c-Axen, altsaa et vertikalt Fladepar. I Formlen for Formerne sættes hyppig istedetfor a, b og c, der udtrykkelig angive, hvilke af Axerne Koefficienterne gjælde, Tallet 1, og istedetfor de Koefficienter, hvormed Grundformens 3 Halvaxer skulle multipliceres, deres Reciproker. Alle Formler komme da kun til at bestaa af 3 Tal, af hvilke det første altid gjælder Grundformens a-Axe, det andet dens b-Axe og det sidste dets c-Axe. Grundformen betegnes da (111) og de andre Former i den Orden, hvori de ere omtalte, (211), (221), (011), (100). Da alt saaledes henføres til Grundformen, maa i de uligeaxede Systemer Axernes Længdeforhold (a, b, c) i denne angives og i de skævvinklede tillige de skæve Axevinklers Størrelse.

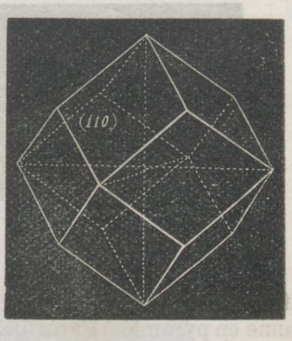
Herefter vil det være let at danne sig en Oversigt over de vigtigste Former af de 5 første Systemer.

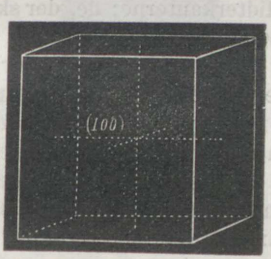
1. Det regulære System. a = b = c. Vinklerne mellem a og b, b og c, a og c ere alle = 90°. Grundformen (111) er det regulære Oktaeder, begrændset af 8 ligesidede Trekanter, 12 lige store Kanter og 6 regelmæssig firfladede, lige store Hjørner, i hvilke Axerne ende. Andre vigtige Former ere: Hexaedret (Tærningen), begrændset af 6 qvadratiske Flader, som hver skærer en af Axerne i samme Afstand som Grundformens og ere parallele med de to andre. Axerne ende altsaa i Midten af Fladerne, og Formlen er (100); Rhombedodekaedret, begrændset af 12 kongruente Rhomber, der støde sammen i 24 lige store Kanter og danne to Slags Hjørner, 6 regelmæssig firfladede, i hvilke Axerne ende, og 8 regelmæssig trefladede. Fladerne skære to af Axerne i samme Afstand som Grundformens og ere parallele med den tredie (110). I disse og i alle holoedriske Former af det regulære System hersker den fuldstændigste Symmetri. De ere bl. a. alle symmetrisk udviklede i Retning af de 6 Halvaxer, og alle 8 Oktanter ere fuldkommen ens.

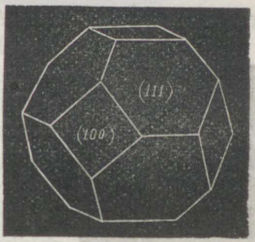
De nævnte Former ere de almindeligste og forekomme hyppig i Kombinationer, idet Oktaeder og Hexaeder afstumpe hinandens Hjørner, medens deres Kanter afstumpes af Dodekaedret. Hexadret afstumper Dodekaedrets 4-fladede, Oktaedret dets 3-fladede Hjørner.

Stoffer, som krystallisere regulært, ere f. Ex. Kogsalt, Jodkalium, Alun, Svovlkies.





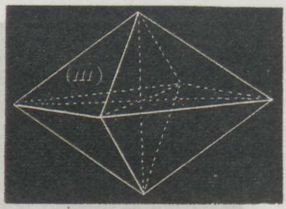


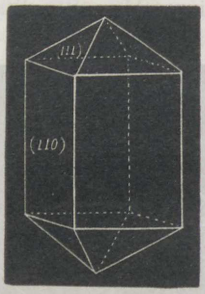


2. Det tetragonale System. $a = b \gtrless c$. Vinklerne mellem a og b, b og c, a og c ere alle 90°. Grundformen er den tetragonale Pyramide (111), som er begrændset af 8 ligebenede Trekanter, der støde sammen i 8 Polkanter og 4 derfra forskjellige Midterkanter. De to Hjørner, hvori Hovedaxen ender, ere forskjellige fra de 4, hvori Biaxerne ende. Paa Grund af, at Hovedaxen er forskjellig fra Biaxerne, spaltes den Form, som skulde svare til Tærningen, her i to særskilte Former. De Flader nemlig, der skære Hovedaxen i samme Afstand som Grundformens, og ere parallele med Biaxerne, altsaa (001) ere kun to (Pinakoidet): de, der skære en Biaxe i samme Afstand som Grundformen, og ere parallele med den anden Biaxe og med Hovedaxen, altsaa (100), ere 4, som tilsammen danne et

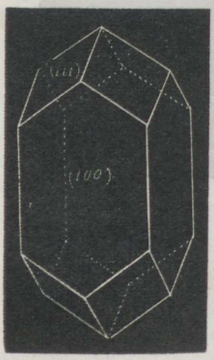
Prisme, der kaldes Prismet af 2den Orden, fordi Biaxen ender midt i dets Flader, og ikke i Kanterne.

I lige Maade spaltes den Form, der skulde svare til Dodekaedret i det regulære System, her i to særskilte Former. De Flader, der skære Hovedaxen og en af Biaxerne i samme





Afstand som Grundformen, men ere parallele med den anden Biaxe, danne en pyramidal Form (011), som kaldes Pyramiden af 2den Orden, fordi Biaxerne ende midt i Midterkanterne; de, der skære begge Biaxer i samme Afstand som Grundformen, men ere parallele med Hovedaxen, ere 4, der tilsammen danne et Prisme (110), Prismet af 1ste Orden. Krystallerne i det tetragonale System ere symmetrisk udviklede i Retning af de 4 Bihalvaxer, og ligeledes, men paa en anden Maade, i Retning af de to Hovedhalvaxer. Alle otte Oktanter ere fuldkommen ens.

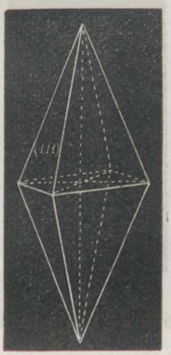


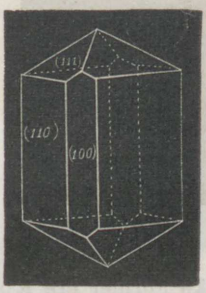
Alle de nævnte Former kunne forekomme i Kombinationer. Grundformens to Polhjørner afstumpes lige af Pinakoidet, dets 8 Polkanter af Pyramiden af 2den Orden, dens 4 Midterhjørner af Prismet af 2den Orden, dens 4 Midterkanter af Prismet af 1ste Orden.

Stoffer, som krystallisere tetragonalt, ere f. Ex. Tinsten, primært Kaliumfosfat.

3. Det rhombiske System. $a \gtrless b \gtrless c$. Vinklerne mellem a og b, b og c, a og c ere alle 90°. Grundformen (111), den rhombiske Pyramide, er begrændset af 8 kongruente Trekanter, som støde sammen i 12 Kanter og 6 Hjørner, men da alle Axer ere forskjellige, ere kun 4 og 4 af Kanterne, 2 og 2

2 og 2 af Hjørnerne lige store. Andre afledede Pyramider have Formlen (hkl), hvor h altid svarer til a-Axen, k til b-Axen og l til c-Axen. De Flader, der skære en af Axerne og ere parallele med de 2 andre, falde her i 3 særskilte Fladepar, nemlig de 3 Pinakoider (001), (100) og (010); de, der skære de to Axer og ere parallele med den 3die, danne aabne Former, nemlig et vertikalt Prisme (110) og to horizontale Domer, (101) eller (011), eftersom de ere parallele med b- eller med a-Axen. Tilsvarende Former dannes af hver afledet Pyramide (hkl)). I de





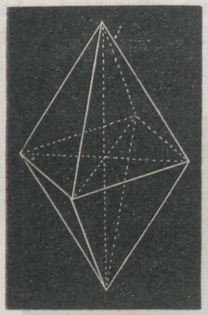
to Retninger af hver Axe er en rhombisk Krystal symmetrisk uddannet, men Symmetrien er forskjellig for hver Axe. Alle 8 Oktanter ere fuldkommen ens.

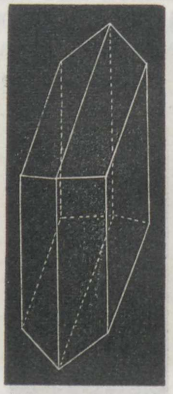
Med Hensyn til Kombinationer mærkes, at Pyramidens Midterkanter afstumpes af det vertikale Prisme, Kanterne i Planet ac af de med b, Kanterne i Planet bc af de med a parallele Domer, Hjørnerne (ligesom Kanterne af det vertikale Prisme) parvis af Pinakoiderne.

Stoffer, der krystallisere rhombisk, ere f. Ex. Zinksulfat, Magniumsulfat, Kaliumnitrat.

4. Det monokliniske System. $a \gtrless b \gtrless c$. Vinklerne mellem a og b og b og c ere $= 90°$, Vinklen mellem a og c skæv. Grundformen er vel en Pyramide, men da a og c danne en skæv Vinkel med hinanden, ville de 8 Flader ikke være kongruente, men falde i 2 Halvpyramider, idet de 4 over de to stumpe Axevinkler liggende Flader (den positive Hemipyramide) ville være ganske forskjellige fra de 4 over de to spidse Axevinkler liggende (den negative Hemipyramide). Hver af disse Halvpyramider kan optræde selvstændig som et skævt liggende Prisme. Planet ac vil være Krystallens

eneste Symmetriplan. De Former, som ligge parallelt med dette, kunne kun optræde hver med to Flader; ligeledes de, der staa vinkelret derpaa; hvorimod alle andre kunne optræde med 4 Flader. Heraf følger, at alle i Virkeligheden forekommende

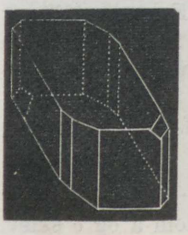




monokliniske Former ere Kombinationer; en enkelt sluttet Form findes ikke.

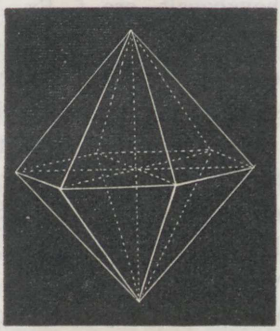
Exempler paa Stoffer, der krystallisere monoklinisk, ere Ferrosulfat, Gibs, Orthoklas, Soda.

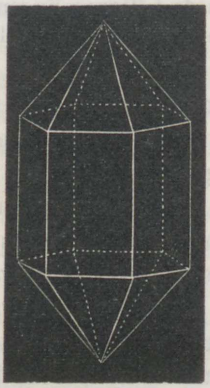
5. Det trikliniske System. $a \gtrless b \gtrless c$. Alle Axevinkler forskjellige og skæve. Paa Grund af den fuldstændige Mangel paa Symmetri spaltes alle Former her i enkelte Fladepar. Selv den trikliniske Pyramide deler sig i 4 af hinanden ganske uafhængige Fladepar. Heraf bliver Følgen, at de herhenhørende Krystaller altid ere i højeste Grad usymmetriske. Kobbervitriol krystalliserer triklinisk.



6. Det hexagonale System (s. S. 60). De 3 halve Biaxer kaldes 1, den halve Hovedaxe c. Forholdene i dette System ere fuldkommen som i det tetragonale, kun at Fladernes Antal er forøget i Forholdet 2 : 3. Grundformen er den hexagonale Pyramide af 1ste Orden, hvis 12 Flader ere ligebenede Trekanter og skære Hovedaxen samt to af Biaxerne, men ere parallele med den 3die (1101). Det tilsvarende Prisme af 1ste Orden har 6 Flader, som skære 2 Biaxer og ere parallele med den 3die, men tillige med Hovedaxen. Formlen er altsaa (1100). De basiske Endeflader skære Hovedaxen og ere parallele

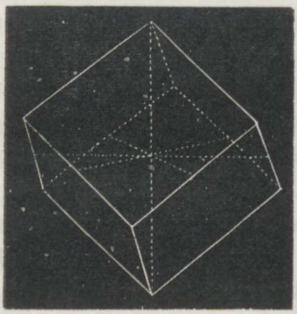
med alle Biaxer (0001). I den hexagonale Pyramide af 2den Orden staa Grundformens Biaxer lodrette paa Midten af Midterkanterne, som altsaa danne en omskreven Sexkant om den, der dannes af Grundformens Midterkanter. Denne Pyramide, hvis Axeforhold er 1, 2, 2, mc, er ganske som den af

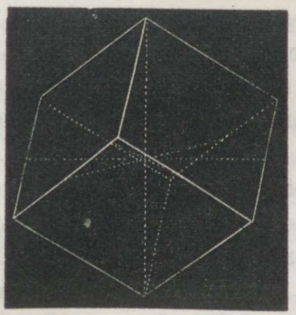




1ste Orden, hvis Kanter den ved passende Dimensioner afstumper, og har sit tilsvarende Prisme af 2den Orden, som afstumper dens Midterkanter, men Grundpyramidens Midterhjørner.

Hemiedriske Former ere overordentlig hyppige, især Rhomboedrene, som fremkomme ved at hver anden af de 12 Flader hos Pyramiderne symmetrisk forsvinde, medens de tilbage-





blivende udvikle sig til Skæring. De to Pyramider give saaledes hver 2, kun ved deres Stilling forskjellige Rhomboedre, der udviklede i Ligevægt igjen give Pyramiderne. Rhomboedrene begrændses af 6 Rhomber. De 6 af deres Kanter støde sammen

i de regelmæssigt 3-fladede Hjørner ved Hovedaxens Ender, de 6 andre (Midterkanter) ligge i Zigzag og støde sammen med Polkanterne i de 6 uregelmæssigt trefladede, indbyrdes ligestore Midterhjørner. Disse Midterhjørner afstumpes ved Kombinationer med Prismer af samme Orden som den Pyramide, hvoraf Rhomboedret er dannet, medens Prismer af modsat Orden afstumpe de i Zigzag liggende Kanter.

Stoffer, som krystallisere hexagonalt, ere f. Ex. Bjergkrystal og Kalkspat.

Enkelte, dog kun forholdsvis meget faa Stoffer optræde under forskjellige Krystallisationsbetingelser i forskjellige Krystalformer, som ikke kunne afledes af hinanden og i Reglen endog tilhøre forskjellige Systemer. Saadanne Stoffer kaldes dimorfe. Exempler ere Svovl, som ved lavere Temperatur krystalliserer rhombisk, ved højere monoklinisk; Kvægsølvjodid, som ved lavere Temperatur krystalliserer tetragonalt, ved højere rhombisk; Kalciumkarbonat, som i Naturen findes baade hexagonalt (Kalkspat) og rhombisk (Aragonit). Da den ene Form hyppig gaaer over til den anden under Varmeudvikling, beroer Forholdet maaske paa Polymeri (S. 18). Endnu sjældnere ere trimorfe Stoffer.

Meget hyppig viser det sig derimod, at Stoffer, der have en analog atomistisk Bygning og ere dannede af chemisk analoge Grundstoffer, krystallisere i samme eller meget nær samme Form. Saadanne Stoffer kaldes isomorfe (ensformede), Forholdet Isomorfi. Isomorfi er et af de vigtigste Grundlag for Inddelingen af Grundstofferne i analoge Grupper. Saaledes ere f. Ex. Chlor, Brom, Jod og tildels Fluor isomorfe i deres Forbindelser med samme Metal; ligeledes Svovl, Selen, Chrom og Mangan i svovl-, selen-, chrom- og mangansure Salte af samme Metal; fremdeles Fosfor og Arsenik i fosfor- og arsensure Salte af samme Metal; Kalcium, Baryum, Strontium, Bly i deres Salte af samme Syre. Isomorfe Forbindelser krystallisere ofte sammen i forskjellige Forhold til homogene Blandinger. En Krystal af det ene isomorfe Stof voxer i en mættet Opløsning af det andet, idet dettes Substans aflejrer sig parallelt med Krystallens Flader.

Overordentlig mange Stoffer, især Salte, udkrystallisere af deres Opløsninger i Forbindelse med en bestemt Mængde Vand (Krystalvand), som hyppig er afhængig af Temperaturen (større ved lavere, mindre ved højere Temperatur), og som har en mærkelig Indflydelse paa Krystalformen. Saaledes krystalliserer Mangansulfat ved lavere Temperatur med $7H_2O$, er da monoklinisk og isomorft med Jernvitriol; ved almindelig Temperatur derimod med $5H_2O$, er da triklinisk og isomorft med Kobbervitriol. Hvorledes Krystalvandet theoretisk skal tænkes bundet, er man ikke paa det rene med (sml. S. 26); men det optages under Varmeudvikling, og de krystalvandholdige Forbindelser dissocieres efter samme Love som andre chemiske Forbindelser. Opvarmes de i Vacuum til en bestemt Temperatur, afgive de Vanddamp, indtil denne har naaet en bestemt Spænding, og da ikke mere; fjernes Vanddampen, begynder Udviklingen paa ny, indtil samme Spænding er naaet. Ledes Vanddamp ved samme Temperatur til den delvis dissocierede Forbindelse, optages den, indtil dens Spænding er sunken til samme Størrelse som før. Er Saltets Dissociationsspænding ved almindelig Temperatur større end den i Luften indeholdte Vanddamps, saa forvitrer Saltet. Omvendt tiltrække flere letopløselige Salte Fugtighed af Luften og flyde hen.

Faste Stoffer smelte ved Opvarmning. For de Stoffer, der smelte uforandret (thi mange chemiske Forbindelser sønderdeles, før de smelte), er Smeltepunktet altid det samme og et vigtigt Kjendetegn paa Stoffets Renhed, idet selv meget smaa Indblandinger kunne bringe Smeltepunktet til at synke betydeligt. Ved Smeltningen forøges Molekulernes Bevægelsesenergi, og derfor forbruges altid Varme, hvad der sees af, at Temperaturen, skjønt der stadig tilføres Varme, ikke stiger, saalænge Smeltningen varer; men hvilke Virksomheder her nærmere gaa for sig, er ubekjendt; kun saa meget er klart, at de maa være af en temmelig indviklet Natur, idet nogle Stoffer som Is, Vismut, Jern, Kobber trække sig sammen ved Smeltning, saa at det flydende Stofs Vægtfylde ved Smeltepunktet er større

end det fastes, andre som Stearin, Svovl, Fosfor udvide sig ved Smeltningen. Smeltepunktet er, dog kun i ringe Grad, afhængigt af Trykket (se Vand). Det er for de forskjellige Stoffer højst forskjelligt. Fast Kvægsølv smelter ved -50^0, Is ved 0^0, Platin ved henimod 1900^0; enkelte Stoffer som Osmium og Kulstof har man ikke kunnet bringe til at smelte ved nogen Temperatur. Ved Afkøling af det smeltede Stof størkner det igjen ved samme Temperatur, hvorved det smeltede, og her udvikles da den samme Mængde Varme, som før forbrugtes. Undertiden lader det smeltede Stof sig ved rolig Henstand afkøle langt under Smeltepunktet (Oversmeltning), men bliver da ved Bevægelse eller især ved Berøring med en Partikel af samme faste Stof pludselig fast, idet samtidig Temperaturen stiger til Smeltepunktet. Dette er Tilfældet med Vand og i meget paafaldende Grad med Svovl. Smeltninger foretages i Laboratoriet i Digler af Porcellæn, Jern, Platin, ildfast Ler (hessiske Digler) eller Grafit.

Ligesom faste Legemer have et bestemt Smeltepunkt, have flydende et bestemt Kogepunkt. Herved forstaaes den Temperatur, hvorved de udviklede Dampes Spænding er lig det paa Vædsken hvilende Lufttryk. Kogepunktet er altsaa afhængigt af Trykket, og i en ganske anden Grad end Smeltepunktet. Vand, som ved almindeligt Lufttryk koger ved 100^0, koger paa Toppen af Montblanc ved 84^0. Naar der derfor angives et bestemt Kogepunkt for flydende Legemer som en af deres mest charakteristiske Egenskaber, saa menes Kogepunktet ved Atmosfærens Middeltryk (760 Mm. Kvægsølv). Imidlertid afhænger Kogepunktet ikke alene af Trykket, men ogsaa af Kogekarrets Beskaffenhed. I omhyggelig rensede, glatte Glaskar ligger Vandets Kogepunkt langt over 100^0. Dette beroer paa Vandets Vedhængning til Væggene, som hindrer en regelmæssig Dampudvikling. Under saadanne Forhold skeer Kogningen altid pludselig og stødvis. En saadan stødende Kogning, der ogsaa kan have andre Grunde, forhindres ved at lægge Metaltraad eller andre lignende Stoffer, som ikke

angribes af Vædsken, deri; især er rent Kul, omvundet med Platintraad (for at bringe det til at synke), virksomt, idet det langsomt afgiver den Luft, det holder absorberet, og derved indleder Dampudviklingen. Ved Kogning forvandles Vædsken til Damp, og herved antage Molekulerne istedetfor den rullende og væltende Bevægelse, de formodes at have i Vædsker, den retlinede overordentlig hurtige Bevægelse, man har Grund til at antage ejendommelig for Luftarters Molekuler. Til denne forøgede Bevægelsesenergi forbruges en betydelig Varmemængde (Fordampningsvarmen), men naar Dampene fordraabes, afgive de igjen denne Varmemængde, og Fordraabningen lettes derfor i høj Grad ved Afsvaling af Dampene. En saadan Fordampning af en Vædske og Fordraabning af Dampene ved Afsvaling kaldes en Destillation. Den er en af de vigtigste chemiske Operationer og foretages sædvanlig i en Retort, et kugleformet Kar med bøjet Hals, som fører Dampen til et Rør, der afsvales udvendig med strømmende koldt Vand (et Svalerør), og hvorfra de fortættede Dampe (Destillatet) samle sig i en Opsamlingsbeholder (et Forlag) af forskjellig Beskaffenhed. Destillationen tjener til at skille en Vædske fra mere eller mindre flygtige Bestanddele, idet den Del opsamles for sig, som „gaaer over" ved Vædskens Kogepunkt. Derfor er der i Retortens „Tubus" indsat et Thermometer, hvis Kvægsølvbeholder staaer i Dampen, ikke i Vædsken (sml. S. 77 n.). Ved Vædsker, der sønderdeles i Nærheden af deres Kogepunkt, anvendes Destillation under formindsket Tryk. Om brudt Destillation se S. 80.

Kogning benyttes dog ogsaa paa mange andre Maader ved chemiske Operationer. Gjælder det blot om at lade Vædsken indvirke paa Stoffer ved høj Temperatur, foretages Kogningen i Kogeflasker eller Kolber eller i Bægerglas, bedækkede med Glasplader, idet man her netop ikke ønsker, at Vædsken skal dampe bort. Er derimod Hensigten just at fjerne Vædsken (Afdampning), skeer Kogningen i aabne, flade Skaale, hvor Vædsken har en stor Overflade, og hvor Dampen strax føres bort ved Luftskiftet.

Men hvad nu end Hensigten er med Kogningen, saa skeer Opvarmningen efter Omstændighederne over aaben Ild eller paa Asbestplader, paa Sandbad (Jernplader eller Jernskaale med Sand), i Vandbad (Beholdere med kogende Vand), i Dampbad eller i Paraffinbad.

Dampe ere ikke væsentlig forskjellige fra Luftarter, Molekulærbevægelsen i begge er ganske af samme Art, og ligesom Dampe kunne ogsaa Luftarter fordraabes. Det samme luftformige Legeme kan efter Omstændighederne optræde som en fordraabelig Damp eller som en ufordraabelig (permanent) Luftart. For at tydeliggjøre os disse Forhold ville vi tænke os et lukket, lufttomt Kar delvis fyldt med en Vædske. Denne vil da fordampe, indtil det tomme Rum er fyldt med Damp af den Spænding, som svarer til Temperaturen. Forhøjes denne, vil Dampens Tæthed tiltage. Saaledes fylder et Gram mættet Vanddamp ved 100° 1650 Kcm., men ved 180° kun 190 Kcm. Samtidig vil Vædsken udvide sig. 1 Gram Vand, som ved 0° fylder 1,00 Kcm., vil ved 100° fylde 1,04, ved 200° 1,16 og ved 300° 1,42 Kcm., idet Udvidelseskoefficienten voxer stærkt med Temperaturen. Men naar saaledes det Rumfang, en Vægtenhed af Legemet indtager i Form af Damp, stadig bliver mindre, det Rumfang, den indtager i Form af Vædske, stadig bliver større med Temperaturen, saa maa der være en Temperatur, hvor en Vægtenhed mættet Damp og Vædske indtage samme Rumfang. Over denne Temperatur er der ingen Forskjel paa Damp og Vædske. Dampens Molekuler have nærmet sig saa stærkt til hinanden, Vædskens fjernet sig saa stærkt fra hinanden, at det ikke ved Synet eller paa anden Maade er muligt at adskille Damp fra Vædske. De danne en fuldstændig homogen Blanding. Opvarmes et lukket Glasrør, som er halv fyldt med flydende Kulsyre, saa seer man, at Grændsefladen mellem Vædske og Luftart henimod 30° bliver ganske utydelig. Ved 30,9° forsvinder den fuldstændig, og det hele danner en aldeles homogen Masse, som vedbliver at være homogen ved alle højere Temperaturer.

Legemets Tilstand ved denne Temperatur kaldes den kritiske, Temperaturen den kritiske Temperatur, Trykket det kritiske Tryk. Under sin kritiske Temperatur kan en Luftart altsaa fordraabes ved Tryk, over den kritiske Temperatur kan den ikke ved nogetsomhelst Tryk bringes til at antage Vædskeform. Under den kritiske Temperatur er da en Luftart en fordraabelig Damp, over den kritiske Temperatur er en Damp en ufordraabelig Luftart. Heraf fremgaaer, hvorfor der i saa lang Tid var flere Luftarter, som det ikke lykkedes at fordraabe. Man sammentrykkede dem nemlig over den kritiske Temperatur. Da nu denne for en Række af Luftarter ligger meget lavt, saa maa man først bringe dem under denne lave Temperatur, før der kan være Udsigt til at fordraabe dem. Ved at tage Hensyn hertil er det lykkedes at bringe alle Luftarter i Draabeform. Nedenfor angives den kritiske Temperatur, det kritiske Tryk og Kogepunktet (ved 1 Atmosfæres Tryk) for de vigtigste Luftarter:

	Kritisk Temperatur.	Kritisk Tryk i Atmosfærer.	Kogepunktet under 1 Atmosfæres Tryk
Brint.....	under −198°		−210°
Kvælstof....	ved −146°	33	−194°
Kulilte	- −140°		−193°
Luft.....	- −140°	38	−192°
Ilt.....	- −113°	50	−184°
Methan.....	- − 99,5°	50	−164°
Kvælstoftveilte	- − 94°	71	−154°
Æthylen	- 9°	58	−103°
Kulsyre	- 30,9°	73	− 78°
Kvælstofforilte	- 36°	73	− 88°
Acetylen	- 37°	68	
Chlorbrinte ..	- 52°	86	− 70°
Svovlbrinte ..	- 100°	92	− 73°
Cyan.....	- 124°	62	− 21°
Ammoniak ..	- 130°	115	− 36°
Chlor.....	- 141°	84	− 34°
Svovlsyrling.	- 155°	79	− 10°

Ved at afkøle f. Ex. Kulsyre til dens Kogepunkt, −78°, kan den altsaa fordraabes, uden at man behøver

at anvende højere Tryk end Atmosfærens, og i det hele kan man ved at anvende lave Temperaturer nøjes med et betydelig mindre Tryk end det kritiske, men over den kritiske Temperatur lader Fordraabningen sig slet ikke iværksætte. Lader man disse til Vædsker fortættede Luftarter fordampe frivilligt eller endog under formindsket Tryk, saa bindes deres Fordampningsvarme, og deres Temperatur synker yderligere. Ad denne Vej er det, man har opnaaet de anførte lave Temperaturer, og paa samme Maade er det lykkedes at bringe mange Luftarter, selv atmosfærisk Luft, under deres Frysepunkt og saaledes fremstille dem i fast, krystallinsk, i Reglen snelignende Form.

Da næsten alle Luftarter have Kogepunkter, som ligge betydelig under let tilgængelige Temperaturer, vil det indsees, at chemiske Operationer med Luftarter kræve særegne Methoder. Til Fremstilling af alle Luftarter, som dannes ved Indvirkning af Vædsker paa faste Stoffer ved almindelig Temperatur (f. Ex. Brint, Svovlbrinte, Kvælstoftveilte, Kulsyre), anvendes et Luftudviklingsapparat, bestaaende af en tohalset Flaske; i den ene Hals anbringes ved en tætsluttende Prop en Tilgydningstragt af Glas, som enten munder under Vædsken i Flasken eller (bedre) er forsynet med en Hane, og herigjennem tilgydes Vædsken; i den anden Hals anbringes paa samme Maade et bøjet Glasrør, hvorigjennem først den i Flasken indeholdte Luft og derpaa den dannede Luftart undviger. Skal der anvendes højere Temperatur, f. Ex. ved Fremstilling af Chlor, Chlorbrinte, Svovlsyrling, Brombrinte, Kulilte, Æthylen, bruges istedetfor den tohalsede Flaske en Kolbe med en dobbelt gjennemboret Prop. I den ene Gjennemboring er da Tilgydningstragten for Vædsken, i den anden Udviklingsrøret anbragt. Naar Luftarten er uopløselig eller tungtopløselig i Vand og særlig Rensning af den ikke er fornøden, lader man den strømme ind i Gasholdere af Metal eller Glas, der ere fyldte med Vand, som Luftarten fortrænger, eller ind under omvendte Cylindre eller Klokker,

fyldte med Vand i et Vandbasin. Er Luftarten derimod letopløselig i Vand, eller skal den yderligere renses, forbinder man Udviklingsapparatet lufttæt med en Række smaa tohalsede Flasker eller med U-formede Rør eller med høje, smalle Cylindre, som indeholde de flydende eller faste Stoffer, som skulle optage Urenhederne, og indrettes det saaledes, at Luftarten bobler gjennem de flydende Rensningsmidler og passerer de faste, som maa have en stor Overflade, fra oven nedefter. Efter Luftartens Beskaffenhed anvendes til at befri den for Vand: koncentreret Svovlsyre, Pimpsten befugtet med koncentreret Svovlsyre, porøst Chlorkalcium, Fosforsyreanhydrid, undertiden fast Kaliumhydroxyd eller brændt Kalk; til at befri den for Kulsyre: stærk Kali- eller Natronlud, fast Kaliumhydroxyd eller Natronkalk; til at befri den for Ilt: en Opløsning af Pyrogallol i Natronlud. Har man maattet bruge vandige Absorptionsmidler til Rensningen, anvendes de vandsugende Midler tilsidst. Endelig opsamles nu den rene og tørre Luftart i Gasholdere af Glas, fyldte med Kvægsølv eller koncentreret Svovlsyre eller i omvendte Cylinderglas, fyldte med Kvægsølv i et passende Bassin. Undertiden kan man, naar Luftarten er meget vægtfyldigere end Luft, lede den ned paa Bunden af et tørt, højt Glas, er den meget mindre vægtfyldig end Luft, op i et omvendt tørt og højt Glas.

V. De homogene Blandinger.

Homogene Blandinger kunne ligesom Forbindelser være faste, flydende eller luftformige.

Faste homogene Blandinger udmærke sig især ved, at deres Smeltepunkt altid er lavere end deres tungest smeltelige og hyppigst endog lavere end den lettest smeltelige Bestanddel. Saaledes smelter Bly ved 334°, Tin ved 230°, men en Legering af 6 Dele Bly med 1 Del Tin ved 270°, en Legering af 1 Del Bly og 6 Dele Tin ved 194°, en Legering af 2 Dele Bly og 3 Dele Tin endog ved 169°.

Kalisalpeter smelter ved 339°, Natronsalpeter ved 313°, men en sammensmeltet Blanding af lige Dele af de to Salte ved 229°. Om et ganske fast Smeltepunkt kan der dog ikke være Tale ved Blandinger. Ved Opvarmning smelter nemlig først den lettest smeltelige Blanding, som kan dannes af Bestanddelene, og ved Afkøling størkner denne tilsidst. Hvad der ved Opvarmningen sidst smelter og ved Afkølingen først udskilles er i Reglen en af Bestanddelene i ren Tilstand (se Sølvets Metallurgi). At faste homogene Stoffer imidlertid gjennemgaaende vise et lavere Smeltepunkt end Bestanddelene tyder med Sikkerhed paa, at uensartede Molekuler i Almindelighed bedre egne sig for den særegne Art af Bevægelse, som charakteriserer den flydende Tilstand, end ensartede. De allerfleste homogene Blandinger ere i Virkeligheden Vædsker.

Flydende homogene Blandinger kaldes Opløsninger. De dele sig naturligt i Opløsninger af faste, af flydende og af luftformige Legemer. Vi skulle her væsentlig holde os til det vigtigste Tilfælde, hvor Opløsningsmidlet er Vand.

Faste Legemer opløse sig i Vand under Varmeabsorption, idet det faste Legeme jo gaaer over i flydende Form og derved en vis Mængde Varme (Smeltevarmen) forbruges til at meddele Molekulerne den for Vædsketilstanden ejendommelige Bevægelse. Men da der ved faste Stoffers Opløsning i Vand hyppig samtidig foregaaer chemiske Processer, som ere ledsagede af Varmeudvikling (mange Syre- og Baseanhydrider forene sig med Vand til Syrer og Baser, mange Salte optage Krystalvand), saa bliver i saadanne Tilfælde den samlede Varmetoning Summen af den negative Opløsningsvarme og den positive Forbindelsesvarme, og kan derfor blive positiv, naar, som det oftest er Tilfældet, den sidste er større end den første. Saaledes opløses krystalliseret Chlorkalcium, $CaCl_2,6H_2O$, i Vand under en Varmeabsorption af 4300^c for et Grammolekule, men vandfrit Chlorkalcium under en Varmeudvikling af 17400^c for et Grammolekule, hvoraf man kan slutte, at

vandfrit Chlorkalcium ved at forene sig med Vand til fast Hydrat udvikler 17400 + 4300^{c}. Undertiden foregaaer der ogsaa ved Opløsningen af et fast Stof i Vand Processer, som ere ledsagede af en Varmeabsorption, idet f. Ex. flere Dobbeltsalte dissocieres ved at opløses, og herved forøges da den Varmeabsorption, som skyldes Opløsningen alene. Opløsningens Rumfang er næsten altid mindre end Summen af Vandets og det faste Legemes Rumfang.

Opløsningen af et Salt i Vand forholder sig som en Blanding af to smeltede Stoffer, idet dens Smeltepunkt ligger langt under Saltets, ja endog under Isens Smeltepunkt, naar da Koncentrationen ikke er for stor. I Overensstemmelse hermed forholde Opløsninger sig ogsaa ved Afkøling. Naar koncentrerede Opløsninger afkøles, saa udskilles først en Del af Saltet, da dettes Opløselighed i Reglen er mindre ved lavere Temperatur. Afkøles derimod en fortyndet Opløsning, saa udskilles først Is. Ad begge Veje naaer man da tilsidst et Blandingsforhold, hvor Salt og Is udskille sig samtidig, og dette er altid den Blanding, som har det laveste Smeltepunkt. Blandes Salt og fintstødt Is eller bedre Sne i dette Forhold, saa smelter Blandingen, og da baade Salt og Is hertil forbruger deres Smeltningsvarme, saa synker Temperaturen til Blandingens Smeltepunkt. Saaledes har en Opløsning af 1 Del Kogsalt i 3 Dele Vand et Smeltepunkt af $-21{,}3^{0}$, og til dette Punkt synker Temperaturen, naar 1 Del Kogsalt og 3 Dele Sne blandes sammen (Kuldeblandinger).

Opløsninger af Salte eller andre ikke flygtige Stoffer i Vand have altid et højere Kogepunkt end Vand, og Stigningen af Kogepunktet afhænger dels af det opløste Stofs Natur, dels af dets Mængde. Saaledes koge Opløsninger, der paa 100 Dele Vand indeholde 58,6 Dele Chlorkalcium eller 117,5 Kalciumnitrat eller 153,7 Natriumnitrat eller 310,2 Kaliumnitrat alle ved 115^{0}, og det er mærkeligt, at naar man leder Vanddamp af 100^{0} i en Saltopløsning, saa stiger dennes Temperatur til sit Kogepunkt, altsaa over

100°, idet Dampens Fordampningsvarme finder Anvendelse til Opvarmning.

Faste Legemers Opløselighed i Vand har for hver Temperatur en Grændse, hvorved Opløsningen siges at være mættet med dette Stof, og som nærmere er bestemt ved, at naar Opløsningen i denne Tilstand er i Berøring med Stoffet, saa udskiller den i hver Tidsenhed ligesaa mange Molekuler af Stoffet, som den optager. Opløseligheden stiger i Reglen med Temperaturen, og i Almindelighed endog stærkere end Temperaturen. Kun ganske undtagelsesvis aftager Opløseligheden med stigende Temperatur, og ofte er Undtagelsen endda kun tilsyneladende. Saaledes tiltager Opløseligheden af Natriumsulfat, $Na_2SO_4,10H_2O$, til 33°, men aftager igjen ved højere Temperatur, men dette har sin Grund i, at Saltet ved 33° begynder at sønderdeles til Na_2SO_4,H_2O og Vand. Ikke ganske sjældent kan en ved en bestemt Temperatur mættet Opløsning af et Salt ved rolig Henstand afkøles betydeligt under denne Temperatur, uden at der udskilles Salt; men ved Berøring med det mindste Fnug af vedkommende Salt, udkrystalliserer da Saltet i rigelig Mængde. Saadanne Opløsninger kaldes overmættede, og det er i høj Grad mærkeligt, at Udskillelsen ogsaa kan bevirkes ved en isomorf Krystal af et andet Salt: Af en overmættet Opløsning af Magniumsulfat udkrystalliserer dette i sin sædvanlige (rhombiske) Form ved Berøring med en Zinkvitriolkrystal (som er isomorf med det rhombiske Magniumsulfat); derimod bevirker Berøring med en Jernvitriolkrystal, at Magniumsulfatet udkrystalliserer isomorft med Jernvitriol, nemlig monoklinisk.

Bringes en Saltopløsning i et Kar, hvis Bund bestaaer af Blære eller Pergamentpapir, (en Dialysator), og stilles dette i et større Kar med Vand, der jævnlig skiftes, saa viser det sig, at forskjellige Stoffer diffundere med forskjellig Hastighed gjennem den porøse Hinde. Saaledes diffundere Chlorider hurtigere end Nitrater, og disse igjen hurtigere end Sulfater af samme Metal. Ligeledes diffundere Kaliumsalte hurtigere end Natriumsalte, og disse igjen hurtigere

end Zink- eller Kobbersalte af samme Syre. Særlig paafaldende er Forskjellen mellem Diffusionshastigheden af krystallinske Stoffer, hvortil her ogsaa regnes Syrer, og amorfe Stoffer som Gummi, Karamel, ejendommelige (kolloide) Former af Kiselsyre, Jerntveiltehydrat o. fl. De sidste (Kolloider) diffundere meget langsommere end de første (Krystalloider) og kunne ad denne Vej (ved Dialyse) vindes i næsten fuldkommen ren Tilstand.

Ved *Blandinger af Vædsker* finde ogsaa Varmetoninger Sted, for hvilke man dog paa Grund af det højst ufuldkomne Kjendskab, man har til Vædskers molekulære Beskaffenhed, ikke kan gjøre Rede. Sædvanlig er Varmetoningen positiv og undertiden anseelig, som naar Svovlsyre blandes med Vand. Man kunde her tænke paa en chemisk Forbindelse; men da mange andre Vædsker, hvor en saadan Opfattelse ikke er mulig (f. Ex. Alkohol eller Glycerin og Vand; Æther og Chloroform) ogsaa udvikle Varme ved deres Blanding, ja endog vandige Opløsninger ved Fortynding med mere Vand vise Varmetoninger, som vel i Reglen ere positive, naar Opløsningsvarmen er positiv, og negativ, naar den er negativ, men der selv fra denne Regel er Undtagelser; og da endog to Vædsker som Alkohol og Chloroform ved ét Blandingsforhold udvikle, ved et andet absorbere Varme: saa er det klart, at Forholdene her ere saa indviklede, at man foreløbig maa gjøre Afkald paa enhver Forklaring. Rumfanget af en Blanding af to flydende Forbindelser er sædvanlig mindre end Summen af Bestanddelenes Rumfang, og der synes intet Sammenhæng at være mellem Rumfangsforandringen og Varmetoningen. Nogle Vædsker kunne blandes i alle Forhold, f. Ex. Vinaand og Vand; mange Syrer og Vand. Andre opløse hinanden gjensidig til en vis Grændse, som er afhængig af Temperaturen, f. Ex. Æther og Vand. Atter andre blande sig slet ikke eller næsten ikke, f. Ex. Chloroform eller Svovlkulstof og Vand.

I sidstnævnte Tilfælde er Dampspændingen af Blandingen ved en given Temperatur naturligvis Summen af

de to enkelte Vædskers Dampspænding, og en saadan ikke homogen Blanding vil derfor altid koge ved en Temperatur, som er lavere end selv den flygtigste Vædskes Kogepunkt. Anderledes er Forholdet med den homogene Blanding af to Vædsker. Her kan indtræde 3 Tilfælde, som afhænge af Vædskernes gjensidige Virkning paa hinanden og paa Dampene. — 1. Dampspændingen kan ved et vist Blandingsforhold være større, Kogepunktet altsaa lavere end nogen af Bestanddelenes. I saa Fald destillerer selvfølgelig denne Blanding over først og uforandret, og den kan ikke ved gjentagen Destillation skilles i sine Bestanddele. — 2. Dernæst kan Blandingens Dampspænding ligge imellem Bestanddelenes, Kogepunktet altsaa ligeledes. Vædskens Kogepunkt vil da være lavere end den tungest, højere end den lettest flygtige Bestanddels. Denne sidste vil derfor fortrinsvis gaa over i de første Destillater, og tilsidst vil den tungest flygtige Bestanddel destillere over i ren Tilstand. Ved altsaa at opsamle de Portioner, der gaa over ved forskjellige Temperaturer og omdestillere dem paa samme Maade (brudt Destillation) vil man efterhaanden kunne skille en saadan Blanding i dens Bestanddele. Den brudte Destillation lettes meget ved først at afsvale Dampen til en Temperatur, der ligger lidt over den flygtigste Bestanddels Kogepunkt, paa en saadan Maade, at det, der allerede her fortættes, flyder tilbage i Retorten. Et Exempel paa en saadan Blanding er Alkohol og Vand. — 3. Endelig kan Dampspændingen af Blandingen være mindre, Kogepunktet altsaa højere end den tungest flygtige Bestanddels. I saa Fald vil Kogepunktet stige, indtil det Blandingsforhold er naaet, som har den mindste Dampspænding, altsaa det højeste Kogepunkt; denne Blanding vil destillere uforandret og kan ikke ved gjentagen Destillation skilles i sine Bestanddele. Dette Tilfælde finde vi f. Ex. ved en Blanding af Salpetersyre og Vand. Er denne fortyndet, destillerer først Vand, er den stærk, først Salpetersyre over, indtil der i begge Tilfælde tilsidst gaaer en Syre over af konstant Sammensætning og med det

højeste Kogepunkt, nogen Blanding af Salpetersyre og Vand viser.

Opløsning af Luftarter i Vand foregaaer i Reglen under Varmeudvikling, idet de Luftarter, hvis kritiske Temperatur ligger over den, hvorved Opløsningen skeer, ved at opløses gaa over i Vædskeform, saa at deres Fordampningsvarme frigjøres. Vi maa imidlertid skjelne skarpt mellem de Luftarter, der kun opløses, og de faa, der som Fluorbrinte, Chlorbrinte, Brombrinte og Jodbrinte danne Forbindelser med Vand.

1) Opløseligheden af de første er meget forskjellig. Af nogle opløser 1 Rumfang Vand ved 0° og 760 Mm. kun 0,02 til 0,05 Rumfang (saaledes af Brint, Kvælstof, Luft, Kulilte, Ilt, Kvælstoftveilte, Methan, o: alle dem, hvis kritiske Temperatur ligger meget lavt); af andre 1 til 4 Rumfang (saaledes af Kvælstofforilte, Kulsyre, Chlor, Svovlbrinte); af Svovlsyrling opløser 1 Rumfang Vand over 79, af Ammoniak over 1000 Rumfang. Det af 1 Rumfang Vand ved 0° og 760 Mm. opløste Rumfang af Luftarten er dennes Absorptionskoefficient, som altsaa netop udtrykkes ved de nævnte Tal. Absorptionskoefficienten er uafhængig af Trykket, men da Vægten af 1 Rumfang Luftart ved et n Gange saa stort Tryk bliver n Gange saa stor, saa bliver Vægten af den i en given Vandmængde absorberede Mængde af en Luftart proportional med Trykket, og dette gjælder ogsaa for Blandinger af Luftarter (f. Ex. atmosfærisk Luft), idet da hver Bestanddel af Blandingen, som udgjør $\frac{1}{n}$ af det hele Rumfang, opløses, som om den var alene tilstede og stod under $\frac{1}{n}$ af det hele Tryk (Henry-Dalton's Lov). Ved Formindskelse af Trykket, eller naar en Luftstrøm ledes igjennem eller henover Vædsken, eller naar denne koges, uddrives Luftarterne fuldstændig af deres Opløsninger.

2) De 4 Haloidsyrers Opløselighed er meget betydelig. Fluorbrinte opløser sig endog i alle Forhold i Vand. Af Chlorbrinte, Brombrinte og Jodbrinte absorberer 1 Rumfang

Vand ved 0° 500 til 600 Rumfang. Men disse Opløsninger forholde sig ganske anderledes end andre Luftarters. Deres Opløsningsvarme er langt større, og deres koncentrerede Opløsninger udvikle en anseelig Varme ved Fortynding. De følge ikke Henry-Daltons Lov, og de kunne ikke uddrives af deres Opløsninger ved Kogning. Tvertimod forholde deres Opløsninger sig som en Blanding af Salpetersyre og Vand. De fortyndede give ved Destillation først Vand, de koncentrerede først de luftformige Haloidsyrer, indtil der i begge Tilfælde tilsidst gaaer en Blanding over af konstant Sammensætning og med det højeste Kogepunkt, nogen Blanding af Vand med vedkommende Haloidsyre har (sml. S. 80 n.). Alt viser saaledes, at disse Opløsninger ere Blandinger af Vand og flydende Forbindelser, og vi have da ogsaa, i det mindste for Chlorbrinten, Grunde til at antage, at den i vandig Opløsning ikke er tilstede som saadan, men som en Forbindelse af lige Molekuler Chlorbrinte og Vand.

Opløsninger af lettere opløselige Luftarter i Vand fremstilles i Reglen ved at lede Luftarten i Vand ved sædvanligt Tryk, men ved lav Temperatur. Udviklings- og Vaskeapparaterne ere de samme som de ovenfor (S. 74) nævnte, men Luftarten behøver selvfølgelig ikke at tørres. Som Absorptionskar benyttes gjerne 3-halsede Flasker, som ere delvis fyldte med Vand, og som afkøles godt ved at stilles i koldt Vand. I den ene Hals er Tilledningsrøret anbragt lufttæt ved en gjennemboret Prop, i den anden paa samme Maade et dobbeltbøjet Rør, hvis ene Gren munder lige under Proppen, medens den anden føres ned i den næste Flaske, for hvilken den altsaa bliver Tilledningsrør. Er Vægtfylden af det med Luftarten mættede Vand større end Vandets, lader man Tilledningsrøret munde lige under Vandets Overflade, er den mindre, derimod helt nede ved Bunden. Gjennem den 3die Hals indsættes lufttæt med Prop lige, aabne Rør, som munde tæt under Vædskens Overflade, de saakaldte Sikkerhedsrør. De tjene til at give Luften Adgang, hvis Absorptionen skulde

blive saa stærk, at der i Flaskerne frembragtes et luftfortyndet Rum. Sligt kan ogsaa skee i Udviklingsapparatet f. Ex. ved en tilfældig Afkøling, og derfor gives Tilgydningstragten en saadan Form, at den i saa Fald tilsteder Luften Adgang (Sikkerhedstragt). Under almindelige Forhold er Luftartens Tryk i hver Flaske lig Summen af de Vædskesøjler, den fremdeles har at passere, og derfor maa Sikkerhedsrørene være længere, jo mere man nærmer sig Udviklingsapparatet. I dette bliver Trykket størst, og det kan derfor undertiden være nødvendigt at afspærre Sikkerhedstragten med Kvægsølv.

METALLOIDERNE.

Brint. H = 1. M = H_2.

I fri Tilstand *forekommer* Brint, som Spektralanalysen har vist, i rigelig Mængde i Solen og Fixstjernerne, men kun sjældent paa Jorden (i vulkanske Luftarter, i de pennsylvanske Petroleumskilder, undertiden i Tarmluftarterne.) I Forbindelser findes den derimod overordentlig hyppig. Den udgjør $\frac{1}{9}$ af Vandets Vægt og forekommer desuden i vore Brændmaterialer og Belysningsstoffer og overhovedet næsten i alle organiske Forbindelser, fremdeles i alle Syrer og Baser og i en Mængde andre Forbindelser.

Den *fremstilles* 1. hyppigst af Syrer ved Indvirkning af Metaller, idet disse ligefrem bytte Plads med Syrens Brint, som derved frigjøres. Processen foretages i et almindeligt Luftudviklingsapparat (S. 74), og sædvanlig anvendes Zink og fortyndet Svovlsyre, hvorved dannes Brint og Zinksulfat: $Zn + H_2SO_4 = H_2 + ZnSO_4$. Brinten kan opsamles over Vand eller tørres paa sædvanlig Maade. Er Zinket chemisk rent, og kun da giver det ren Brint, paavirkes det næppe af den fortyndede Svovlsyre, men man kan da tilsætte et Par Draaber Kobbervitriolopløsning eller Brintplatinchlorid, idet Zink da udskiller Kobber eller Platin og med dem danner et kraftigt galvanisk Element. — 2. Af Vand ved Elektrolyse: $H_2O = H_2 + O$ (se S. 96) eller ved at sønderdele Vandet med Metaller enten ved almindelig Temperatur (saaledes virker f. Ex. Natrium: $Na + H.OH = H + Na.OH$) eller ved høj Temperatur. Glødes f. Ex. Jern i Vanddamp, udvikles Brint og dannes Jernmellemilte: $3Fe + 4H_2O =$

$Fe_3O_4 + 4H_2$ (sml. S. 47). — 3. Af Baser ved Indvirkning af Metaller, hvis Hydroxyder ere opløselige i Basen: $Zn + 2H.O.K = H_2 + Zn.O_2.K_2$; $Al_2 + 6H.O.K = 3H_2 + Al_2.O_6.K_6$. I det store fremstilles Brint ved Glødning af Kalkhydrat med Kul: $2Ca(OH)_2 + C = 2CaO + CO_2 + 2H_2$. Kulsyren lader man alsorberes af Kalkhydrat; Brinten bringes i Handelen, sammentrykket under 10 Atmosfærers Tryk i Jerncylindre. — 4. Kulbrinter sønderdeles jævnlig ved høj Temperatur til Kulstof og Brint. Derfor er Hovedbestanddelen af Belysningsgas fri Brint.

Fysiske Egenskaber. Brint er en farveløs Luftart uden Lugt og Smag. Dens kritiske Temperatur ligger lavere end alle andre Luftarters, men man har dog kunnet fortætte den til en farveløs Vædske (S. 73). Den er af alle Luftarter den mindst vægtfyldige, nemlig 14,47 Gange mindre vægtfyldig end Luften (s. S. 16). Man kan derfor hælde den opad fra et Glas i et andet og benytte den til Fyldning af Luftballoner. Af samme Grund diffunderer den overordentlig let gjennem porøse Vægge, f. Ex. gjennem porøse Lercylindre, saaledes som de benyttes til de galvaniske Elementer, eller gjennem glødende Jern- eller Platinrør. Molekulernes Hastighed i Luftarter (Diffusionshastigheden) forholder sig nemlig omvendt som Qvadratroden af Luftartens Vægtfylde (Graham's Lov). Da Iltens Vf. er 16 Gange Brintens, er Brintmolekulernes Hastighed følgelig 4 Gange saa stor som Iltmolekulernes. Brintmolekulernes store Hastighed er ogsaa Grunden til, at den leder Varmen bedre end alle andre Luftarter. 1 Liter Brint vejer ved 0^0 og 760 Mm. 0,08936 Gram. I Vand er den meget lidt opløselig. 1 Liter Vand indsuger kun 19 Kcm. Brint.

Chemiske Egenskaber. Brint nærer ikke Forbrændingen, men er selv brændbar. Fører man et lille brændende Lys paa en Jerntraad fra neden op i et omvendt Glas med Brint, vil Lyset slukkes, men Brinten tændes og brænde ved Glassets Munding. Tør Brint brænder med farveløs Flamme i Ilt eller Luft, og Forbrændingsproduktet er Vand: $H_2 + O = H_2O$. Holdes en kold, tør Glasklokke over en brændende Brintflamme, saa fordraabes den dannede Vand-

damp og flyder ned ad Klokkens Indervæg. Ved Brintens Forbrænding i Luft eller Ilt til Vanddamp udvikles en overordentlig Varmemængde, nemlig 58000 c for hvert Grammolekule Vanddamp. Iltbrintflammen er derfor ogsaa overordentlig hed, om end langtfra ikke saa hed som den skulde være, naar hele den udviklede Varme anvendtes til Opvarmning af den dannede Vanddamp. I saa Fald skulde dens Temperatur være omtrent 7000°, medens Forsøget har vist, at den kun er omtrent 2700°, saa at det allerede heraf kan sees, at Forbrændingen er højst ufuldstændig, eller at den dannede Vanddamp her for en stor Del dissocieres (S. 43 ø.) og binder største Delen af den udviklede Varmemængde. Alligevel giver denne Flamme en af de højeste Temperaturer, man kan frembringe, og man kan deri smelte meget tungtsmeltelige Stoffer f. Ex. Platin, og ophede usmeltelige f. Ex. Kalk til en Temperatur, hvorved de udsende et yderst intensivt Lys (Drummond's Kalklys). En Blanding af 2 Rf. Brint og 1 Rf. Ilt, den saakaldte Knaldluft, forener sig ikke ved almindelig Temperatur. Den indeholder Vandets Bestanddele i det rette Forhold, men er ikke Vand. Først naar man tænder Blandingen eller lader en elektrisk Gnist slaa igjennem den, foregaaer Foreningen med en voldsom Explosion, idet den dannede Vanddamp ophedes til hin høje Temperatur og derved udvides overordentligt, men strax igjen fortættes til et flere Tusinde Gange mindre Rumfang, saa at Luften fra alle Sider styrter ind i det tomme Rum. Ogsaa en Blanding af Luft og Brint exploderer ved Antændelse, især naar Brinten findes i det rette Forhold til Luftens Ilt. Derfor tør Brint, der opbevares i en Gasholder eller fremstilles i et Luftudviklingsapparat, aldrig tændes, før man ved foreløbig Prøve med en ringe Mængde har sikret sig, at den brænder roligt uden pibende Lyd, at den med andre Ord kun indeholder Spor af Luft.

Brint kan ogsaa tændes ved at strømme ud paa fintdelt Platin, Platinsvamp. Paa Grund af sin store Overflade og høje Vægtfylde fortætter Platinsvamp nemlig en

betydelig Mængde Luft. Idet nu Brinten af samme Grund fortættes, udvikles der en saa betydelig Varme, at den kan forene sig med Luftens Ilt med den sædvanlige Varmeudvikling; herved bliver Platinsvampen glødende og tænder Brinten (Døbereiner's Brint-Fyrtøj).

Uagtet Brinten er luftformig, har den i chemisk Henseende fuldstændig Charakter af et Metal. Den bytter Plads med Metaller, og det er en almindelig Regel i Chemien, at ensartede Stoffer træde istedetfor hinanden (sml. ogsaa S. 41). I Overensstemmelse hermed danner den ogsaa Legeringer med flere Metaller f. Ex. Natrium (s. S. 43) og Palladium, hvilket sidste Metal optager indtil 600 Gange sit Rumfang Brint (Pd_1H_2). I ringere Mængde forener Brint sig direkte med flere andre Metaller, med Støbejern f. Ex. ved omtrent 800°.

Men de Stoffer, Brinten har overvejende Tilbøjelighed til at forene sig med, ere dog de stærkest elektronegative, Fluor, Ilt, Chlor; mindre let forener den sig med Brom, vanskeligt med Jod. Den er derfor et af vore vigtigste Reduktionsmidler o: under passende Betingelser overfører den højere Ilter, Chlorider osv. til lavere, eller berøver dem endog al den Ilt, Chlor osv., de indeholde. Ogsaa med de øvrige Metalloider med Undtagelse af de stærkt metallignende (Vismut og Tin) forener Brint sig; dog dannes disse Forbindelser sædvanlig ad Omveje. Kun med Svovl, Selen, Tellur og Kulstof kan Brint, skjønt ikke let, forenes direkte.

Brinten er opdaget 1777 af Cavendish.

Ilt. O = 16. M = O_2.

Ilt *forekommer* fri i Luften, som i 100 Rumfang indeholder 21 Rumfang Ilt. I Forbindelser er den det hyppigste af alle Grundstoffer, idet den udgjør $\frac{8}{9}$ af Vandets, og næsten Halvdelen af alle almindeligere Bjergarters Vægt; desuden findes den i næsten alle organiske Legemer.

Den *fremstilles* hyppigst 1. ved Glødning af forskjellige iltholdige Forbindelser, saaledes især:

— a. af et i Handelen forekommende Salt, Kaliumchlorat, $KClO_3$, som ved Glødning ligefrem spaltes til Chlorkalium og Ilt. Processen, der foretages i en Glas- eller Jernretort, foregaaer dog i to Sæt, idet der først dannes Kaliumperchlorat, $KClO_4$:

$$\left.\begin{array}{l} 2KClO_3 = KCl + KClO_4 + O_2 \\ KClO_4 = KCl + 2O_2. \end{array}\right| \text{ og}$$

Men da Kaliumchlorat er en slet Varmeleder, skeer Virkningen langt lettere og ved langt lavere Varme, naar Saltet iforvejen blandes med $\frac{1}{3}$ af sin Vægt af en god, ikke iltelig Varmeleder f. Ex. Brunsten, Jerntveilte, Kobberilte o. lign. Ilten kan opsamles over Vand eller tørres paa sædvanlig Maade (S. 75). — b. Ved Glødning af det naturligt forekommende Metalilte, Brunsten (Manganoverilte, MnO_2), som herved afgiver $\frac{1}{3}$ af sin Iltmængde under Dannelse af Manganmellemilte: $3MnO_2 = Mn_3O_4 + O_2$. — c. Ved Ophedning af det røde Kvægsølvilte, som ligefrem spaltes til metallisk Kvægsølv og Ilt: $HgO = Hg + O$. Paa denne Maade blev Ilten opdaget af Priestley den 1ste Aug. 1774. — d. Naar man lader stærk Svovlsyre, H_2SO_4, dryppe paa glødende Teglstensstykker i en Retort, spaltes Svovlsyren til Svovlsyrling, Vand og Ilt: $H_2SO_4 = SO_2 + H_2O + O$. Svovlsyrlingen kan indsuges af Vand og igjen bruges til Fremstilling af Svovlsyre.

2. Af Luften kan Ilt vindes — a. ved at ophede Baryt (BaO) i en Luftstrøm til mørk Rødglødhede, hvorved Baryten forener sig med Luftens Ilt til Baryumoverilte (BaO_2). Dette afgiver ved højere Temperatur igjen den optagne Ilt: $BaO_2 = BaO + O$, og Processen kan da gjentages med den samme Barytmængde. — b. Ophedes en Blanding af Brunsten og Natriumhydroxyd i en Luftstrøm, optages Ilt og dannes Natriummanganat: $2NaOH + MnO_2 + O = Na_2MnO_4 + H_2O$. Ledes nu Vanddamp over det dannede Natriummanganat, sønderdeles dette under Gjendannelse af Brunsten og Natriumhydroxyd (reciprok Proces, S. 47), og Operationen kan da gjentages med de samme Stoffer.

3. Af Vand ved Elektrolyse: $H_2O = H_2 + O$ (se S. 96).

Fysiske Egenskaber. Ilt er en farveløs Luftart uden

Lugt og Smag; dens kritiske Temperatur ligger meget lavt, dog har man fortættet den til en farveløs Vædske (S. 73), men endnu ikke faaet den i fast Form. Dens Vægtfylde i Luftform er 16 Gange større end Brintens og 1,1056 Gange større end Luftens. 1 Liter Ilt vejer ved 0°, 760 Mm. 1,430 Gr. Sml. S. 16. 1 Liter Vand opløser ved 0° 41 Kcm. Ilt.

Iltens væsentligste *chemiske Egenskaber* er dens overordentlige Tilbøjelighed til at forene sig med andre Grundstoffer til de saakaldte Ilter (Oxyder). Ilterne af Metalloiderne ere hyppig Syreanhydrider, Ilterne af Metallerne hyppigst Baseanhydrider, dog undertiden ogsaa saadanne „indifferente Ilter" som Overilter, der ved passende Behandling med Syrer danne et Salt, Vand og fri Ilt ($MnO_2 + H_2SO_4 = MnSO_4 + H_2O + O$), eller Underilter, der med Syrer omsætte sig til et Salt, Vand og frit Metal (Kobberforilte forholder sig overfor fortyndet Svovlsyre som et Underilte: $Cu_2O + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O + Cu$), eller Mellemilter, der ved Behandling med Syrer snart sønderdeles til et Salt, Vand og et Overilte ($Pb_3O_4 + 2HNO_3 = PbN_2O_6 + H_2O + PbO_2$), snart danne to forskjellige Salte ($Fe_3O_4 + 8HCl = FeCl_2 + Fe_2Cl_6 + 4H_2O$).

Allerede i den fortyndede Tilstand, hvori Ilten findes i Luften, forbinder den sig direkte med alle Grundstoffer undtagen Fluor, Chlor, Brom, Jod, Kvælstof, Sølv, Guld og Platin, og denne direkte Forening er altid ledsaget af en Varmeudvikling og hyppig af Ildfænomener, som, især naar der anvendes ren Ilt, kunne være meget glimrende. Saaledes brænder fintdelt Jern (Apothekernes Ferrum reductum) i Luft, naar det pustes gjennem en Flamme. Ogsaa Gnisten af Fyrstaalet er brændende Jern. Men i ren Ilt brænder ogsaa kompakt Jern under et glimrende Ildfænomen til Jernmellemilte. En Træspaan, som endnu kun gløder i Luften, bryder i Flamme i ren Ilt. Svovl og Fosfor brænde med langt større Glands i Ilt end i Luft, det første med blaa Flamme til SO_2 (Svovlsyrlinganhydrid), det sidste med blændende hvid Flamme til P_2O_5 (Fosfor-

syreanhydrid). Ogsaa de ovennævnte Grundstoffer, som ikke direkte forene sig med Ilt, kunne alle (undtagen Fluor) bringes til at danne Ilter, men dette maa skee ad Omveje, uagtet Foreningen her ogsaa hyppig er ledsaget af en Varmeudvikling, der undertiden endog er ret betydelig. Kun Ilterne af Chlor, Brom, Kvælstof og Guld dannes under Varmeabsorption.

Forbrænding.

Den Varmeudvikling, som finder Sted, naar brændbare Stoffer forene sig med Luftens Ilt, benyttes i det daglige Liv til at frembringe Varme og Lys. Alle vore Brændmaterialer og Belysningsstoffer indeholde nemlig Kulstof og Brint, og 1 Gr. Kulstof udvikler ved sin Forbrænding til Kulsyre 8080°, 1 Gr. Brint ved sin Forbrænding til Vanddamp 29000°. Paa disse Varmeudviklinger beroer ogsaa den dyriske Varme, idet Luftens Ilt ved Aandedraget optages i Lungerne af Blodet, med dette føres ud i Legemet og her ilter Blodets kulstofholdige Bestanddele. Ligeledes beroer den langsomme Forbrænding, hvorved døde Dyr og Planter efterhaanden omdannes til Muldjord (Formuldning) og denne igjen videre til Kulsyre og Vand, paa Kulstofs og Brints Forbindelse med Luftens Ilt. De fleste brændbare Stoffer forene sig dog først med Ilt ved en bestemt højere Temperatur (Antændelsestemperaturen). Den almindelige ældre Fyrstiks Fosfor tændes allerede ved Gnidning; ved Fosforets Forbrænding frembringes en saa høj Temperatur, at ogsaa Svovlet kommer i Brand, og ved dettes Forbrænding stiger Varmen saa højt, at endelig Træet tændes. Et brændende Legeme slukkes, naar man berøver det saa megen Varme, at dets Temperatur synker under Antændelsestemperaturen. Glødende Kul slukkes snart paa en Metalplade. Ved Anvendelse af Vand til at slukke Ild bringes det brændende Legemes Temperatur under Antændelsestemperaturen, idet Vandet forbruger en betydelig Varmemængde til sin Fordampning. Holdes et nogenlunde fint Metaltraadnet i en Flamme, saa afkøles denne saa stærkt ved den gode Varmeleder,

at Forbrændingen ikke kan fortsættes over Nettet (Davy's Sikkerhedslampe). Jo finere fordelt et brændbart Legeme er, desto flere Berøringspunkter frembyder det for Luftens Ilt, og desto lettere brænder det. Jernpulver, der hænger ved en Magnet, tændes i Flammen af et Lys. Tønder. Fintdelt Fosfor.

Nogle Legemer brænde med Flamme, andre uden Flamme. En Flamme er en glødende Luftart og kan derfor kun dannes, naar det brændende Stof enten selv er luftformigt f. Ex. Brint, Gas, Kulilte, eller ved Forbrændingstemperaturen fordamper f. Ex. Svovl, Petroleum, Magnium, Zink, eller sønderdeles og derved danner luftformige, brændbare Produkter. Saaledes give Tælle, Stearin, Olie, Vox, Stenkul, Træ, Harpix alle ved Glødning brændbare Luftarter, i Almindelighed Kulbrinter.

Flammer ere dels lysende, dels ikke lysende. I Almindelighed lyser en Flamme, naar der udskilles et fast Legeme deri, som ved den høje Temperatur bringes til Glødning. Faste Legemer udstraale nemlig langt mere Lys end Luftarter ved samme Temperatur. Brintflammen lyser ikke, fordi baade Brinten selv og Forbrændingsproduktet ere flygtige. Men bringes et fast Legeme (Kalk, Platintraad) ind i Brintflammen, da lyser den stærkt. Magnium- og Fosforflammen lyse stærkt, fordi Forbrændingsproduktet er fast (Magnesia, Fosforsyreanhydrid). Ved vore almindelige Belysningsmidler er det fintdelt Kulstof, som udskilles i Flammen og afsætter sig, naar man bringer et koldt Legeme derind. Dette Kulstof forbrænder først i den yderste Del af Flammen, hvor der er den stærkeste Varme. Indeholder derfor et Belysningsstof saa meget Kulstof, at dette ikke kan bringes til Hvidglødning, saa bliver Flammen gul eller rød og „soder". Det samme er Tilfældet, naar Lufttilførslen er utilstrækkelig. Derfor sørger man for forøget Lufttilstrømning ved Lampeglas, hvori de opvarmede og derfor mindre vægtfyldige Forbrændingsprodukter hurtig stige tilvejrs og derved fremkalde en rask Tilstrømning af frisk Luft fra neden. Ofte

gives Lampeglasset en saadan Form, at Luften presses uden fra ind i Flammen; meget hyppig gjøres Flammen flad eller ringformig, saa at Luften kan komme til at paavirke den fra to Sider. At faste Legemer saaledes bringe Flammen til at lyse beroer i det mindste tildels paa, at de i samme Rumfang indeholde langt flere Molekuler end Luftarter. I Overensstemmelse hermed lyser en Brintflamme, naar den brænder under stærkt Tryk, medens omvendt en Belysningsflamme ikke lyser, naar Gassen iforvejen fortyndes med Kulsyre, Kvælstof, Brint eller Vanddamp. Dog hidrører dette ogsaa fra Afkølingen, idet Flammen for at lyse maa have en høj Temperatur. Ogsaa naar Gas blandes med almindelig Luft, før den tændes (Bunsen's Lampe), ophører Flammen at lyse paa Grund af Fortyndingen, men da Luft er et ildnærende Legeme, bliver Flammen ikke koldere, men tvertimod hedere.

I en almindelig Stearinlysflamme kan i Følge det foranstaaende iagttages flere Lag af meget forskjellig Beskaffenhed. Det smeltede Stearin suges op ved Vægens Haarrørsvirkning og bringes i den mørke Kjerne af Flammen til at fordampe. Her findes ingen høj Temperatur, idet Varmen bruges til Fordampningen af Stearinet. Paa Grændsen af den mørke Kjerne og den lysende Del af Flammen sønderdeles Stearindampen til forskjellige Kulbrinter. Disse forbrænde i den alleryderste Del af Flammen fuldstændig til Kulsyre og Vanddamp, og da der her ikke findes noget fast Legeme i Flammen, er dette Lag („Sløret") ikke lysende, men meget hedt. Det mellemliggende lysende Lag afspærres fra Luften ved det brændende Yderlag, men ophedes samtidig af dette til en meget høj Temperatur. Derfor sønderdeles Kulbrinterne her til Brint og hvidglødende Kulstof, hvilket sidste bringer Flammen til at lyse. Ved et hævertformigt Glasrør kan man isolere Flammens forskjellige Bestanddele.

Ligesom Brint eller Gas brænde med Flamme i en Atmosfære af Luft eller Ilt, saaledes kan man bringe Luft

eller Ilt til at brænde med Flamme i en Atmosfære af Brint eller Gas (omvendte Flammer), saa at det kun er, fordi vi leve i en iltholdig Atmosfære, at vi kalde Ilten ildnærende, Brint og Gas brændbare; det modsatte kunde siges med samme Ret.

En ikke lysende Flamme farves, naar forskjellige Metalforbindelser bringes ind deri, helst Chlormetaller, fordi disse let reduceres af Flammens Brint, saa at Metallet frigjøres, og det er dette, som i Dampform farver Flammen. Natrium farver saaledes Flammen gul, Kalium violet, Strontium rød, Baryum grøn med gult Skjær, Thallium grøn, Indium blaa. Saadanne Flammer give, naar man lader deres Lys passere en snever Spalte og et Prisme, ikke et sammenhængende Spektrum, men kun en enkelt eller flere lyse Linier (Billeder af Spalten) af en Farve, der svarer til Flammens. Natriumflammen viser saaledes væsentlig en gul Linie, Thalliumflammen en grøn, Indiumflammen to blaa, Kaliumflammen en rød og en blaa, men de fleste andre Metallers Spektra ere meget mere indviklede. Da selv overordentlig smaa Mængder af Metalforbindelserne ere tilstrækkelige til at bringe disse Linier frem, har man i „Spektralanalysen" et usædvanlig skarpt Middel til at paavise saadanne Metaller. Tungtflygtige Metaller (f Ex. Jern, Platin), som ikke forflygtiges i Flammen, bringer man til at fordampe ved at lade stærke elektriske Gnister slaa over mellem Polspidser af Metallet og iagttager da Gnistens Spektrum. For Luftarter (som Brint, Ilt, Kvælstof) lader man Gnisten af en Induktionsmaskine slaa igjennem smalle Rør, som ere fyldte med den stærkt fortyndede Luftart, og iagttager da Spektret af de herved med forskjellig Farve lysende Rør.

De Apparater, hvormed man i den store chemiske Industri frembringer høj Varme, ere Ovne, som væsentlig ere Flamme- eller Skaktovne. I de første kommer det Stof, som skal ophedes, ikke i Berøring med Brændmaterialet selv, men kun med Flammen. Risten lægges derfor ved Siden af Herden (Arbejdsrummet), som er overhvælvet, og adskilles derfra ved en Brystning; Udgangen for Forbrændingsprodukterne til Skorstenen anbringes paa

den modsatte Side af Herden, saa at Flammen slaaer hen over denne. Alt efter den Luftmængde, der føres ind gjennem Risten eller særegne Aabninger, virker Flammen iltende (ved Overskud af Luft) eller reducerende (ved Overskud af Kulstof eller Kulbrinter i Flammen). Disse to modsatte Virkninger af den kulstofholdige Flamme frembringes i det smaa ved Blæserøret. — Skaktovnene ere høje murede Rum, hvori det Stof, der skal ophedes, i Almindelighed blandet med Brændmaterialet, kastes ind fra oven; de egne sig især til reducerende Smeltninger (s. Jern). — Den nødvendige Luft tilføres i Skaktovne sædvanlig ved Blæsebælge, i Flammeovne ved Hjælp af høje Skorstene, der virke paa samme Maade som Lampeglas, idet de varme Forbrændingsprodukter gaa bort med temmelig stor Hastighed og derved suge frisk Luft til Ildstedet.

Man kan vanskeligt maale høje Temperaturer med stor Nøjagtighed, men plejer ved

mørk Rødglødhede	at forstaa	omtrent	700°
lys Rødglødhede	—	—	900°
Hvidglødhede	—	—	1300°
stærk Hvidglødhede	—	—	1500°

Ozon. O_3

Ilten kjendes i en anden Modifikation, hvori den virker endnu kraftigere end ellers, og som er charakteriseret ved en ejendommelig Lugt, hvorfor den kaldes Ozon (ὄζειν, lugte). Ozon forekommer, dog kun i ganske ringe Mængde, i Luften, især om Foraaret, over Havet og i Tordenvejr, idet det bl. a. dannes naar elektriske Gnister slaa igjennem Luft eller Ilt. I meget større Mængde opstaaer det ved den saa kaldte stille Udladning af modsatte Elektriciteter gjennem en langsom Iltstrøm, især ved lav Temperatur. Ved $-89°$ har man saaledes faaet $^2/_3$ af den anvendte Ilt omdannet til Ozon. Ogsaa dannes det ved langsomme Iltninger (f. Ex. af Fosfor), ved Elektrolyse af Vand, ved hurtig Fordampning af Vand (Tørring af Vasketøj) og paa flere andre Maader. Ozon er som Ilt en farveløs Luft,

men dens Vægtfylde er $1^1/_2$ Gang saa stor som Iltens, hvoraf man maa slutte, at dets Molekule er O_3. Ved lav Temperatur og højt Tryk kan det fortættes til en mørkeblaa Vædske, der koger under -100^0 og giver en blaa Damp. Ozon dannes under Varmeabsorption og gaaer derfor let igjen over til almindelig Ilt, især ved Opvarmning, hvorved da Rumfanget bliver $^1/_2$ Gang større. Det angriber i høj Grad Slimhinderne og kan foraarsage Betændelse og Blodspytning. Allerede ved almindelig Temperatur ilter det Sølv til sort Sølvoverilte (Ag_2O_2), Bly til brunt Blyoverilte (PbO_2); det frigjør Jod af Jodkaliumopløsning og sønderdeler let Kautschuk samt alle Plantefarvestoffer, alt Egenskaber, hvorved det skiller sig fra almindelig Ilt.

Vand, H_2O.

Vand *forekommer* overordentlig hyppig baade fast (som Is), flydende og som Vanddamp i Luften; desuden udgjør det en væsentlig Bestanddel af alle Dyr og Planter og af mange Mineralier.

Det *dannes* 1) ved Forbrænding af Brint i Ilt eller Luft: $2H_2 + O_2 = 2H_2O$. — 2) Ved Indvirkning af Brint paa bunden Ilt, især paa mange Metalilter f. Ex. Kobbertveilte, som saaledes reduceres til Metal: $CuO + H_2 = H_2O + Cu$. — 3) Ved Indvirkning af Ilt paa bunden Brint, saaledes ved Forbrænding af brændbare Brintforbindelser som Kulbrinter, Svovlbrinte osv. $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$. — $2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$. En saadan Vanddannelse iagttages, naar man paa en tændt Lampe sætter et koldt Lampeglas, som derved beslaaer sig med Dug. — 4) Ved Indvirkning af bunden Brint paa bunden Ilt. Her skal kun mindes om Vanddannelsen ved Saltenes Fremstilling af Syrer og Baser og ved Fremstilling af Syre- og Baseanhydrider (S. 31 f.).

Da Vand forekommer saa hyppigt, fremstilles det aldrig som Præparat, men man renser det naturlige Vand, som næsten aldrig er rent, ved Destillation (s. S. 101), og

naar der i Chemien tales om Vand i Almindelighed, menes altid destilleret Vand.

Vandets Sammensætning kan findes baade ved Analyse (Adskillelse af dets Bestanddele) og ved Synthese (Dannelse af dets Bestanddele). Ved Elektrolyse af Vand, som er gjort bedre ledende ved Tilsætning af en Syre, udvikles, som det nærmere læres i Fysiken, ved den negative Pol 2 Rumfang Brint, ved den positive 1 Rumfang Ilt. Dog viser Iltens Rumfang sig herved for lille, idet den indsuges stærkere af Vand end Brinten (S. 85 og S. 89), og idet den danner Ozon, som indtager et mindre Rumfang end almindelig Ilt (S. 95). Men ved 100°, hvor begge disse Fejlkilder falde bort, er Brintens Rumfang netop det dobbelte af Iltens. Da nu Iltens Vægtfylde er 16 Gange Brintens, saa bestaaer Vandet af 2 Vægtdele Brint og 16 Vægtdele Ilt.

Det samme kan findes ved at afspærre bestemte Rumfang Ilt og Brint over Kvægsølv i et Eudiometer, et nøjagtig inddelt Rør, i hvis øverste, lukkede Ende er indsmeltet to Platintraade, og ved Hjælp af disse lade en elektrisk Gnist slaa igjennem Luftblandingen. Brint og Ilt ville da forene sig under Explosion; efter denne vil Kvægsølvet stige i Røret, og ved at undersøge den tilbageblivende Luftarts Mængde og Beskaffenhed vil man finde, at netop 2 Rumfang Brint have forenet sig med 1 Rumfang Ilt. Anvendes nøjagtig 2 Rumfang Brint og 1 Rumfang Ilt, vil Kvægsølvet fylde hele Røret. Omgives i dette Tilfælde Røret med Damp af en kogende Vædske, hvis Kogepunkt ligger en Del højere end Vandets, vil det dannede Vand ikke fortætte sig, men holde sig dampformigt i Eudiometret, og man vil da finde, at der af 2 Rumfang Brint og 1 Rumfang Ilt er dannet 2 Rumfang Vanddamp, hvad der stemmer med Ligningen: $2H_2 + O_2 = 2H_2O$, i Følge hvilken 3 Rumfang ere blevne til 2. — Ogsaa ved Vægtanalyse har man fundet, at 2 Vægtdele Brint forene sig med 16 Vægtdele Ilt til Vand. Man har nemlig ledet ren og tør Brint over en nøjagtig vejet Mængde opvarmet

Kobbertveilte og opsamlet det dannede Vand i en nøjagtig vejet Beholder, som, for at ingen Vanddamp skulde gaa ufortættet bort, var forbunden med et Chlorkalciumrør. Hvad disse to Opsamlingskar tilsammen tiltog i Vægt, var da det dannede Vand, hvad Kobberiltet tabte i Vægt, var den i det dannede Vand indeholdte Ilt, medens Resten var Brint. Paa en anden, men ikke saa nøjagtig Maade bestemte Lavoisier 1783 Vandets Sammensætning, nemlig ved at lede Vanddamp over en vejet Mængde glødende Jern, maale den udviklede Brint og bestemme Jernets Vægtforøgelse, ɔ: den Mængde Ilt, der i Vandet havde været forbunden med den maalte Mængde Brint.

Vandets fysiske Egenskaber. I tynde Lag er det farveløst, i tykke tydelig blaat. Det er en slet Leder for Varme og Elektricitet og kun i meget ringe Grad sammentrykkeligt. Dets Vægtfylde ved 4° sættes som Enhed for faste og flydende Legemers Vægtfylde og er her 773 Gange Luftens, 11191 Gange Brintens ved 0° og 760 Mm. Vægten af 1 Kcm. Vand ved 4° i Vacuum kaldes 1 Gram. Ved 4° har Vandet sin største Tæthed og udvider sig herfra baade ved Opvarmning og Afkøling, hvilket sidste er af største Betydning i Naturen, da Isen ellers vilde danne sig paa Bunden og ikke paa Overfladen, saa at om Vinteren alle Vande vilde bundfryse og Sommervarmen ikke være tilstrækkelig til at optø dem. Vandets Frysepunkt ved almindeligt Tryk sættes som Nulpunkt paa Thermometret. Men ved meget højt Tryk synker Vandets Frysepunkt. Paa Bunden af Gletscherne (Jøklerne) kan Isen derfor paa Grund af det uhyre Tryk smelte betydelig under 0°, hvorved disse Ismassers Bevægelse forklares. Isens Vægtfylde er kun 0,93, og Vandets Frysning i Stenenes Spalter bidrager derfor i høj Grad til deres Forvitring og til Udjævning af Terrainforholdene. Vandet krystalliserer hexagonalt (Snefnug). Vandets Kogepunkt ved 760 Mm. betegnes med 100° paa Celsius' Thermometer. Vand fordamper iøvrigt ved alle Temperaturer, indtil Dampen har naaet sin største Spænding ved den givne Temperatur, og Spændingen tiltager meget stærkt med voxende Temperatur. Ved 100° er den 760 Mm.

(1 Atmosfære), ved 121° er den 2 Atmosfærer, ved 145°,5 4 Atmosfærer (Trykket i almindelige Dampkjedler). Isens Smeltningsvarme er 80°, Vandets Fordampningsvarme 536° for 1 Gram. Tilstedeværelse af Salte i Vandet bringer dets Kogepunkt til at stige, dets Frysepunkt til at synke (se S. 77). Is af Saltvand indeholder derfor kun meget lidt Salt, idet Moderluden, som indeholder alt Saltet, har et lavere Frysepunkt.

Vandets chemiske Forhold. Ved Elektrolyse og ved meget høj Temperatur spaltes Vand ligefrem til Ilt og Brint. Paavirkes det ved høj Temperatur af Stoffer, som have stærk Affinitet til Ilt (som Kulstof og mange Metaller, især de med Jern beslægtede), saa udvikles Brint og dannes Ilter af Kulstof og Metallerne. Omvendt kan Chlor, der har saa stærk Affinitet til Brint, sønderdele Vand under Dannelse af Chlorbrinte og Frigjørelse af Ilt (se S. 108). Men ved mange Omsætninger, der foregaa ved lavere Temperatur, viser det sig, at Vandet er Brintens Hydroxylforbindelse. Saaledes sønderdeles det af Natrium og flere andre stærke elektropositive Metaller under Udvikling af Brint og Dannelse af Hydroxyder: $Na + H.OH = H + Na.OH$. Meget hyppig sønderdeles det til Hydroxyl og Brint, som hver indgaaer i nye Forbindelser. En saadan Virkning have næsten alle Metalloidernes Forbindelser med halogene Stoffer undtagen Haloidbrinterne, idet Brinten forener sig med det halogene Stof, og Hydroxylet træder istedetfor dette. F. Ex. $PCl_3 + 3H.OH = P(OH)_3 + 3HCl$. — $SnCl_4 + 4H.OH = Sn(OH)_4 + 4HCl$. Paa samme Maade virke Syreradikalernes Chlorider, f. Ex. $SO_2.Cl_2 + 2H.OH = SO_2.(OH)_2 + 2HCl$ (sml. S. 29).

Vandet forener sig meget sjældent med Grundstoffer (f. Ex. $Cl_2,10H_2O$), hyppigt derimod med Syreanhydrider, mindre hyppigt med Baseanhydrider (S. 32 og 33), hvorved da altid finder en Ombytning af Atomerne Sted (S. 26). Som Krystalvand (S. 69) forbinder det sig med mange og meget forskjelligartede Forbindelser. Det virker især som Opløsningsmiddel baade overfor luftformige, flydende

og faste Stoffer (S. 76 til 83). Dets Vigtighed som saadant fremgaaer noksom deraf, at alle Dyr, som aande ved Gjæller, indaande den i Vandet opløste Ilt, og at hverken Dyr eller Planter kunne omdanne deres Næringsmidler til Dele af deres Legeme, uden at Næringsmidlerne ere i flydende Form, og Opløsningsmidlet er da altid Vand. At Regnvandet er destilleret Vand og indeholder Kulsyre opløst, spiller en stor Rolle med Hensyn til dets Evne til at opløse de mineralske Stoffer, det tilfører Planterne.

Vandet i Naturen er ikke rent, men indeholder dels Luftarter, især Kulsyre, Ilt og Kvælstof; dels faste Stoffer, især Kalciumkarbonat, Kalciumsulfat, Chlornatrium og Kaliumsulfat; men ogsaa meget almindeligt Magniumkarbonat, Ferrokarbonat, lidt Kiselsyre og meget vexlende Mængder af organiske Stoffer. — Regnvand er det reneste naturlige Vand, især tidlig om Foraaret, naar Luften ved Vinterens Nedslag er vasket ren for Støv og andre Urenheder. Da indeholder Regnvandet i Almindelighed kun Luftarter og et Spor af Ammoniumnitrat. — Brønd- og Kildevand, som er opstaaet ved, at Regnvandet har sivet igjennem Jorden, har her optaget forskjellige Stoffer, som ligefrem have opløst sig i Vandet (Kalciumsulfat, Chlornatrium, organiske Stoffer, Kiselsyre), og andre, som ikke ere opløselige i rent Vand, men vel i kulsyreholdigt (Kalcium- og Magniumkarbonat). Vand, der indeholder synderligt mere end 0,2 Gram Kalciumsalte i 1 Liter, betegnes i Almindelighed som haardt, Vand, der indeholder synderligt mindre, som blødt. Haardt Vand er ikke egnet til Vask, da Sæberne (opløselige Alkalisalte af fede Syrer) omsætte sig med dets Kalciumsalte og udskilles i Form af uopløselige Kalksæber. Man skjelner mellem forbigaaende og blivende Haardhed. Den første hidrører fra Kalciumkarbonat og kan hæves 1) ved Kogning, idet derved den Kulsyre, som holder Kalciumkarbonatet opløst, uddrives og dette herved udskilles (som Kjedelsten); 2) ved Tilsætning af en passende Mængde Kalkvand (opløst $Ca(OH)_2$), hvorved det i Kulsyren opløste Kalciumkarbonat,

der maa antages at være tilstede i Form af surt Salt, $Ca(CO_3H)_2$, omdannes til normalt og derved udskilles: $Ca(CO_3H)_2 + Ca(OH)_2 = 2CaCO_3 + 2H_2O$; 3) ved Tilsætning af Natriumkarbonat (Soda), hvorved dannes normalt Kalciumkarbonat, som udskilles, og opløseligt surt Natriumkarbonat: $Ca(CO_3H)_2 + NaCO_3 = 2Na.CO_3H + CaCO_3$. Vandets blivende Haardhed kan hæves ved Natriumkarbonat, hvorved fældes Kalciumkarbonat og dannes opløseligt Natriumsulfat: $CaSO_4 + Na_2CO_3 = Na_2SO_4 + CaCO_3$, og paa flere andre Maader. -- Flodvand og Vand i Indsøer er i Reglen blødt, idet det paa Grund af sin store Overflade har afgivet Kulsyren til Luften, hvorved Kalciumkarbonat har udskilt sig; ogsaa benytte mange Vanddyr dette Salt til deres Skaller. Dog er Kalciumkarbonat overvejende i Flodvandet, derefter følger Alkalisalte og tilsidst Magniumsalte. — I Havvandet er dette Forhold helt forrykket. Havvand indeholder gjennemsnitlig 3,5 Procent faste Bestanddele, hvoraf 2,7 Procent Kogsalt, derefter følger Magnium- og tilsidst Kalciumsalte. Medens nemlig Chlornatrium og Chlormagnium enten ikke benyttes af Sødyr og Vandplanter eller dog udskilles igjen i opløselig Form, medgaaer der overordentlig store Mængder Kalciumkarbonat til de talrige Sødyrs Skaller og aflejres i uopløselig Form (f. Ex. Koraller), tilmed indesluttet i organiske Hinder, som gjøre det upaavirkeligt af Vandets Kulsyre. — Mineralvande findes i Kilder og indeholde større Mængder af visse Salte og Luftarter (Kulsyre, Svovlbrinte, Kulstofoxysulfid). De alkaliske Vande (f. Ex. Vichy, Ems) indeholde især Natriumkarbonat; Svovlvandene (f. Ex. Aachen, Harkány) især Svovlbrinte og Kulstofoxysulfid; Jernvandene (f. Ex. Passy, Pyrmont, Ronneby) især Ferrokarbonat eller Ferrosulfat; Saltvandene især Magniumsulfat (Püllna, Epsom), Natriumsulfat (Karlsbad) eller Chlornatrium. — Drikkevand maa ikke være for haardt og kun indeholde Spor af organisk Stof (kjendeligt ved Kogning med Guldchlorid, som i saa Fald udskiller purpurviolet metallisk Guld). Større Mængder af Chlormetaller eller

salpetersure Salte og selv mindre Mængder af fosforsure Salte og Ammoniaksalte, som i og for sig ikke ere skadelige, antyde dog, at Vandet har været i Berøring med forraadnende organiske Stoffer, og ere derfor altid betænkelige.

Ved *Destillation af Vand* i et hensigtsmæssigt Destillationsapparat tilbageholdes alle ikke flygtige Stoffer, medens Luftarter (Kulsyre, Ammoniak) og letflygtige organiske Stoffer gaa over i de første Destillater. Tilsættes før Destillationen Kaliumpermanganat og Natriumhydroxyd, sønderdeles de organiske Stoffer, og Kulsyren holdes tilbage. Men det første Destillat indeholder ogsaa da Ammoniak (paaviseligt med en alkalisk Opløsning af Kaliumkvægsølvjodid) og samles derfor for sig. Ved Omdestillation med surt Kaliumsulfat giver dog ogsaa dette Destillat ammoniakfrit Vand. Svalerøret bør bestaa af Tin, Sølv eller Platin, ikke af Glas, som afgiver alkaliske Bestanddele til Vandet.

Brintoverilte, H_2O_2,

forekommer i smaa Mængder, men overordentlig udbredt i Naturen, idet det dannes ved alle langsomme Iltninger, som det synes altid sammen med Ozon. Det fremstilles af Baryumoveriltehydrat, som udrøres i Vand og sønderdeles med en passende Mængde af en fortyndet Syre, hvis Baryumsalt er uopløseligt, f. Ex. Svovlsyre. Filtratet fra Baryumsulfatet kan koncentreres ved at lade Vandet fryse og lade den fra Isen skilte Opløsning fordampe i Vacuum over koncentreret Svovlsyre. I den reneste Tilstand, hvori Brintoverilte kjendes, er det en farveløs Syrup af Vf. 1,45 og af en bitter Smag. Allerede ved svag Varme begynder det at sønderdeles til Ilt og Vand, og fintdelte ædle Metaller sønderdele det paa samme Maade uden selv at forandres; men den fortyndede Opløsning er meget bestandig, især i Nærværelse af lidt fortyndet Syre. I luftfortyndet Rum lader den sig endog destillere. Brintoverilte virker baade iltende og reducerende. Saaledes ilter og affarver det organiske Farvestoffer og ilter mange Svovlmetaller til svovlsure Salte. Græsblegningens Virkning hidrører fra Brintoverilte, og det anvendes til Blegning af Elfenben, Strudsfjer,

Horn, Silke, gamle Kobberstik o. m. a. Sort Svovlbly iltes deraf til hvidt Blysulfat (Restauration af gamle Malerier). Paa dets iltende Virkning beroer mulig ogsaa dets stærkt desinficerende Egenskaber, som have bragt det til Anvendelse i Medicin og Chirurgi. Men overfor flere Stoffer, hvis Ilt er løst bunden, virker det afiltende, idet baade det iltholdige Stof og Brintoveriltet taber Ilt. Saaledes reducerer koncentreret Brintoverilte Sølvilte under Explosion: $Ag_2O + H_2O_2 = Ag_2 + H_2O + O_2$. Ogsaa Ozon reduceres til almindelig Ilt: $O_3 + H_2O_2 = O_2 + H_2O + O_2$. En svovlsur Opløsning af Kaliumpermanganat, der er dybt purpurrød, affarves af Brintoverilte under rigelig Iltudvikling: $2KMnO_4 + 5H_2O_2 + 3H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O + 5O_2$. Ved disse Virkninger hidrører altid det ene Atom Ilt i den frigjorte Ilts Molekuler fra Brintoveriltet, det andet fra det iltholdige Stof.

I theoretisk Henseende har Brintoverilte stor Interesse, idet det er at betragte som det vigtige Radikal Hydroxyl i fri Tilstand, altsaa som $(OH)_2$. Baade i Dannelsesmaade og Reaktioner ligner dette Radikal i høj Grad Chlor, hvis Molekule jo ogsaa er Cl_2. Saaledes giver Brintoverilte med Kalkhydrat Kalciumoveriltehydrat ligesom Chlor giver Chlorkalk:

$$Ca(OH)_2 + (OH)_2 = CaO.(OH)_2 + H_2O;$$
$$Ca(OH)_2 + Cl_2 = CaOCl_2 + H_2O.$$

Disse Forbindelser sønderdeles af svage Syrer under Dannelse af henholdsvis Hydroxyl og Chlor:

$$CaO(OH)_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + H_2O + (OH)_2;$$
$$CaOCl_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + H_2O + Cl_2.$$

Ligesom Chlorbrinte dannes af Chlornatrium og Svovlsyre, saaledes kan Hydroxylbrinte (Vand) dannes af Hydroxylnatrium (Natriumhydroxyd) og Svovlsyre:

$$2NaCl + H_2SO_4 = 2HCl + Na_2SO_4;$$
$$2Na(OH) + H_4SO_4 = 2H.OH + Na_2SO_4.$$

Baade i Chlorbrinte og i Hydroxylbrinte lader Brint sig erstatte af Metal:

$$Na + HCl = H + NaCl; \qquad Na + H.OH = H + NaOH.$$

Chlormetaller kunne ogsaa dannes direkte af Chlor og Metal, Hydroxylmetaller ligeledes:

$$2Fe + 3Cl_2 = Fe_2Cl_6; \qquad 2Fe + 3(OH)_2 = Fe_2(OH)_6.$$

Lavere Chlormetaller kunne omdannes til højere ved Chlor. Hydroxylmetaller forholde sig analogt:

$SnCl_2 + Cl_2 = SnCl_4$; $Sn(OH)_2 + (OH)_2 = Sn(OH)_4$.

Baade Chlor og Hydroxyl sønderdele Svovlbrinte under Udskillelse af Svovl, Jodbrinte under Udskillelse af Jod:

$H_2S + Cl_2 = 2HCl + S$ \ ; $2HJ + Cl_2 = 2HCl + J_2$ \
$H_2S + (OH)_2 = 2H.OH + S$ / ; $2HJ + (OH)_2 = 2H.OH + J_2$ /

Chlor forener sig direkte med Svovlsyrling; Hydroxyl ligeledes.

$SO_2 + Cl_2 = SO_2.Cl_2$; $SO_2 + (OH)_2 = SO_2.(OH)_2$.

De halogene Stoffer.

De fire Grundstoffer, som nu skulle omtales, F[illegible], Chlor, Brom og Jod, danne en afsluttet Gruppe, som med et Fællesnavn kaldes halogene Stoffer (Saltdannere), idet de ligefrem forene sig med Metaller til Salte (Haloidsalte), med Brint til stærke Syrer (Haloidsyrer). De have, som det allerede fremgaaer heraf, alle stærkt elektronegative Egenskaber, som dog aftage fra Fluor til Jod i den nævnte Orden; hvad der ogsaa viser sig ved, at deres Affinitet til Ilt voxer i samme Orden, saa at Jodets Affinitet til Ilt endog er ret betydelig, medens Bromets og Chlorets er meget mindre, og Fluor slet ikke danner nogen Iltforbindelse. Overfor Brint og Metaller ere de monovalente, overfor Ilt optræde Chlor, Brom og Jod ogsaa med højere Valens indtil 7. Atomtallene voxe fra Fluor til Jod i den nævnte Orden, og Bromets er tilnærmelsesvis Middeltallet mellem Chlorets og Jodets. Da i det mindste disse tre's Molekuler indeholde to Atomer, gjælder det samme om Damptætheden. Sml. ogsaa S. 14 og 17. Heraf følger tillige, at deres Brintforbindelser dannes, idet $R_2 + H_2 = 2\,RH$, ɔ: lige Rumfang Brint og Halogendamp forene sig, uden at Molekulernes Antal, altsaa uden at Rumfanget forandres (S. 15). Fluor og Chlor ere luftformige, Brom flydende og Jod fast ved almindelig Temperatur. Fluor er farveløst, Chlor gulgrønt, Bromdamp rødbrun og Joddamp violblaa. Bromets Vægtfylde er paa det nærmeste Middel-

tallet mellem det flydende (fordraabede) Chlors og det faste Jods. Haloidmetallerne ere hyppigt isomorfe, men Fluor staar dog i denne som i flere Henseender noget særskilt, hvad der iøvrigt gjenfindes i flere naturlige Grupper af Grundstoffer for det første Leds Vedkommende. Intet af de halogene Stoffer forekommer frit i Naturen, men i Forbindelser med Metaller, af hvilke Chlormetaller findes meget hyppigt, Fluormetaller ret hyppigt, men Brom- og Jodmetaller sparsomt.

Fluor. F = 19.

Fluor *forekommer* i Naturen som Fluormetaller. De vigtigste af disse ere Fluorkalcium, CaF_2 (Flusspat) og Fluoraluminiumnatrium, $6NaF,Al_2F_6$ (Kryolith; Grønland). Fluorkalcium findes ogsaa forbundet med Kalciumfosfat som Apatit, $3Ca_3P_2O_8,CaF_2$, og ligeledes forbundet med Kalciumfosfat i Knoglerne og især i Tændernes Emaille.

Fluor *fremstilles* ved Elektrolyse af fuldkommen vandfri og stærkt afkølet Fluorbrinte. Men da denne ikke leder Elektriciteten, gjøres den ledende ved Tilsætning af lidt fuldkommen vandfrit Fluorbrintekalium (HF,KF). Operationen foretages i et U-formigt Platinrør, i hvis Grene Poler af Platintraad (den positive af Platiniridium) ere nedsatte gjennem Propper af Flusspat, medens hver Gren foroven har et lille Siderør, hvorigjennem Brint og Fluor udvikles, henholdsvis ved den negative og positive Pol.

Fluor er en farveløs Luftart, som øjeblikkelig sønderdeler Vand under Dannelse af Fluorbrinte og Ozon, og hvormed de fleste Metalloider undtagen Ilt forene sig under Ildfænomener. Krystalliseret Silicium brænder allerede i Kulden med Glands deri til Fluorsilicium. Ligeledes brænder Bordiamant deri, Svovl tændes, og Jod brænder med bleg Flamme. Ogsaa Arsen og Antimon forene sig dermed under Ildfænomener, og selv stærkt afkølet Brint exploderer med Fluor i Mørke. Metaller forene sig mindre heftigt med Fluor, sandsynligvis fordi de strax overtrækkes med et tyndt beskyttende Lag af Fluormetal, men organiske Stoffer angribes heftigt og tænde sig hyppig i Berøring med Fluor.

Fluorbrinte. HF (Flussyre). — Ved Opvarmning af Flus-

spat med stærk Svovlsyre i en Blyretort og Omdestillation i en Platinretort faaes en vandholdig Syre: $CaF_2 + H_2SO_4 = 2HF + CaSO_4$. Ved Ophedning af Fluorbrintkalium (HF, KF) i en Platinretort og Afkøling af Platinforlaget i en Kuldeblanding fremstilles den vandfrie Syre. Denne er en farveløs Vædske, som koger ved 19°,5 og ryger stærkt i Luften, idet den forener sig med dennes Vanddamp. Den absolut vandfri Syre angriber ikke Glas. Med Vand forener den sig under betydelig Varmeudvikling. Den koncentrerede vandige Opløsning afgiver ved Opvarmning Fluorbrinte, den fortyndede afgiver Vand. I begge Tilfælde destillerer tilsidst en Syre med 37 Procent Fluorbrinte uforandret over. Sml. S 80. Flussyre er et meget farligt Legeme, hvis Damp angriber Aandedrætsredskaberne stærkt, og som i flydende Tilstand frembringer farlige Saar. Dens vigtigste og mest charakteristiske Egenskab er, at den angriber Glas, idet dettes Kiselsyre omdannes til Fluorsilicium: $SiO_2 + 4HF = 2H_2O + SiF_4$. Derfor anvendes den til Ædsning af Glas, og derfor kan den vandige Syre ikke opbevares i Glaskar. Platin og Guld angribes ikke af den, men næsten alle andre Metaller let under Dannelse af Fluormetaller. Vox, Paraffin og Guttapercha staa sig mod Flussyre, som derfor sædvanlig opbevares i Guttaperchaflasker.

Fluormetaller adskille sig i Opløselighed fra de tilsvarende Chlormetaller, idet de for største Delen ere uopløselige eller tungtopløselige i Vand. Fluorkalium og Fluorsølv ere dog letopløselige. I Overskud af Fluorbrinte opløses mange til letopløselige sure Fluorider, f. Ex. HF, KF. Ogsaa i denne Henseende viser Fluor et fra Chlor stærkt afvigende Forhold, der ligesom Fluorbrintens Damptæthed ved lav Temperatur $\left(\frac{H_2F_2}{2}\right)$ synes at antyde, at Fluor ogsaa kan optræde divalent, hvad der finder en Slags Stadfæstelse i flere mærkelige Isomorfier, hvor 1 Atom Fluor optræder isomorft med 1 Atom Ilt.

Fluorbrinte blev opdaget 1771 af Scheele, men Fluor blev først isoleret 1886 af Moissan.

Chlor. Cl = 35,5. M = Cl_2.

Chloret *forekommer* ikke frit i Naturen, men som Chlormetaller, især som Chlornatrium (Kogsalt) i Havet (S. 100), i mange Kilder og i store Lag i Jorden; ogsaa ret hyppig som Chlorkalium og Chlormagnium. Som letopløselige Chlormetaller findes det udbredt i Dyr og Planter.

Det *fremstilles* dels direkte af Kogsalt, dels af sin Brintforbindelse, Chlorbrinte (se S. 108), der, opløst i Vand, er den i Handelen forekommende Saltsyre. — 1) Ved Opvarmning af Brunsten med stærk Saltsyre i en Kolbe med Tilgydningstragt (S. 74) udvikles Chlor, idet: $MnO_2 + 4HCl = 2H_2O + MnCl_2 + Cl_2$. Imidlertid foregaaer Processen i to Sæt. Overhældes Brunsten med kold Saltsyre, opløses den under svag Chlorudvikling til en sort Vædske, som indeholder Mangantvechlorid, idet $2MnO_2 + 8HCl = 4H_2O + Mn_2Cl_6 + Cl_2$, og først ved Opvarmning spaltes Mangantvechloridet til Manganforchlorid og Chlor: $Mn_2Cl_6 = 2MnCl_2 + Cl_2$. Paa denne Maade vinder man, som det sees, kun Halvdelen af Saltsyrens Chlor, idet Halvdelen gaaer i Forbindelse med Manganet til Manganforchlorid. 2) Men hvis man samtidig tilsætter Svovlsyre eller istedetfor Saltsyre anvender en Blanding af Kogsalt og Svovlsyre (som nemlig ved gjensidig Indvirkning giver Saltsyre), saa kan alt Chloret vindes som saadant:

$$MnO_2 + 2HCl + H_2SO_4 = 2H_2O + MnSO_4 + Cl_2;$$
$$MnO_2 + 2NaCl + 2H_2SO_4 = 2H_2O + MnSO_4 + Na_2SO_4 + Cl_2.$$

Den sidste Fremgangsmaade anvendes, naar man ønsker en langsom og stadig Chlorudvikling. Ogsaa mange andre iltholdige Forbindelser, hvis Ilt er nogenlunde løst bunden (f. Ex. NaClO, $KClO_3$, $K_2Cr_2O_7$, $KMnO_4$) give ligesom Brunsten Chlor ved Opvarmning med Saltsyre, og Reglen er da altid, at der anvendes dobbelt saa mange Molekuler Chlorbrinte, som den iltholdige Forbindelse indeholder Iltatomer, idet al Ilten skal blive til Vand.

Det udviklede Chlor maa vaskes med Vand, som tilbageholder lidt medreven Chlorbrinte, og kan da i fugtig Tilstand samles over en varm, mættet Kogsaltopløsning,

derimod ikke over Vand, fordi det indsuges deraf. Efter at være tørret med Svovlsyre eller Chlorkalcium (S. 75) kan det samles ved at ledes ned paa Bunden af et højt, tørt Glas, hvoraf det da paa Grund af sin høje Vægtfylde, der er $2^1/_2$ Gange større end Luftens, fortrænger denne; derimod ikke over Kvægsølv, som angribes deraf.

Fysiske Egenskaber. Chlor er under sædvanlige Forhold en Luftart af gulgrøn Farve (χλωρός, gulgrøn) og af kvælende Lugt; det angriber Aandedrætsredskaberne stærkt. Vægtfylden er 35,5 med Brintens som Enhed. Ved 0° lader det sig allerede ved 6 Atmosfærers Tryk fortætte til en gul Vædske (S. 73). 1 Liter Vand opløser ved 8° 3 Liter Chlor. Denne Opløsning (Chlorvand) har Chlorets Lugt og Farve, men maa opbevares skyttet mod Lyset, da Chloret ellers let omsætter sig med Vandet til Chlorbrinte og Ilt: $Cl_2 + H_2O = 2HCl + O$. Leder man Chlor til Vand ved 4°, dannes gulgrønne Krystaller af Chlorhydrat, $Cl_2,10H_2O$, som i aaben Luft let sønderdeles til Chlor og Chlorvand, men holder sig i tilsmeltede Rør og her først ved svag Opvarmning spaltes til Chlorvand og flydende Chlor, som danne to særskilte Lag.

Chemiske Egenskaber. Chlor forener sig ved passende Temperatur direkte med alle Grundstoffer undtagen Fluor, Ilt, Kvælstof og Kulstof, og Foreningen er altid ledsaget af en Varmeudvikling, der i Reglen er meget betydelig, ofte endog af Ildfænomener. Svagt opvarmet Antimonpulver tændes og brænder til hvide Dampe af Chlorantimon, naar det drysses ned i en Flaske med Chlor. En i Luften tændt Brintflamme brænder videre i en Flaske med Chlor. En i Mørke tilberedt Blanding af lige Rumfang Brint og Chlor exploderer ved den elektriske Gnist, ved Antændelse eller i Sollys eller i andet Lys, som indeholder stærkt brydbare Straaler. Herved forbliver Rumfanget efter Afkøling uforandret: Ligningen $Cl_2 + H = 2HCl$ viser ogsaa, at Molekulernes Antal forbliver det samme (sml. S. 15). I spredt Dagslys foregaaer Foreningen langsommere og uden Explosion. Paa Grund af sin stærke Affinitet til Brint sønder-

deler Chlor alle brintholdige Forbindelser undtagen Flussyre og udskiller saaledes Jod af Jodbrinte, Svovl af Svovlbrinte; af en Blanding af Æthylen og Chlor udskilles ved Antændelse Kulstof: $C_2H_4 + 2Cl_2 = 2C + 4HCl$. I tør Tilstand paavirker Chlor mange organiske Forbindelser paa en egen Maade, idet det ligefrem træder istedetfor Brinten, som da udskilles i Form af Chlorbrinte. Ja, saa stor er Chlorets Affinitet til Brint, at det endog sønderdeler Vanddamp ved Ophedning og frigjør Ilt; men Processen er reciprok (S. 47), idet man ogsaa ved at lede Ilt eller Luft og Chlorbrinte sammen over ophedede Teglsten kan fremstille Chlor. At Chlorvand i Sollys sønderdeles under Udvikling af Ilt er nævnt ovenfor. Paa en saadan Omsætning beroer ogsaa det fugtige Chlors Virkning som Iltningsmiddel: det forener sig nemlig med Vandets Brint, og Ilten virker da i Frigjørelsesøjeblikket stærkere end ellers (S. 38). Saaledes kan Svovlsyrling iltes til Svovlsyre, Arsensyrling til Arsensyre; saaledes kunne organiske Farvestoffer, f. Ex. Indigo, Lakmos sønderdeles og affarves. Derfor anvendes Chlor meget til Blegning især af Plantetrevlestoffer (Bomuld, Linned, Papir), medens de dyriske (Uld og Silke) ødelægges deraf. Herpaa beroer ogsaa Chlorets Anvendelse som Desinfektionsmiddel.

Paa Grund af Chlorets store Affinitet til Metallerne sønderdeles de fleste Metalilter, Metalbromider, -Jodider og -Sulfider ved Glødning i Chlor, men Chlormetallerne i Reglen ikke ved Glødning i Ilt (sml. S. 52 n.), Brom-, Jod- eller Svovldamp.

Chlor er opdaget 1774 af Scheele.

Chlorbrinte, HCl.

Chlorbrinte kan som oven nævnt *dannes* 1) direkte af Bestanddelene og 2) ved Indvirkning af Chlor paa brintholdige Stoffer. Desuden opstaaer den 3) ved Glødning af mange Chlormetaller i Brint, 4) ved Sønderdeling af Metalloidernes Chlorforbindelser med Vand (S. 29 og 98), hvorimod Metallernes sjældnere dekomponeres paa denne Maade.

Den *fremstilles* ved Indvirkning af stærk Svovlsyre (5 Dele koncentreret Svovlsyre + 1 Del Vand) paa Kogsalt i en Kolbe (S. 74), idet Kogsaltets Natrium bytter Plads med Svovlsyrens Brint: $NaCl + H_2SO_4 = HCl + NaHSO_4$. Ved høj Temperatur virker ogsaa det dannede sure Natriumsulfat paa Kogsalt, saa at der dannes normalt Natriumsulfat: $NaCl + NaHSO_4 = HCl + Na_2SO_4$. Den luftformige Chlorbrinte kan samles over Kvægsølv eller i en tør Flaske ligesom Chlor, idet dens Vægtfylde er en Del større end Luftens (18,25:14,47).

Chlorbrinte er en farveløs Luftart af en stikkende sur Lugt; i Luften danner den hvide Dampe, idet den forener sig med Luftens Vanddamp til en ved almindeligt Tryk ikke flygtig Forbindelse. Ved Tryk eller Kulde kan den fordraabes (S. 73), men i fast Form kjendes den ikke. Vand opløser ved 0° omtrent 500 Rumfang Chlorbrinte under betydelig Varmeudvikling (sml. S. 82 ø.). En Opløsning af Chlorbrinte i Vand (**Saltsyre**) vindes i stor Mængde som Biprodukt ved Fabrikation af Soda og fremstilles i Laboratoriet i en Kolbe med Sikkerhedstragt, Vaskeflaske og Absorptionsflasker (S. 82). Den stærke Saltsyre er i ren Tilstand farveløs og ryger i Luften. Den stærkeste har en Vægtfylde af 1,20 og indeholder omtrent 40 % Chlorbrinte. En Saltsyre, som ved 15° indeholder 2n % HCl, har overhovedet meget nær en Vægtfylde af $1 + \frac{n}{100}$. Ved Destillation af stærk Saltsyre gaaer først en Del Chlorbrinte bort, ved Destillation af fortyndet Syre først Vand, saa at man i begge Tilfælde til sidst faaer et Destillat, som koger ved 110°, har Vægtfylden 1,10 og indeholder 20 Procent Chlorbrinte. Sml. S. 80 n. Ved Elektrolyse af stærk Saltsyre dannes lige Rumfang Chlor og Brint.

Saltsyre opløser mange Metaller under Dannelse af Chlormetaller og Brint, og for saa vidt Metallet danner flere Chlorider, dannes ad denne Vej altid det laveste. Den sønderdeler mange Svovlmetaller under Dannelse af Chlormetaller og Udvikling af Svovlbrinte (f. Ex.

$FeS + 2HCl = H_2S + FeCl_2$) og næsten alle Metalilter under Dannelse af Chlormetaller og Vand f. Ex. $CuO + 2HCl = H_2O + CuCl_2$. Overilterne give med Saltsyre samtidig Chlor, idet den til Iltet svarende Chlorforbindelse enten slet ikke existerer eller dog meget let spaltes til et lavere Chlorid og frit Chlor. Se ogsaa S. 106. — Ogsaa Salpetersyre kan ilte Saltsyrens Brint til Vand, saa at Chloret frigjøres, som da i Dannelsesøjeblikket virker kraftigere end ellers (S. 38). I en Blanding af 1 Del Salpetersyre og 3—4 Dele Saltsyre, det saa kaldte Kongevand, har man derfor et Opløsningsmiddel, som omdanner alle Metaller, selv Guld („Metallernes Konge"), til Chlormetaller, og forsaavidt et Metal kan give flere Chlorforbindelser, dannes ved Indvirkning af Kongevand altid den højeste.

Saltsyrens Salte, Chlormetallerne, ere i Reglen opløselige i Vand. Enkelte ere dog uopløselige baade i Vand og Syrer f. Ex. Chlorsølv, og derfor giver Saltsyre og opløselige Chlormetaller i salpetersur Opløsning med Sølvnitrat et Bundfald af Chlorsølv, som er hvidt og osteagtigt.

Chlorets Ilter og Iltsyrer

ere følgende:

$HClO$, Chlorundersyrling, hvis Anhydrid er Cl_2O.
$HClO_2$, Chlorsyrling.
$HClO_3$, Chlorsyre, hvis Radikal er ClO_2 (Chlorundersyre).
$HClO_4$, Chloroversyre.

Udgangspunktet for Fremstilling af dem alle er Chlorundersyrling. Denne dannes altid samtidig med Chlormetal; Anhydridet ved Indvirkning af Chlor paa Kvægsølvtveilte i Kulden ($HgO + 2Cl_2 = HgCl_2 + Cl_2O$); vandig Chlorundersyrling ved Rystning af Kvægsølvtveilte med Chlorvand ($HgO + 2Cl_2 + H_2O = HgCl_2 + 2HClO$); Saltene ved at lade Chlor i Kulden virke paa stærke Baser f. Ex.

$$Cl_2 + 2KOH = KClO + KCl + H_2O.$$

Koges denne Opløsning, gaaer det chlorundersyrlige Salt over til chlorsurt Salt, idet f. Ex.

$$3KClO = KClO_3 + 2KCl.$$

Ledes derfor Chlor i varme og koncentrerede Opløsninger af stærke Baser, bliver den samlede Virkning:

$$3Cl_2 + 6KOH = KClO_3 + 5KCl + 3H_2O.$$

Ved Ophedning af chlorsure Salte dannes chloroversure Salte (sml. S. 88), idet f. Ex.

$$2KClO_3 = KClO_4 + 2KCl + O_2.$$

Ved Indvirkning af koncentreret Svovlsyre paa chlorsure Salte spaltes Chlorsyren til Chlorundersyre og Chloroversyre:

$$3HClO_3 = 2ClO_2 + HClO_4 + H_2O.$$

Chlorundersyren spaltes i Berøring med Alkalier til chlorsyrligt og chlorsurt Salt, idet f. Ex.

$$2ClO_2 + 2KOH = KClO_2 + KClO_3 + H_2O.$$

Chlorundersyrling, $HClO = HO.\overset{I}{Cl}$, kjendes kun som en gul vandig Opløsning. Denne kan, som oven for nævnt, dannes ved at ryste Chlorvand med fældet Kvægsølvtveilte ($HgO + 2Cl_2 + H_2O = HgCl_2 + 2HClO$), hvor da den dannede Chorundersyrling virker lige saa blegende som det anvendte Chlorvand (sml. S. 108), uagtet den kun indeholder halv saa meget Chlor:

$$2Cl_2 + 2H_2O = 4HCl + O_2 \quad \text{og:} \quad 2HClO = 2HCl + O_2.$$

Den *fremstilles* enten ved at opløse Anhydridet i koldt Vand eller ved at destillere Opløsninger af chlorundersyrlige Salte (Hypochloriter) med Underskud af ganske fortyndet Salpetersyre. Saltene kjendes vel ikke i ren Tilstand, men i Forbindelse med Chlormetaller faaes de let ved at lede Chlor til stærke Baser og ere vel kjendte og vigtige Blegemidler. Saaledes er Chlorkalk $CaCl_2 + Ca(OCl)_2$ eller $Ca\overset{Cl}{\underset{OCl}{}}$, og dannes ved at lede Chlor til Kalkhydrat, idet $Ca(OH)_2 + Cl_2 = Ca\overset{Cl}{\underset{OCl}{}} + H_2O$. Ved Destillation af en Chlorkalkopløsning med Underskud af fortyndet Salpetersyre faaes da en vandig Opløsning af Chlorundersyrling:

$$2Ca\overset{Cl}{\underset{OCl}{}} + 2HNO_3 = CaCl_2 + Ca(NO_3)_2 + 2HOCl.$$

Chlorundersyrling er en saa svag Syre, at den ikke engang sønderdeler de kulsure Salte. Den dekomponeres let til Chlorbrinte og Ilt, især i koncentreret Opløsning, ved Opvarmning, i Sollys og i Nærværelse af let iltelige Legemer. Derfor affarver den ogsaa organiske Farvestoffer og virker stærkt blegende. Af Saltsyre sønderdeles den øjeblikkelig under Chlorudvikling: $HClO + HCl = H_2O + Cl_2$. Vilde man derfor ved Fremstillingen af Syren af Chlorkalk anvende saa megen Salpetersyre, at ogsaa Kalciumchloridet kunde paavirkes, saa vilde den frigjorte Saltsyre strax spalte Chlorundersyrlingen under Dannelse af Chlor og Vand.

Chlorundersyrlinganhydrid, Cl_2O, faaes ved at lede Chlor over fældet, stærkt tørret og afkølet Kvægsølvtveilte, hvorved samtidig dannes brunt Kvægsølvoxychlorid, $2HgO + 2Cl_2 = HgO,HgCl_2 + Cl_2O$. Det er en gul Luftart, som kan fortættes i en Kuldeblanding til en mørkebrun Vædske, der koger ved 5°. Baade luftformig og som Vædske exploderer den meget let.

Chlorsyrling, $HClO_2 = HO.\overset{III}{Cl}O$, kjendes ikke i fri Tilstand, kun som Salte (Chloriter), der faaes paa oven nævnte Maade ved Spaltning af Chlorundersyren. Man har tidligere ment at kjende Anhydridet, men det har vist sig at være en Blanding af Chlorundersyre og Chlor.

Chlorundersyre, ClO_2 (Chlordioxyd) er ingen Syre, men kan betragtes som Chlorsyrens Radikal. Damptætheden svarer mærkeligt nok (sml. S. 25) til den angivne Formel. Den dannes ved forsigtig at lade stærk Svovlsyre virke paa Kaliumchlorat. Herved opstaaer først Chlorsyre, som dog strax spaltes til Chlorundersyre, Chloroversyre og Vand: $3HClO_3 = 2ClO_2 + HClO_4 + H_2O$. Chlorundersyren er en gulbrun Luftart, som kan fordraabes til en mørkerød Vædske, der allerede koger ved 10°, men ligesom Luftarten ved de ubetydeligste Foranledninger sønderdeles under voldsomme Explosioner. Brændbare Legemer tænde sig let i Chlorundersyre. En forsigtig tilberedt Blanding af Sukker og Kaliumchlorat tændes og brænder

med stort Lys ved at lade en Draabe stærk Svovlsyre falde derpaa.

V

Chlorsyre, $HClO_3 = HO.ClO_2$, kjendes kun i vandig Opløsning, og selv denne sønderdeles over 40°. Den faaes ved Fældning af det i Vand opløselige Baryumchlorat med den netop nødvendige Mængde fortyndet Svovlsyre. Herved udskilles alt Baryum som uopløseligt Sulfat, og Filtratet, der nu kun indeholder Chlorsyre og Vand, inddampes i Vacuum ved almindelig Temperatur. Det er dog ikke muligt at faae Opløsningen stærkere, end at den paa 1 Molekul Chlorsyre indeholder 7 Molekuler Vand, da den saa begynder at sønderdeles. Papir, dyppet i den stærke Opløsning, tænder sig. Saltene (Chlorater) ere alle letopløselige undtagen det vigtige Kaliumchlorat (se ved Kalium), som er temmelig tungtopløseligt. De frembringe intet Bundfald med Sølvnitrat (sml. S. 108), men spaltes ved Ophedning til Chlormetal og Ilt (S. 88) og sønderdeles let med Saltsyre under rigelig Chlorudvikling: $HClO_3 + 5HCl = 3H_2O + 3Cl_2$.

VII

Chloroversyre, $HClO_4$ $HO.ClO_3$, fremstilles ved Destillation af Kaliumsaltet med koncentreret Svovlsyre som en tung, farveløs Vædske, der ved Henstand selv i Mørke sønderdeles under Explosion. Paa Huden frembringer den smertelige Saar, og den tænder øjeblikkelig Papir og andre brændbare Stoffer, ofte under Explosion, medens den vandige Opløsning er meget bestandig. Ved Inddampning afgiver denne Vand, indtil Kogepunktet er steget til 203°, da en Syre, som indeholder 72 Procent Chloroversyre, destillerer over uforandret (omtrent $HClO_4, 2H_2O$). Med 1 Molekule Vand danner den rene Syre et krystallinsk Hydrat, som ved Opvarmning i Begyndelsen sønderdeles, medens tilsidst samme Syre af Kogepunkt 203° destillerer over. I Modsætning til alle Chlorets andre Iltsyrer sønderdeles Chloroversyre hverken af Saltsyre eller Svovlsyrling. Saltene (Perchlorater) ere letopløselige undtagen Kaliumsaltet.

Brom. Br = 80. M = Br_2.

Brom *forekommer* ikke som saadant i Naturen, men i Form af Bromnatrium og Brommagnium i ringe Mængde i Havvandet (1 Liter Havvand fra Nordsøen eller Atlanterhavet indeholder kun 66 Mgr. Brom), i større i forskjellige Saltkilder og i Stasfurtersaltene (s. Kalium).

Det *fremstilles* af disse Raastoffer ved først at lade de tungere opløselige Salte udkrystallisere og derpaa behandle Moderluden med en passende Mængde Chlor ($2NaBr + Cl_2 = 2NaCl + Br_2$) og afdestillere Bromet. Ved for meget Chlor vilde der dannes Chlorbrom.

Egenskaber. Brom er en mørk brunrød Vædske af Vægtfylde 3,2. Det fryser ved $-7,^{0}3$ til en rødbrun Masse og koger ved 63^{0} til en rødbrun Damp. Det har en højst angribende Lugt (*βρῶμος*, Stank) og er i flydende Form et i højeste Grad ædsende Legeme. Brom opløses i omtrent 30 Dele Vand og danner ved 0^{0} et krystallinsk *Hydrat*, $Br_2, 10H_2O$, ligesom Chlor. Lettere opløses Brom af stærk Saltsyre og af Bromkaliumopløsning. I Svovlkulstof, Chloroform og Æther opløses det let med rødbrun, og i ringere Mængde med rødgul til gul Farve. I sine chemiske Forhold ligner det Chlor, men er svagere elektronegativt og uddrives derfor af sine Metalforbindelser ved Chlor.

Brom er opdaget 1826 af Balard.

Brombrinte, HBr, dannes ikke af Bestanddelene i Sollys, men vel ved Glødhede. Den kan heller ikke fremstilles af Bromkalium og koncentreret Svovlsyre, thi Brombrinte virker reducerende paa den varme og stærke Svovlsyre: $H_2SO_4 + 2HBr = 2H_2O + Br_2 + SO_2$; men ved Anvendelse af lige Dele Svovlsyre og Vand destillerer en stærk vandig Opløsning af Brombrinte over. Luftformig Brombrinte faaes ved Sønderdeling af Fosforets Bromider med lidt Vand eller ved at lade Brom dryppe til en Blanding af rødt Fosfor og lidt Vand: $PBr_3 + 3H_2O = P(OH)_3 + 3HBr$. Brombrinte er en farveløs, i Luften stærkt rygende Luftart, som yderst let opløses af Vand (S. 81 n.). En Syre med

48 Procent Brombrinte koger konstant ved 125° ved sædvanligt Tryk. Brombrinte er en stærk Syre, hvis Salte (Brommetallerne) i Egenskaber og Opløselighed meget ligne Chlormetallerne.

I V
Bromundersyrling, HO.Br, og Bromsyre, HO.BrO_2, ligne ligeledes i høj Grad de tilsvarende Chlorforbindelser og dannes væsentlig paa samme Maade. Bromoversyre synes ikke at existere.

Jod. J = 126,9. M = J_2.

Ligesom Brom *forekommer* Jod i ringe Mængde i Havvandet som letopløselige Jodmetaller og gaaer derfra over i mange Sødyr (Torskelevertran indeholder Spor af Jod) og især i Fucusarter og Alger, som indeholde 0,1 til 0,4 Proc. Jod. Det forekommer ogsaa i Chilisalpeter, dels som Natriumjodat, dels som Jodnatrium og vindes af Moderluden fra Salpeteret.

Fremstilling. De især paa Skotlands og Normandiets Kyster opskyllede Tangmasser bleve tidligere brændte til Aske, og af denne (Kelp i Skotland, Varech i Normandiet) vandt man Jod som ovenfor Brom; medens man nu kun forkuller Tangen, udtrækker Kullene med Vand og lader Chlorkalium og Chlornatrium udkrystallisere, hvorved Jodnatrium bliver i Moderluden. Af denne udfældes Jodet ved en passende Mængde Chlor (at der ikke skal dannes Chlorjod) og renses ved Sublimation.

Egenskaber. Jod danner mørkegraa, metalglindsende rhombiske Krystaller. Dets Vægtfylde er 5, det smelter ved 114° og koger ved over 200°, men fordamper allerede ved sædvanlig Temperatur. Dets Damp er mørkeblaa og i fortyndet Tilstand rødviolet (ἰώδης, violblaa). Dets Lugt minder om Chlorets, men er langt svagere. Det farver Huden gulbrun og er giftigt. Jod er næsten uopløseligt i Vand og meddeler det kun en svag brunlig Farve. Derimod opløses det af Vinaand med mørkebrun Farve og ligesaa af Æther og af Jodkalium. I Svovlkul-

stof eller Chloroform opløses det i større Mængde med violet, i ganske ringe Mængde med rød Farve. Da Svovlkulstof og Chloroform ere vægtfyldigere end Vand og ikke blandes dermed, blive de derfor fine Prøvemidler for frit Jod i en vandig Opløsning, idet de ved Rystning dermed optage Jodet, og naar de afsætte sig, vise sig tydelig farvede.

Det frie Jod farver Stivelseklister mørkeblaat. Farven forsvinder ved Opvarmning, men kommer igjen ved Afkøling. Den forsvinder ved Alkalier ($6NaOH + 3J_2 = 5NaJ + NaJO_3 + 3H_2O$), men kommer igjen ved Syrer ($5NaJ + NaJO_3 + 3H_2SO_4 = 3Na_2SO_4 + 3H_2O + 3J_2$). Den forsvinder desuden ved alle Stoffer, som kunne omdanne det frie Jod til Jodbrinte eller Jodmetaller, f. Ex. Svovlbrinte ($J_2 + H_2S = 2HJ + S$), Svovlsyrling ($J_2 + SO_2 + 2H_2O = 2HJ + H_2SO_4$), Natriumthiosulfat ($J_2 + 2Na_2S_2O_3 = 2NaJ + Na_2S_4O_6$; sml. S. 126). Fremdeles ved Chlor, som omdanner Jodet til Chlorjod, eller ved Vinaand, som opløser Jodet. Er Jodet tilstede som Jodbrinte eller Jodmetaller, kan det frigjøres ved Tilsætning af Chlor i ringe Mængde eller af fortyndet rød Salpetersyre eller andre Iltningsmidler.

Jod forener sig direkte med alle Metalloider undtagen Ilt, Kvælstof og Kulstof og ligeledes med mange Metaller. Af Jodmetallerne uddrives Jodet baade ved Brom og Chlor.

Jod er opdaget 1812 af Courtois.

Jodbrinte, HJ, dannes endnu vanskeligere end Brombrinte. Saaledes forene Jod og Brint sig vel ved at ledes gjennem et glødende Rør, men selv naar dette indeholder Platinsvamp, skeer Forbindelsen kun højst ufuldstændig, og under selvsamme Forhold sønderdeles Jodbrinte i rigelig Mængde. Ved Overskud af Jod kan næsten al Brint, ved Overskud af Brint næsten alt Jod omdannes til Jodbrinte (sml. S. 47). Jodbrinte kan ikke fremstilles af Jodmetaller ved Ophedning med Svovlsyre, da denne strax reduceres til Svovlsyrling under Udskillelse af Jod (sml. Brombrinte); derimod let af Jodfosfor og Vand eller ved at bringe Jod (bedst opløst i Jodbrinte) lidt efter lidt til en afkølet Blanding af rødt Fosfor og Vand: $PJ_3 + 3H_2O = P(OH)_3 + 3HJ$. Ved Opvarmning udvikles da Jodbrinten luftformig. Jod-

brinten er en farveløs, i Luften stærkt rygende Luftart, som i stor Mængde indsuges af Vand (S. 81 n.). En Syre med 58 Procent Jodbrinte koger konstant ved 127° ved sædvanligt Tryk. Jodbrintens Bestanddele ere løst forbundne. Allerede ved Indvirkning af Luftens Ilt sønderdeler den, især i Lyset, til Vand og frit Jod: $2HJ + O = H_2O + J_2$. Den danner herved en mærkelig Modsætning til Chlorbrinte, som netop opstaaer i Lyset af frit Chlor og Vand under Udvikling af Ilt. At Jod og Brint ere saa løst bundne i Jodbrinte gjør denne til et kraftigt Reduktionsmiddel, idet den virker som Brint *in statu nascendi* under Udskillelse af Jod. Af dens Salte (Jodmetaller, Jodider) ere enkelte tungere opløselige og anderledes farvede end de tilsvarende Chlormetaller f. Ex. Jodbly, Kvægsølvjodid.

Jodsyre, $HJO_3 = HO.\overset{V}{J}O_2$, kan faaes ved Ophedning af Jod med rygende Salpetersyre i en Kolbe. Inddampes Opløsningen, og opvarmes Resten til 200°, faaes **Jodsyreanhydrid**, J_2O_5, som et hvidt Pulver, der let opløses i Vand og ved Inddampning af sin Opløsning giver farveløse Krystaller af Jodsyre, HJO_3. Ogsaa kan den fremstilles ved Indvirkning af Jod paa en varm stærk Opløsning af Kaliumchlorat, hvortil sættes lidt Salpetersyre; der udvikles da rigeligt Chlor og dannes Jodsyre, idet: $HClO_3 + J = HJO_3 + Cl$. Den dannes ogsaa ligesom Chlorsyre ved Opløsning af Jod i varm Natronlud: $3J_2 + 6NaOH = 5NaJ + NaJO_3 + 3H_2O$. Jodsyren reduceres let under Udskillelse af Jod af Svovlsyrling, Svovlbrinte eller Jodbrinte. De jodsure Salte (Jodater) ere for det meste tungtopløselige i Vand. Jodsyren udmærker sig ved, at den, skjønt enbasisk, let danner kondenserede Salte, f. Ex.

$$KJO_3, J_2O_5 = K.O.\overset{V}{J}O:\begin{matrix}\overset{V}{O}.JO_2\\O.JO_2\end{matrix} \qquad 2KJO_3, J_2O_5 = \begin{matrix}\overset{V}{K}.O.\overset{V}{J}O\,.\,\overset{V}{O}.JO_2\\ >O\\ K.O.JO\,.\,O.JO_2\end{matrix}$$

Jodoversyre, $H_5\overset{VII}{J}O_6 = (HO)_5.JO = 5H_2O, J_2O_7$, kan fremstilles ved at ilte Jodsyre i alkalisk Opløsning med Chlor. Ledes Chlor i en varm Opløsning af Natriumjodat i

Natronlud, saa udskilles det meget tungt opløselige $Na_2H_3JO_6$, idet: $NaJO_3 + 3NaOH + Cl_2 = Na_2H_3JO_6 + 2NaCl$. Af en Opløsning af dette jodoversure Natron i svag Salpetersyre udfælder Sølvnitrat det analoge gule Sølvsalt, $Ag_2H_3JO_6$. Afdampes dette med Salpetersyre, saa udskilles det orangerøde Sølvperjodat Ag.O.JO_3, idet: $Ag_2H_3JO_6 + HNO_3 = AgJO_4 + AgNO_3 + 2H_2O$. Naar man behandler dette orangerøde Salt med koldt Vand, saa udskilles atter det gule Sølvsalt, medens Halvdelen af Jodoversyren gaaer i Opløsningen: $2AgJO_4 + 4H_2O = Ag_2H_3JO_6 + H_5JO_6$. Filtratet giver ved Afdampning farveløse Krystaller af Syren. Denne er letopløselig i Vand, men sønderdeles i tør Tilstand allerede ved 130°, i Opløsning øjeblikkelig af Svovlsyrling, Svovlbrinte og Jodbrinte. Den er et højst mærkeligt Analogon til Fosforsyre. Ligesom Salpetersyren er 1-basisk, men Orthofosforsyren 3-basisk, saaledes er Chloroversyre 1-basisk, men Jodoversyren 5-basisk, og i Jodoversyrens mange Salte (Perjodater) finde vi en endnu fuldstændigere Række Anhydrider repræsenteret end hos Fosforsyren. Medens denne kun danner to Anhydrosyrer, danner Jodoversyren fire:

1. $2(HO)_5.JO - H_2O = \begin{matrix}(HO)_4.JO\\(HO)_4.JO\end{matrix}\!>O$
2. $2(HO)_5.JO - 2H_2O = 2(HO)_3.JO_2$.
3. $2(HO)_5.JO - 3H_2O = \begin{matrix}(HO)_2.JO_2\\(HO)_2.JO_2\end{matrix}\!>O$
4. $2(HO)_5.JO - 4H_2O = 2(HO).JO_3$.

Jod forener sig let med Brom og Chlor til løse Forbindelser, der omtrent have Bestanddelenes Egenskaber.

Svovlgruppen.

Ligesom de halogene Stoffer saaledes danne ogsaa de 4 Grundstoffer Ilt, Svovl, Selen og Tellur en afsluttet Gruppe. Ilten staaer dog ligesom Fluoret noget særskilt. Men medens Halogenerne vare éngyldige overfor Brint og Metaller, ere Svovlgruppens Led togyldige overfor de samme Stoffer. 2 Rumfang Brint forene sig med 1 Rf. Ilt, Svovl-, Selen- eller Tellurdamp til 2 Rf.

Vanddamp, Svovlbrinte, Selen- og Tellurbrinte. Disse Brintforbindelser ere Syrer, skjønt langt svagere end Haloidsyrerne, og navnlig findes der talrige Analogier mellem Vand og Svovlbrinte (se S. 124) ligesom mellem Ilter og Svovlmetaller (som bl. a. hyppig ere isomorfe) og overhovedet mellem Iltforbindelser og Forbindelser af det divalente Svovl (sml. S. 122). Ligesom Halogenerne overfor Ilt optraadte med højere Valens, 3, 5 og 7, saaledes have ogsaa Svovl, Selen og Tellur overfor Ilt en højere Valens, nemlig 4 og 6, og danne i Overensstemmelse hermed Ilter af Formlerne $\overset{IV}{RO_2}$ og $\overset{VI}{RO_3}$ og Syrer af Formlerne $\overset{IV}{RO.(OH)_2}$ og $\overset{VI}{RO_2(OH)_2}$. De svovlsure og selensure Salte ere isomorfe. Grundstoffernes Atomtal vise en Rækkefølge parallel med Halogenernes:

F 19	Cl 35,5	Br 80	J 126,9
O 16	S 32.1	Se 79,1	Te 125,2

Stoffernes elektropositive Charakter tiltager i samme Orden som Atomtallene. Det samme er Tilfældet med deres Vægtfylde (Selenets ligger omtrent midt imellem Svovlets og Tellurets), med deres Damptæthed (sml. ogsaa S. 14) Smeltepunkter og Kogepunkter.

Svovl. S = 32,1. M = S_2.

Svovl *forekommer* som saadant i Naturen, især i vulkanske Egne (Sicilien), dels i Krystaller, dels i krystallinske Masser, indlejret i Gibs, Kalksten og Mergel. Desuden som talrige Svovlmetaller, af hvilke Svovlkies, FeS_2, tjener til Udvinding af Svovl og til Fremstilling af Svovlsyre, medens mange andre ere vigtige Malme, saaledes Kobberkies, $CuFeS_2$, (Kobber); Blyglands, PbS, (Bly); Cinnober, HgS, (Kvægsølv); Zinkblende, ZnS, (Zink); Antimonglands, Sb_2S_3, (Antimon); Sølvglands, Ag_2S, (Sølv) o. m. fl. Fremdeles findes det som talrige svovlsure Salte, af hvilke mange ere meget udbredte, f. Ex. Kalciumsulfat (Gibs og Anhydrit), Baryumsulfat (Tungspat), Magniumsulfat o. m. fl. Endelig forekommer det udbredt i Dyre- og Planteverdenen (Æggehvidestoffer, Haar, Fjer indeholde Svovl; Kors-

blomster og Løgarter give hyppig flygtige svovlholdige Olier f. Ex. Sennepsolie, Løgolie; Tangen ved vore Kyster indeholder betydelige Mængder Svovl, som ved dens Forraadnelse tildels udvikles som Svovlbrinte). Ved Vulkanerne udvikles hyppig Svovlbrinte, og det er sandsynligt, at det naturlige Svovl er dannet ved ufuldstændig Iltning af denne: $2H_2S + O_2 = 2H_2O + S_2$.

Svovlet *udvindes* paa Sicilien ved at opstable Raamaterialet omtrent som en Mile (se Kulstof) indenfor en lav Mur paa et skraat Underlag, kaste brændende Straa ned igjennem de udsparede Skorstene og saaledes, ved at lade en Del af Svovlet forbrænde, udsmelte Resten. Det saaledes vundne Raasvovl, som endnu indeholder 3 Proc. Urenheder, raffineres ved en Destillation i Retorter af Støbejern. Forlaget bestaaer af et stort muret Kammer, hvori Dampene ved langsom Destillation fortætte sig til et fint krystallinsk Pulver (Svovlblomster), men ved hurtigere Destillation til smeltet Svovl, som støbes i svagt koniske Træformer (Stangsvovl). Undertiden vindes det ogsaa ved tør Destillation af Svovlkies ($3FeS_2 = Fe_3S_4 + S_2$). — I meget fint fordelt Form (Svovlmælk) faaes Svovlet ved at koge Svovlblomster med læsket Kalk og Vand, hvorved dannes Kalciumpentasulfid (CaS_5) og Kalciumthiosulfat (CaS_2O_3 sml. S. 126), idet: $3Ca(OH)_2 + 12S = 2CaS_5 + CaS_2O_3 + 3H_2O$. Naar man nu til det klare fortyndede Filtrat sætter fortyndet Saltsyre i Underskud, sønderdeles kun Kalciumpentasulfidet under Dannelse af Chlorkalcium, Kalciumsulfhydrat og fintdelt Svovl ($2CaS_5 + 2HCl = CaCl_2 + Ca(SH)_2 + 8S$), hvilket sidste udvaskes med Vand og efter Tørring danner et fint, hvidgult Pulver.

Fysiske Egenskaber. I fast Form optræder Svovl i flere forskjellige Modifikationer, der alle have det fælles, at de ere slette Ledere for Varme og Elektricitet, men iøvrigt hvad Krystallisation, Elasticitet, Opløselighed og tildels Farve angaaer, udvise store Forskjelligheder.

1) Rhombisk Svovl forekommer i Naturen som gule, gjennemsigtige Rhombeoktaedre af Vægtfylde 2,05

og Smeltepunkt 114°,5. Ogsaa Stangsvovl og Svovlblomster bestaa væsentlig af rhombisk Svovl. Det er skørt, og da det som alt fast Svovl er en slet Varmeleder, kan en Svovlstang springe ved Haandens Varme. Det er uopløseligt i Vand, tungtopløseligt i Vinaand og Æther, opløseligt i Benzol, Terpentinolie og fede Olier og meget letopløseligt i Svovlkulstof, især ved Opvarmning. Ved Afkøling eller frivillig Fordampning af denne Opløsning udskilles Svovlet i smukke rhombiske Krystaller af samme Beskaffenhed som de naturlige. Det rhombiske Svovl er bestandigt under 95°,6. Over denne Temperatur, og især i Berøring med en Krystal af monoklinisk Svovl, blive Krystallerne uigjennemsigtige og gaa over til:

2) Monoklinisk Svovl. Dette dannes ved Smeltning af en ikke for ringe Mængde Svovl i en Digel og langsom Afkøling, indtil Overfladen er størknet. Gjennembores nu denne med en varm Glasstang, og heldes det endnu flydende ud, saa findes Diglens Indervæg beklædt med lange bøjelige, gule monokliniske Prismer af Vægtfylde 1,96 og Smeltepunkt 120°. I Opløselighed stemmer det med rhombisk Svovl, og af en Opløsning af monoklinisk Svovl i Svovkulstof udskilles ved frivillig Fordampning rhombisk Svovl. Det monokliniske Svovl er bestandigt over 95°,6. Under denne Temperatur gaaer det let, og især i Berøring med en Krystal af rhombisk Svovl, over til dette, og Prismerne bliver da uigjennemsigtige, idet de omdannes til et Aggregat af Rhombeoktaedre. Denne Omdannelse skeer under Varmeudvikling.

3) Amorft Svovl kjendes i flere forskjellige Former, hvoraf mærkes: a. Plastisk Svovl, som faaes ved at ophede Svovl til omtrent 400° og helde den tyndflydende brune Vædske i koldt Vand. Det danner da en brungul elastisk, kautschuklignende Masse, der dog efterhaanden bliver gul og sprød. b. I Svovlkulstof uopløseligt Svovl. Det plastiske Svovl kan indeholde $\frac{1}{3}$ af sin Vægt af denne Modifikation. Denne indeholdes ogsaa i vexlende Mængde i Svovlblomster og i Stangsvovl, især i dettes

indre Del. Det dannes ved Indvirkning af Sollys paa en Opløsning af Svovl i Svovlkulstof. Derimod er Svovlmælk vel amorft, men opløseligt i Svovlkulstof og ikke væsentlig forskjelligt fra rhombisk Svovl.

Det lige netop smeltede Svovl er en lysegul, tyndflydende Vædske. Ved stærkere Ophedning bliver denne brun og mere tykflydende. Ved 200 til 250° er den saa sejg, at Glasset kan vendes, uden at noget løber ud. Ved endnu højere Temperatur bliver den igjen tyndflydende, men ikke lysere, og ved 448° koger Svovlet til en rødbrun Damp. Denne har endnu 100° over Kogepunktet en Damptæthed, der er 96 Gange Brintens (Molekule = 192 = S_6), derpaa aftager den, og henimod 1000° bliver Damptætheden normal, 32 Gange Brintens og svarende til et Molekule = 64 = S_2 (S. 17). Afkøles Dampen, gjennemløber Svovlet alle de samme Former i omvendt Orden.

Chemiske Egenskaber. Svovl forener sig direkte med alle Grundstoffer undtagen Kvælstof og Guld, sædvanlig under Varmeudvikling og jævnlig under Ildfænomener. Ophedes Svovl i Luft eller Ilt, tændes det og brænder med blaa Flamme til Svovlsyrlinganhydrid, SO_2. En opvarmet Spiral af Kobbertraad gløder i Svovldamp under Dannelse af Svovlkobber (Cu_2S). En Blanding af Zinkstøv og Svovlblomster i de rette Forhold kan let tændes og brænder med stor Flamme. Selv Kulstof forener sig i Glødhede med Svovldamp til Svovlkulstof, CS_2, uagtet denne Forbindelse dannes under Varmeabsorption. De dannede Forbindelser have megen Lighed med de tilsvarende Ilter. Saaledes har CS_2 ligesom CO_2 Charakter af et Syreanhydrid, Cu_2S ligesom Cu_2O af et Baseanhydrid. Men det samme gjentager sig for en Mængde andre Forbindelser af divalent Svovl. Derimod have Forbindelser, hvori Svovlet optræder med højere Valens, ingen tilsvarende Iltforbindelser.

Svovl er bekjendt fra de ældste Tider.

Svovlbrinte, H_2S,

forekommer i vulkanske Luftarter og i visse Mineralvande (Svovlkilder), i raadne Æg og overhovedet, hvor Æggehvidestoffer og andre svovlholdige organiske Stoffer, f. Ex. Tang, forraadne. Ved Forraadnelse af organiske Stoffer, der ere blandede med f. Ex. Gibs ($CaSO_4, 2H_2O$), reduceres dette til Svovlkalcium, som med samtidig dannet Kulsyre og med Vand udvikler Svovlbrinte: $CaS + CO_2 + H_2O = CaCO_3 + H_2S$. Sligt kan let skee i Brønde (sml. S. 99).

Svovlbrinte dannes vanskelig af sine Bestanddele, men let ved Indvirkning af Syrer paa Svovlmetaller, hvorved da Brint og Metal bytte Plads. Til dens *Fremstilling* overhældes sædvanlig Svovljern, FeS, med kold Saltsyre eller fortyndet Svovlsyre i et almindeligt Luftudviklingsapparat (S. 74): $FeS + H_2SO_4 = H_2S + FeSO_4$. Skal Svovlbrinten være ganske ren, anvendes Svovlantimon, som opvarmes med stærk Saltsyre i en Kolbe med Sikkerhedstragt (S. 74): $Sb_2S_3 + 6HCl = 3H_2S + 2SbCl_3$. Den vaskes med Vand.

Svovlbrinte er en farveløs, giftig, som raadne Æg stinkende Luftart, som ved meget lav Temperatur fordraabes (S. 73), ja endog bliver fast. 1 Liter Vand indsuger ved 0° $4^1/_2$ Liter Svovlbrinte. Opløsningen (Svovlbrintevand) lugter som Luftarten og reagerer surt.

Svovlbrinte kan tændes og brænder i Luft eller Ilt til Svovlsyrling og Vand: $H_2S + 3O = H_2O + SO_2$. Bestanddelene ere løst forbundne: allerede ved 400° begynder den at sønderdeles. Næsten alle Metaller dekomponere den ved Opvarmning, flere allerede ved almindelig Temperatur, især ved Tilstedeværelse af Luft (Sølv sværtes i svovlbrinteholdig Luft, men Guld holder sig). Ophedes Tin i Svovlbrinte, forener dennes Svovl sig med Tinnet, medens Brinten frigjøres og efter Afkøling indtager samme Rumfang som Svovlbrinten: $Sn + H_2S = H_2 + SnS$. Paa Grund af den svage Affinitet mellem Brint og Svovl virker Svovlbrinten stærkt reducerende, idet den væsentlig virker som Brint *in statu nascendi* og udskiller Svovlet i fri Tilstand. Saaledes afilter den stærk Salpetersyre til lavere Kvælstofilter,

fugtig Svovlsyrling til Svovl, koncentreret Svovlsyre først til H_2SO_3 (Svovlsyrling) og derpaa videre (hvorfor Svovlbrinte ikke kan tørres ved Svovlsyre, men vel ved Chlorkalcium), Jodsyre til Jod, Ferridsalte til Ferrosalte, og i sure Opløsninger: Arseniksyre til Arseniksyrling, chromsure Salte til Chromtveiltesalte. Ligeledes sønderdeles den let af Chlor og Brom, i vandig Opløsning ogsaa af Jod ($H_2S + J_2 = 2HJ + S$), ja selv af Luftens Ilt, hvorfor Flasker med Svovlbrintevand maa holdes helt fyldte og vel lukkede. Er der tillige porøse Stoffer tilstede, som Tøj eller Bomuld, kan Luftens Ilt endog ilte Svovlbrinten til Svovlsyre: $H_2S + 2O_2 = H_2SO_4$.

Svovlbrinte omsætter sig med mange Metalilter til Vand og Svovlmetaller og med mange opløste Salte til fri Syre og Svovlmetaller, f. Ex. $CuSO_4 + H_2S = H_2SO_4 + CuS$. Er det Svovlmetal, som saaledes skulde dannes, selv opløseligt i Syrer, saa udskilles det ikke, før man ved Tilsætning af en Base, f. Ex. Natriumhydroxyd, sørger for at omdanne den frie Syre til et Salt. Er Svovlmetallet opløseligt i Vand, udskilles det under ingen Omstændigheder. Det vil heraf sees, at man ved Svovlbrinte kan skille Metallerne i 3 Grupper: 1) de, hvis Svovlmetaller ere uopløselige i fortyndede Syrer og derfor udskilles ved Svovlbrinte af sure Opløsninger af deres Salte (Pt, Au, Sn, Sb, As; Hg, Pb, Ag, Bi, Cu, Cd); — 2) de, hvis Svovlmetaller ere uopløselige i Vand, men opløselige i fortyndede Syrer og derfor først udskilles ved Svovlbrinte af deres Saltopløsninger, naar der samtidig tilsættes en Base (Co, Ni, Zn, Mn, Fe); og — 3) de, hvis Svovlmetaller ere opløselige eller dog under ingen Omstændigheder fældes ved Svovlbrinte (Ba, Sr, Ca, Mg, K, Na, NH_4 o. fl.).

Svovlbrinte viser stor Lighed med Vand i Sammensætning, Rumfangsforhold og Dannelsesmaade, og særlig fortjener det at erindres, at de begge, naar Halvdelen af deres Brint erstattes af Metal, danne Forbindelser, som have Charakter af Baser (Hydroxyder og Sulfhydrater). Erstattes derimod Halvdelen af Brinten af Syreradikal, have de dannede Forbindelser Charakter af Syrer (Iltsyrer og Sulfosyrer), om end Sulfosyrerne hyppigst kun kjendes i Form af Salte. Exempler ere: NaOH og NaSH; $Ca(OH)_2$ og $Ca(SH)_2$. Til Natriumkarbonat, $Na_2.O_2.CO$, svarer Natrium-

sulfokarbonat, $Na_2.S_2.CS$; til Natriumarsenat, $Na_3.O_3.AsO$, svarer Natriumsulfoarsenat, $Na_3.S_3.AsS$; ja, man kjender Forbindelser, der samtidig afledes af Vand og Svovlbrinte, f. Ex. $\begin{matrix}HO.\\HS.\end{matrix}SO_2$ (Thiosvovlsyre).

Brinthypersulfid, H_2S_2, faaes analogt med Brintoverilte ved at dryppe en Opløsning af Kalciumdisulfid (CaS_2) i fortyndet Saltsyre som en tung, ildelugtende Olie, der kan destilleres i luftfortyndet Rum, men let sønderdeles til Svovlbrinte og Svovl og i mange Henseender viser Lighed med Brintoverilte. Der synes imidlertid at være flere højere Svovlforbindelser af Brint.

Svovlets Ilter og Iltsyrer.

Af Ilter kjendes 4, men kun Svovlsyrlinganhydrid, SO_2, og Svovlsyreanhydrid, SO_3, skulle omtales her. Af Syrer kjendes 3 Rækker, to med et voxende Antal Iltatomer og en med et voxende Antal Svovlatomer. Slutningsleddet i hver Række er Begyndelsesleddet i den næste:

H_2SO_3 Svovlsyrling.
H_2SO_4 Svovlsyre.
(H_2SO_3S Thiosvovlsyre).

$H_2S_2O_3$ Thiosvovlsyre eller Svovlundersyrling.	$H_2S_2O_6$ Svovlundersyre eller Dithionsyre.
$H_2S_2O_4$ Hydrosvovlsyrling.	$H_2S_3O_6$ Trithionsyre.
$H_2S_2O_5$ Ubekjendt.	$H_2S_4O_6$ Tetrathionsyre.
$H_2S_2O_6$ Svovlundersyre.	$H_2S_5O_6$ Pentathionsyre.

Kun Svovlsyren kjendes som saadan, de øvrige kun i vandig Opløsning, Thiosvovlsyren endog kun i Form af Salte. Udgangspunktet for Fremstilling af dem alle er Svovlets Forbrændingsprodukt, SO_2, hvis vandige Opløsning kan antages at indeholde Svovlsyrling, H_2SO_3. Denne vandige Opløsning reduceres af Zink til Hydrosvovlsyrling (eller rettere dens Zinksalt): $2H_2SO_3 + H_2 = H_2S_2O_4 + 2H_2O$. Paa den anden Side iltes Svovlsyrling let til Svovlsyre, f. Ex. ved Chlor (S. 108), Salpetersyre, Salpeterundersyre og mange andre Iltningsmidler: $H_2SO_3 + O = H_2SO_4$; ved Manganoverilte derimod til Svovlundersyre: $2H_2SO_3 + MnO_2$

$= \overset{II}{Mn}S_2O_6 + 2H_2O$. Koges Svovlsyrlingens Natriumsalt med Svovl, optager det et Atom Svovl og danner Natriumthiosulfat: $Na_2SO_3 + S = Na_2SO_3S$. Behandles endelig sidstnævnte Salt med Jod, dannes Natriumtetrathionat: $2Na_2S_2O_3 + J_2 = 2NaJ + Na_2S_4O_6$. — Ledes Svovlsyrlinganhydrid, SO_2, sammen med Ilt over glødende Platin, dannes Svovlsyreanhydrid, SO_3.

Svovlsyrlinganhydrid og Svovlsyrling.

Svovlsyrlinganhydrid, $\overset{IV}{S}O_2$ (Svovldioxyd), *fremstilles* 1) i det store ved Forbrænding af Svovl eller ved Ristning af Svovlmetaller, især Svovlkies: $2FeS_2 + 11O = Fe_2O_3 + 4SO_2$. Ved Forbrænding af Svovl er Processen: $S_2 + 2O_2 = 2SO_2$, hvoraf sees, at Ilten ved at gaa over til Svovldioxyd ikke forandrer sit Rumfang. — 2) I det mindre ved Ophedning af koncentreret Svovlsyre med Kobber i en Kolbe med Sikkerhedstragt og Tørring af det udviklede Svovldioxyd ved koncentreret Svovlsyre. Man kan antage, at her som sædvanlig først Brint og Metal bytte Plads: $Cu + H_2SO_4 = H_2 + CuSO_4$, men at Brinten i Frigjørelsesøjeblikket virker paa den varme og stærke Svovlsyre og reducerer den til Svovlsyrling ($H_2SO_4 + H_2 = H_2O + H_2SO_3$), som samtidig spaltes til Vand og Anhydrid: $H_2SO_3 = H_2O + SO_2$.

Det tørre Svovldioxyd er en farveløs Luftart af den stikkende og kvælende Lugt, der kjendes fra Svovlets Forbrænding. Det lader sig let fordraabe ved Tryk og Kulde (S. 73) til en farveløs Vædske, som koger ved -10^0 og fryser ved -79^0. 1 Liter Vand indsuger ved 0^0 omtr. 79, ved 10^0 omtr. 50 Liter Svovldioxyd. Opløsningen (Svovlsyrlingvand) reagerer surt og forholder sig, som om den indeholdt den svage tobasiske Syre Svovlsyrling, $H_2SO_3 = \overset{IV}{S}O(OH)_2$ eller mulig $H.\overset{VI}{S}O_2.OH$, der dog ikke kjendes som saadan, men i talrige Salte. De normale ere tungt- eller uopløselige undtagen Alkalisaltene, de sure ere opløselige i Vand. Ved Tilsætning af Syrer udvikle de Svovl-

dioxyd, idet den frigjorte Syre spaltes til Vand og Anhydrid. Svovlsyrling har overordentlig Tilbøjelighed til at optage et Iltatom og gaa over til Svovlsyre: $H_2SO_3 + O = H_2SO_4$. Allerede efter kort Indvirkning af Luft indeholder Svovlsyrlingvand Svovlsyre. Endnu lettere skeer denne Omdannelse ved Iltningsmidler, f. Ex. Chlor (S. 108), Brom, Salpeterundersyre, Salpetersyre, og Svovlsyrling virker derfor i vandig Opløsning som et meget kraftigt Reduktionsmiddel. Saaledes reducerer den Guldchlorid til metallisk Guld ($2AuCl_3 + 3H_2SO_3 + 3H_2O = 2Au + 6HCl + 3H_2SO_4$); Kvægsølvtvechlorid til Kvægsølvforchlorid ($2HgCl_2 + H_2SO_3 + H_2O = Hg_2Cl_2 + 2HCl + H_2SO_4$), ja endog til Metal; Arseniksyre til Arseniksyrling; Chromsyre til Chromtveiltesalt ($2H_2CrO_4 + 3H_2SO_3 = 5H_2O + \overset{VI}{Cr}_2.3SO_4$), Jodsyre til Jod eller Jodbrinte; Chlorsyre til Chlorbrinte osv. Baade Svovldioxyd og Svovlsyrlingvand virke blegende, sandsynligvis idet Svovlsyrling forener sig med organiske Farvestoffer til ufarvede Forbindelser, og anvendes derfor til Blegning af Straa, Uld og Silke (sml. S. 108). Ligeledes virke de antiseptisk (Vin, Humle; Desinficering). Men den største Anvendelse finde de dog til Fremstilling af Svovlsyre.

Svovlsyreanhydrid og Svovlsyre.

Svovlsyreanhydrid, $\overset{VI}{SO}_3$ (Svovltrioxyd) kan dannes direkte ved at lede tørt Svovldioxyd og tør Ilt sammen over svagt glødende Platinsvamp, men fremstilles sædvanlig ved Opvarmning af den rygende Svovlsyre (en Forbindelse af Svovlsyreanhydrid med Svovlsyre, se S. 130) i en Retort. Ved Afkøling af Dampene i et tørt, godt afkølet Forlag fortættes de til farveløse Naale, der smelte ved 15° til en farveløs Vædske, som holde sig flydende ogsaa under Smeltepunktet (sml. S. 70). Forbindelsen koger ved 46°, ryger stærkt i Luften, idet Dampene forene sig med dennes Vanddamp, og opløser sig i Vand under Syden og stærk Varmeudvikling til Svovlsyre: $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$ (sml. S. 129).

Svovlsyre, $\overset{VI}{H_2SO_4} = (HO)_2.SO_2$, forekommer hyppig

i Naturen i Form af Salte (sml. S. 119). Under Svovlsyrling ere flere Dannelsesmaader nævnte, men den *fremstilles* altid ved Iltning af en Blanding af Svovldioxyd og Vanddamp med Salpetersyre, som derved afiltes til Kvælstoftveilte (NO):

$$3H_2SO_3 + 2HNO_3 = 3H_2SO_4 + H_2O + 2NO,$$

Men det saaledes dannede farveløse Kvælstoftveilte iltes meget let igjen af Luftens Ilt til rødgule Dampe af Salpeterundersyre (NO_2):

$$NO + O = NO_2,$$

og Salpeterundersyren afgiver igjen let den optagne Ilt til Svovlsyrlingen under Dannelse af Svovlsyre og Gjendannelse af Kvælstoftveilte:

$$H_2SO_3 + NO_2 = H_2SO_4 + NO.$$

Det vil da indsees, at Kvælstoftveiltet, naar der kun er tilstrækkelig Luft og Svovlsyrling tilstede, bestandig vil overføre Luftens Ilt paa Svovlsyrlingen, og at saaledes den samme Mængde Kvælstoftveilte vil kunne omdanne en ubegrændset Mængde Svovlsyrling til Svovlsyre, idet det egentlige Iltningsmiddel er Luftens Ilt.

Operationen udføres i det store i Svovlsyrefabrikerne. Man forbrænder her Svovl eller hyppigere naturlige Svovlmetaller (som Svovlkies og Kobberkies, se S. 126) og leder det dannede Svovldioxyd med et rigeligt Overskud af Luft ind i store Kamre af Blyplader, i hvilke en Dampkjedel sender Straaler af Vanddamp ind, medens man samtidig enten lader Salpetersyre fordampe derinde eller lader Svovldioxydet og Luften føre Salpetersyredamp derind, og desuden paa passende Maade („Gay-Lussac's Taarn") gjenvinder de Kvælstofilter, den bortgaaende Luft fører med sig. Paa Blykamrenes skraa Bund samler der sig da en Svovlsyre („Kammersyre"), som indeholder omtrent 60 Procent H_2SO_4. Synderlig stærkere fremstiller man den ikke, da den ellers vilde opløse for mange Kvælstofilter. Kammersyren inddampes først i Blypander, indtil den indeholder 77 Procent H_2SO_4 (ved stærkere Koncentration vilde den angribe Blyet), og derpaa i Glas eller

Platinkar, indtil den indeholder 93 til 94 Procent H_2SO_4. Denne saakaldte „engelske Svovlsyre“ indeholder dog endnu Kvælstofilter og opløst Blysulfat og er hyppig brun af organisk Stof. Er den fremstillet af Svovl, indeholder den ikke Arsenik; af Svovlkies og Kobberkies er den hyppig arsenikholdig, skjønt man i Fabrikerne før Inddampningen fjerner største Delen af Arseniket med Svovlbaryum. Fra ikke flygtige Urenheder befries Svovlsyre ved Destillation. Den destillerede Syre koger ved 338° og har ved 15° Vægtfylden 1,842, men indeholder endnu omtr. $1^1/_2$ Proc. Vand. Ved ligefrem Afkøling eller lettere ved Tilsætning af lidt Svovlsyreanhydrid og Afkøling udkrystalliserer den rene Syre H_2SO_4, som smelter ved 10°,5, men holder sig flydende langt under denne Temperatur. Den har ved 15° Vægtfylden 1,837 og koger ikke uforandret, idet den allerede ved 30° afgiver Anhydrid, saa at den ved Destillation igjen giver ovennævnte Syre af Kogepunkt 338°.

Den destillerede Syre er en farveløs, noget olieagtig Vædske („Vitriololie“), der med Begjærlighed forener sig med Vand og Vanddamp under anseelig Varmeudvikling. Heldes Vand i Svovlsyre, kan der endog indtræde Explosion. Ved Blanding af Svovlsyre med Vand maa Syren derfor i en tynd Straale og under Omrøring heldes i Vandet. Som vandsugende anvendes den til Tørring af Luftarter. Af samme Grund forkuller den mange organiske Stoffer, f. Ex. Tøj, Papir, Sukker, idet den bringer deres Ilt og Brint til at træde ud i Form af Vand, hvorved deres Kulstof tildels frigjøres. Derfor er Handelssyren ofte mørk af forkullet Støv. Ved Ophedning i Luften giver den tykke, hvide Dampe, og ved 400° dissocieres den fuldstændig til Vand og Anhydrid, hvorfor dens Damptæthed kun er halvt saa stor som den normale (sml. S. 45); og i Nærheden af Glødhede spaltes den til Svovldioxyd, Ilt og Vand (S. 88). Af reducerende Stoffer som Kulstof, Svovl, Jodbrinte, Svovlbrinte, Brint og Metaller afiltes den til Svovlsyrling og ikke sjældent videre (se nedenfor).

Svovlsyre er en stærk tobasisk Syre, som ved Op-

varmning uddriver mange baade flygtige og ikke flygtige Syrer af deres Salte. Vigtige Exempler ere Saltsyre og Salpetersyre. Den opløser de fleste Metaller til svovlsure Salte, dog ikke Guld eller Platin. Paa mange Metaller f. Ex. Zink, Jern, virker allerede den fortyndede Syre i Kulden, og her udvikles da Brint. Andre som Kobber, Sølv, Kvægsølv, paavirkes først af den varme, koncentrerede Syre; her bliver Brinten ikke fri, men virker strax reducerende paa den stærke Syre, saa at der dannes Svovlsyrling, undertiden endog Svovl og Svovlbrinte. Ogsaa de Metaller, der allerede med fortyndet Svovlsyre give Brint, f. Ex. Zink, give ved Opvarmning med stærkere Syre, f. Ex. $H_2SO_4 + 8H_2O$: Svovlbrinte, med $4H_2SO_4 + 3H_2O$ væsentlig Svovl, med $2H_2SO_4 + 1H_2O$ væsentlig Svovlsyrling. — De svovlsure Salte (Sulfater), af hvilke Syren som tobasisk kan danne saavel normale som sure, ere sædvanlig letopløselige; kun nogle faa ere tungtopløselige eller uopløselige. Blandt de sidste mærkes Baryumsulfat, der er absolut uopløseligt ikke blot i Vand, men ogsaa i fortyndede Syrer, hvorfor Baryumsalte tjene til Prøvemiddel paa Svovlsyre og opløselige Sulfater. — Svovlsyre finder en udstrakt Anvendelse i Industrien, især ved Fabrikation af Soda, sur fosforsur Kalk, Salpetersyre, Stearin, Alun osv. Den aarlige Produktion anslaaes til 800000 Tons.

Pyrosvovlsyre, $H_2S_2O_7 = \frac{HO.SO_2}{HO.SO_2} > O$ (rygende Svovlsyre), er en kondenseret Anhydrosyre (S. 32), idet $2H_2SO_4 - H_2O = H_2S_2O_7$. Den er sammensat som Svovlsyre + Svovlsyreanhydrid og fremstilles ogsaa af disse Bestanddele. I dette Øjemed rister man Jernvitriol ($FeSO_4, 7H_2O$), som derved afgiver sit Krystalvand og iltes til anhydrobasisk Ferridsulfat: $2\overset{II}{Fe}SO_4 + O = \overset{VI}{Fe}_2 \begin{cases} O \\ 2SO_4 \end{cases}$, der ved tør Destillation afgiver Svovlsyreanhydrid ($Fe_2O.2SO_4 = Fe_2O_3 + 2SO_3$). Dette optages da i Forlag, som indeholde koncentreret Svovlsyre. Den almindelige rygende Svovlsyre er en tyk, olieagtig Vædske, som ved Afkøling udskiller Krystaller af den rene Pyrosvovlsyre. Disse smelte ved 35°, ryge stærkt

i Luften, idet de afgive Svovlsyreanhydrid, og sønderdeles let ved Opvarmning til Svovlsyreanhydrid og Svovlsyre. Pyrosvovlsyrens Salte (Pyrosulfater) faaes sædvanlig ved Sammensmeltning af normale Sulfater med Svovlsyre, f. Ex. $Na_2SO_4 + H_2SO_4 = Na_2S_2O_7 + H_2O$. Ved tør Ophedning afgive de Svovlsyreanhydrid.

Thiosvovlsyre, Svovlundersyrling, $H_2S_2O_3 = \begin{matrix} HO. \\ HS. \end{matrix} \overset{VI}{SO_2}$, kjendes næsten ikke som saadan, idet den, selv naar den ved en Syre som Saltsyre eller Svovlsyre frigjøres af fortyndede Opløsninger af sine Salte, meget hurtig sønderdeles til Svovlsyrling og Svovl: $H_2S_2O_3 = H_2SO_3 + S$. Af Saltene (Thiosulfater eller Hyposulfiter), som alle ere letopløselige, er det vigtigste Natriumsaltet, som dannes ved Kogning af normalt Natriumsulfit med Svovl (S. 126) eller ved Kogning af Natriumhydroxyd med Svovl (sml. S. 120). Se Natriumsalte.

Dithionsyre, Svovlundersyre, $H_2S_2O_6 = \begin{matrix} \overset{VI}{HO.SO_2} \\ HO.SO_2 \end{matrix}$, faaes ved Sønderdeling af Baryumsaltet med den netop nødvendige Mængde fortyndet Svovlsyre og Inddampning af Filtratet fra Baryumsulfat i Vacuum over Svovlsyre, som en stærkt sur vandig Opløsning, der ved videre Inddampning spaltes til Svovldioxyd og Svovlsyre. Baryumsaltet vindes ved at lede Svovldioxyd til i Vand opslemmet Manganoverilte, hvorved dannes Mangandithionat: $MnO_2 + 2SO_2 = MnS_2O_6$. Samtidig opstaaer dog noget Mangansulfat: $MnO_2 + SO_2 = MnSO_4$. Begge Salte ere opløselige, og naar man til Opløsningen sætter Barythydrat, saa udfældes alt Mangan som Manganohydroxyd, $Mn(OH)_2$, al Svovlsyre som Baryumsulfat, og Filtratet herfra indeholder kun Baryumdithionat, der krystalliserer let (med $2H_2O$) ved Inddampning og Afkøling. Saltene (Dithionater eller Hyposulfater) ere letopløselige og faaes let af Baryumsaltet ved Omsætning med opløselige Sulfater.

Svovlundersyren kan betragtes som det monovalente Radikal $\overset{VI}{HO.SO_2}$ (Sulfoxyl) i fri Tilstand, af hvilket næsten alle Svovlets Iltsyrer kunne afledes:

$(HO.SO_2)_2$	Svovlundersyre	(Radikal).
$(HO.SO_2).H$	Svovlsyrling	(Brintforbindelse).
$(HO.SO_2).Cl$	Chlorsvovlsyre	(Chlorid).
$(HO.SO_2).OH$	Svovlsyre	(Hydrat).

$(HO.SO_2)_2O$ Pyrosvovlsyre (Ilte).
$(HO.SO_2).SH$ Thiosvovlsyre (Sulfhydrat).
$(HO.SO_2)_2S$ Trithionsyre (Sulfid).
$(HO.SO_2)_2.S_2$ Tetrathionsyre } (Højere Sulfider).
$(HO.SO_2)_2.S_3$ Pentathionsyre }

Svovlets Chlorforbindelser.

Svovl forener sig let og under Varmeudvikling med tørt Chlor og danner 3 forskjellige Forbindelser, S_2Cl_2, SCl_2 og SCl_4, der alle ere gule til rødbrune Olier, som strax sønderdeles af Vand. Dog er kun den første saa bestandig, at den uforandret kan destilleres. Denne opløser let Svovl, og denne Opløsning bruges til Vulkanisering af Kautschuk.

Vigtige i theoretisk Henseende ere Chloridet af Svovlsyrlingens Radikal, Thionylchlorid, $\overset{IV}{SO}.Cl_2$, der faaes ved at lede tørt Svovldioxyd over Fosforchlorid ($SO_2 + PCl_5 = SOCl_2 + POCl_3$); og Chloridet af Svovlsyrens Radikal, Sulfurylchlorid, $\overset{VI}{SO_2}.Cl_2$, der dannes direkte af tørt Svovldioxyd og tørt Chlor i Sollys eller meget lettere i Nærværelse af Kamfer, hvis nærmere Virkning er ubekjendt. Begge ere farveløse Vædsker, der koge ved 70 til 80° og, som alle Syrechlorider, øjeblikkelig sønderdeles af Vand til vedkommende Syre og Chlorbrinte (S. 29).

Selen, Se = 79,1, M = Se_2, og Tellur, Te = 125,2, M = Te_2,

ere sjældne Grundstoffer, der i mangt og meget ligne Svovlet. Selen forekommer sparsomt i Forbindelser med Bly, Kobber, Kvægsølv, Sølv, og ledsager jævnlig, skjønt i ringe Mængde, Svovlet i Svovlmetaller, især i Svovlkies. Tellur findes endnu sjældnere, især i Forbindelser med Guld, Sølv, Bly og Vismut. Selenet kjendes ligesom Svovl i forskjellige Modifikationer (rødt amorft og krystallinsk, begge opløselige i Svovlkulstof, og blygraat amorft og krystallinsk, begge uopløselige i Svovlkulstof). Det blygraa Selen har en Vægtfylde af 4,8 og er særlig mærkeligt ved, at dets Ledningsevne for Elektricitet stiger pludseligt og stærkt i Lyset og aftager ligesaa pludseligt i Mørke. Tellur

er tinhvidt, metalglindsende og har Vægtfylden 6,24. Begge danne luftformige Brintforbindelser, H_2Se og H_2Te, som i mange Maader ligne Svovlbrinte. Begge brænde med Flamme i Luften til Selendioxyd, SeO_2, og Tellurdioxyd, TeO_2, som dog ere faste og krystallinske. Ogsaa mange andre af deres Forbindelser vise stor Analogi med Svovlets, dog staaer Selen Svovlet meget nærmere end Tellur Se ogsaa S. 119.

Kvælstofgruppen

omfatter 5 Grundstoffer: Kvælstof, Fosfor, Arsenik, Antimon og Vismut. De ere trivalente overfor Brint, men Affiniteten til Brint aftager fra Kvælstof til Vismut. Kvælstoffets Brinte, Ammoniak, er meget bestandig selv ved høj Temperatur, Antimonbrinten existerer kun ved lav Temperatur i ren Tilstand, Vismutbrinte kjendes ikke. Ammoniak forener sig med alle Syrer til ret bestandige Forbindelser, der have Charakter af Salte af et metallignende Radikal, Fosforbrinte forener sig kun med Jod- og Brombrinte, Arsenik- og Antimonbrinte forbinde sig slet ikke med Syrer. Overfor Ilt optræder hele Gruppen baade tri- og pentavalent. Trioxyderne (R_2O_3) af Kvælstof og Fosfor ere Anhydrider af svage Syrer, de tilsvarende Forbindelser af Arsenik og Antimon forene sig baade med Baser og med Syrer, dog saaledes at Arseniktrioxyd fortrinsvis er et Syre-, Antimontrioxyd et Baseanhydrid, medens Vismutiltet alene er et Baseanhydrid. Ilterne R_2O_5 ere Syreanhydrider. De tilsvarende Hydraters Syrecharakter aftager dog stærkt fra Salpetersyre til Antimonsyre, og den saakaldte Vismutsyre har næppe mere Charakter af Syre. I Brintforbindelserne er der størst Lighed mellem Kvælstof og Fosfor, i Iltforbindelserne mellem Fosfor og Arsenik (fosfor- og arsensure Salte ere bl. a. isomorfe), i Svovlforbindelserne mellem Arsenik og Antimon og i Chlorbindelserne mellem Antimon og Vismut. Atomtallene danne ogsaa her en Række, som er parallel med Halogenernes og Svovlgruppens.

F 19	Cl 35,5	Br 80	J 126,9	
O 16	S 32,1	Se 79,1	Te 125,2	
N 14	P 31	As 75	Sb 120,3	Bi 208

Kvælstof er en Luftart, de øvrige ere faste, men Flygtigheden aftager stærkt med stigende Atomtal. Medens Kvælstoffets Molekuler indeholde 2 Atomer, indeholde Fosfor- og Arsenikmolekulerne 4, og først ved Hvidglødhede dissocieres de til P_2 og As_2; Antimonet er saa tungtflygtigt, at dets Damptæthed ikke har ladet sig nøje bestemme, men ved Hvidglødhede er Molekulet højst Sb_2. Vismutets Molekule kjendes paa Grund af Stoffets ringe Flygtighed slet ikke. De faste (Fosfor som rødt Fosfor) ere isomorfe, og deres Vægtfylde tiltager med stigende Atomtal.

Kvælstof. N = 14. M = N_2.

Kvælstof *forekommer* frit i Luften, af hvis Rumfang det udgjør omtrent $^4/_5$. Af dets Forbindelser findes enkelte salpetersure Salte i stor Mængde i Naturen, især Natrium-, Kalium- og Kalciumnitrat. Ammoniak forekommer udbredt i Jorden, idet det dannes ved Forraadnelse af kvælstofholdige Dyre- og Plantestoffer. Næsten alle dyriske Stoffer (Kjød, Blod, Æggehvide, Knogler, Hud, Brusk, Haar og Fjer) bestaa for en stor Del af stærkt kvælstofholdige Forbindelser, og lignende Forbindelser findes udbredte, om end i meget ringere Mængde, i Planterne, især i Frøene (Korn, Ærter, Bønner). Ogsaa Resterne af Forverdenens Planter (Stenkul) indeholde en ringe Mængde Kvælstof, og af disse vindes, som det senere skal vises, Ammoniak og Ammoniakforbindelser, der ligesom det naturlige Natriumnitrat danner Udgangspunktet for Fremstilling af næsten alle Kvælstofforbindelser.

Man *fremstiller* Kvælstof 1) ved at berøve Luften dens Ilt enten: a. ved at lade Fosfor brænde i et over Vand afspærret Rumfang Luft, med hvis Ilt det forener sig til det i Vand opløselige Fosforsyreanhydrid (P_2O_5), medens Kvælstoffet bliver tilbage. — Eller bedre: b. ved at lede en langsom Strøm af tør og kulsyrefri Luft over

glødende Kobber, der da forener sig med Ilten til Kobbertveilte (CuO), og opsamle Kvælstoffet over Vand.

2) Ved Sønderdeling af Kvælstofforbindelser. Saaledes a. ved at lede Chlor til Overskud af Ammoniakvand (se S. 148): $8NH_3 + 3Cl_2 = 6NH_4Cl + N_2$. — b. Ved Opvarmning af Ammoniumnitrit: $NH_4.NO_2 = N_2 + 2H_2O$ eller simplere ved at opvarme en Blanding af Salmiak med Kaliumnitrit, begge i vandig Opløsning, hvorved først dannes Ammoniumnitrit, der da sønderdeles som før: $NH_4Cl + KNO_2 = KCl + NH_4NO_2 = KCl + N_2 + 2H_2O$.

Egenskaber. Kvælstof er en farveløs Luftart uden Lugt og Smag. Dens kritiske Temperatur ligger meget lavt, dog har man fortættet den til en farveløs Vædske (S. 73), ja endog faaet den i fast Form som en sneliguende Masse. Det luftformiges Vægtfylde er 14 Gange Brintens og 0,9713 Gange Luftens. 1 Liter Vand opløser ved 0° 20 Kcm. Kvælstof. Det er ikke selv brændbart, og det nærer ej heller Forbrændingen eller Aandedraget. I det hele forholder det sig meget indifferent overfor andre Stoffer. Ved Glødhede forener det sig dog med Bor, Silicium, Titan, Magnium og Chrom og under særlige Forhold ogsaa med Kulstof. Lader man elektriske Gnister slaa igjennem en tør Blanding af Kvælstof og Ilt, dannes rødbrune Dampe af Salpeterundersyre. Kvælstof og Brint give under samme Forhold kun Spor af Ammoniak.

Kvælstof blev opdaget 1772 af Rutherford.

Luften. Den Luft, som i et Lag af mindst 10 Miles Tykkelse omgiver Jorden, og hvis Vægt er 5 Trillioner Kilogram, er en Blanding af omtrent 79 Rumfang Kvælstof og 21 Rumfang Ilt. Da den altid er i Berøring med store Vandflader og desuden alle levende Væsener fordampe Vand, indeholder den selvfølgelig Vanddamp i vexlende Mængder, sædvanlig dog kun Halvdelen til to Trediedele af den Mængde, den kan holde opløst ved den stedfindende Temperatur. Af andre Stoffer indeholder den en ringe, men temmelig konstant Mængde Kulsyre (3 Rf. paa 10000) samt en endnu meget ringere Mængde Ammoniak, som næppe naaer 1 Rumfang paa 1 Million Rf.

Luft; ogsaa smaa Mængder af andre Luftarter, hidrørende fra lokale Forhold; saaledes ved Kysten, hvor Tang forraadner, ofte kjendelige Mængder af Svovlbrinte, efter Tordenvejr ringe Mængder Salpetersyre, salpetersur og salpetersyrlig Ammoniak. Endelig indeholder Luften altid faste Stoffer i meget fintdelt Tilstand, hvad man bemærker, naar en Solstraale gjennem en snever Aabning trænger ind i et mørkt Værelse. Dette Støv bestaaer tildels af mineralske Bestanddele (indeholder f. Ex. altid Kogsalt), men tillige af Kim til de smaa Organismer, som fremkalde Gæring, Forraadnelse og mange Sygdomme. Mængden af slige Kim er naturligvis meget vexlende; for at give et Begreb om Forholdene skal her kun nævnes, at en omhyggelig Iagttager om Sommeren har fundet mellem 7 og 15 levedygtige Kim i 10 Liter Luft.

Da Brintens Vægtfylde med Luftens som Enhed er funden lig 0,069, er Luftens Vægtfylde 14,47 Gange Brintens. Kjendes altsaa en Luftarts Vægtfylde med Brintens som Enhed, saa findes dens Vægtfylde med Luftens som Enhed ved Division med 14,47 (sml. S. 16). Da 1 Liter Brint ved 0° og 760 Millimeter vejer 0,08936 Gr., vil 1 Liter Luft under samme Forhold veje 1,293 Gr. eller paa det nærmeste $\frac{1}{773}$ af en Liter Vands Vægt.

Ved talrige og nøjagtige Analyser har man fundet, at Luftens Hovedbestanddele, Kvælstof og Ilt, overalt forekomme i et bestemt Forhold deri. 100 Rumfang tør og kulsyrefri Luft indeholder 20,9 Rumfang Ilt og 79,1 Rumfang Kvælstof. Til Trods for denne konstante Sammensætning er Luften ikke en chemisk Forbindelse, men en Blanding; thi Bestanddelene have bevaret deres oprindelige Egenskaber, idet f. Ex. et Opløsningsmiddel som Vand ikke opløser Luften som saadan, men hver af Bestanddelene efter deres særlige Opløselighed (S. 81). Af rent Kvælstof opløser 1 Liter Vand ved 0° og 760 Millimetres Tryk 20 Kcm. af ren Ilt under samme Forhold 41 Kcm. Da nu Luften indeholder 0,791 Rumfang Kvælstof og 0,209 Rumfang Ilt, vil 1 Liter Vand af Luften opløse $0{,}791 \times 20 = 15{,}8$ Kcm. Kvælstof og $0{,}209 \times 41 = 8{,}6$

Kcm. Ilt. Medens altsaa Luften indeholder henved 4 Rf. Kvælstof paa 1 Rumfang Ilt, vil den af Vandet indsugede Luft, som kan uddrives ved Kogning, ikke engang indeholde 2 Rumfang Kvælstof paa 1 Rumfang Ilt, noget der er af højeste Betydning for Vanddyrenes Liv. — Da begge Luftens Hovedbestanddele kunne fordraabes, er det samme Tilfældet med Luften selv, under lige Forhold. Den flydende Luft koger ved -192°, men da Iltens Kogepunkt ligger højere end Kvælstoffets (S. 73), bliver Resten herved bestandig rigere paa Ilt. Man kan saaledes isolere Ilten af den flydende Luft ved brudt Destillation, hvad der ligeledes viser, at Luften er en Blanding.

Luftens Indhold af Kulsyre og Vanddamp kan bestemmes samtidig ved at lade et bekjendt Rumfang Vand løbe ud af en Flaske med Udløbsaabning for neden, og hvis Hals er sat i Forbindelse med en Række vejede Absorptionsrør med Chlorkalcium og Kalihydrat. Disse ville nemlig da indsuge den Mængde Vanddamp og Kulsyre, som findes i et Rumfang Luft, der er lige stort med det udløbne Rumfang Vand, og Chlorkalciumrørenes Vægtforøgelse vil angive Vandmængden, Kalirørenes Vægtforøgelse Kulsyremængden i dette Rumfang atmosfærisk Luft.

Forholdet mellem Ilt og Kvælstofmængden i tør og kulsyrefri Luft kan findes dels ved Vægt-, dels ved Maalanalyse. Ved den første Fremgangsmaade sætter man en vejet lufttom Glasballon i Forbindelse med et vejet lufttomt Glasrør, der indeholder rent Kobber, og som for begge Ender er forsynet med Haner. Dette Rør sættes atter i Forbindelse med en Række Rør, der indeholde Chlorkalcium og Kalihydrat. Ophedes nu det Rør, som indeholder Kobberet, til Glødning og aabnes derpaa langsomt først Hanen mellem dette Rør og Chlorkalciumrøret og dernæst Hanen mellem Kobberrøret og Ballonen, saa vil en langsom Strøm af Luft passere Apparatet, i Kalirøret befries for Kulsyre, i Chlorkalciumrøret for Vanddamp; det glødende Kobber vil optage Ilten, og Ballonen ligesom Kobberrøret vil fyldes med rent Kvælstof. Derpaa lukkes Hanerne. Bal-

lonens Vægtforøgelse være P, Kobberrørets p. Det sidste pumpes lufttomt og vejes paa ny. Vægttabet være p_1. Da vil $P + p_1$ være den Kvælstofmængde i Gram, som i Luften var blandet med $p - p_1$ Grm. Ilt.

En anden meget simplere og tillige nøjagtigere Methode er at afspærre et vist Rumfang Luft i et inddelt Eudiometerrør (S. 96) over Kvægsølv, maale Rumfanget nøjagtigt, derpaa tillede et vist Rumfang Brint, maale Blandingens Rumfang og nu lade en elektrisk Gnist slaa derigjennem. Brinten vil da forene sig med Ilten til Vand, som ikke vil indtage noget kjendeligt Rum. Til hvert Rumfang Ilt er da medgaaet 2 Rumfang Brint, saa at $^1/_3$ af det forsvundne Rumfang er Ilten. Kaldes det oprindelige Rumfang Luft a, det oprindelige Rumfang Brint b, det tilbageblivende Rumfang Kvælstof + Brint = c, saa vil $\frac{1}{3}(a + b - c)$ være Iltmængden og $a - \frac{1}{3}(a + b + c)$ Kvælstofmængden i a Rumfang atmosfærisk Luft.

Om Luftens Betydning ved Forbrænding og Aandedræt se S. 90 og ved Kulsyre.

Ammoniak. NH_3.

Ammoniak *forekommer* i ringe Mængde i Luften (S. 135 n.) forbunden med Kulsyre, Salpetersyrling og Salpetersyre. I Forbindelse med Kulsyre dannes den ved Forraadnelse af kvælstofholdige organiske Stoffer og findes derfor i Agerjorden, som har en særegen Evne til at „absorbere" den og derved beskytte den mod Fordampning og Udvaskning af Regnvandet. Dog kan Ammoniak ikke let ophobe sig i større Mængde i Agerjorden, fordi den her iltes til salpetersure Salte (se S. 146). Ligeledes i Forbindelse med Kulsyre dannes Ammoniak ved tør Destillation af kvælstofholdige organiske Stoffer. Paa denne Maade vandtes tidligere Ammoniaksalte (se Alkalimetaller). Nu vindes næsten alt Ammoniak som Biprodukt ved Gasfabrikationen, idet man ved Destillation af „Gasvandet" (se Kulstof) med Kalk faaer raat Ammoniakvand, hvoraf da ved Neutrali-

sation med Saltsyre fremstilles Salmiak, NH_4Cl, med Svovlsyre svovlsur Ammoniak osv.

Ammoniakens Dannelsesvarme (S. 51) er positiv, men direkte af Kvælstof og Brint lader den sig kun fremstille som Spor. Salpetersyrlig Ammoniak dannes, men ligeledes kun i ganske smaa Mængder, ved Forbrænding af Brint eller brintholdige Stoffer i Luft, og, som det synes, ogsaa ved Fordampning af Vand i Luften ($N_2 + 2H_2O = NH_3 + HNO_2$). Derimod give alle Kvælstoffets Ilter Ammoniak, naar de sammen med Brint ledes over ophedet Platinsvamp, og mange af dem ligeledes ved Paavirkning af Brint *in statu nascendi*.

Ren Ammoniak *fremstilles* ved Opvarmning af Salmiakpulver med 2 Dele Melkalk (tørt Kalkhydrat) i en Kolbe:

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2NH_3 + 2H_2O.$$

Den udviklede Ammoniak kan ikke tørres ved Svovlsyre eller Chlorkalcium, med hvilke den forener sig (se nedenfor), men ved fast Kalihydrat eller frisk brændt Kalk. Den opsamles over Kvægsølv eller i et omvendt, tørt Glas, da dens Vægtfylde er meget mindre end Luftens.

Fysiske Egenskaber. Ammoniak er en farveløs Luftart af en egen stærk, stikkende Lugt og ædsende Smag. Ved Tryk eller Kulde kan den fortættes til en farveløs Vædske (S. 73), ja endog faaes som en islignende, næsten lugtløs Masse. Luftartens Vægtfylde er 8,5 Gange Brintens. 1 Liter Vand indsuger ved 0° 1146 Liter Ammoniak, ved almindelig Temperatur dog kun 700 Liter, og ved Kogning uddrives al Ammoniaken.

Chemiske Egenskaber. Ammoniak kan ikke brænde i Luft, men vel i Ilt til Kvælstof og Vand: $4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O$. I Chlor tænder den sig: $2NH_3 + 3Cl_2 = N_2 + 6HCl$. Lader man i længere Tid elektriske Gnister slaa igjennem tør Ammoniak i et Eudiometer, saa fordobles dens Rumfang: $2NH_3 = N_2 + 3H_2$ (2 Molekuler blive til 4), og naar man nu leder et passende Rumfang Ilt til, og lader en enkelt elektrisk Gnist slaa igjennem

Blandingen, saa forenes Brint og Ilt til Vand. Maales nu det tilbageblivende Luftrumfang (Kvælstof og Overskud af Ilt), saa kan Ammoniakens Sammensætning heraf findes. Er Ammoniakens oprindelige Rumfang a (den sønderdeltes altsaa 2 a), Iltens b og det efter Explosionen tilbageblivende Luftrumfang c, saa vil Brintens Rumfang være $= {}^2/_3 (2a + b - c)$ og Kvælstoffets $2a - {}^2/_3 (2a + b - c) = {}^2/_3 (a - b + c)$.

Ammoniak forener sig ligefrem og under betydelig Varmeudvikling med Syrer til de saa kaldte Ammoniumsalte f. Ex. $NH_3 + HCl = NH_4Cl$ (Chlorammonium); $NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3$ (Ammoniumnitrat); $NH_3 + H_2SO_4 = NH_4HSO_4$ (surt Ammoniumsulfat): $2NH_3 + H_2SO_4 = (NH_4)_2.SO_4$ (normalt Ammoniumsulfat). Det sees, at i alle disse Forbindelser indgaaer en Atomgruppe NH_4, som man kalder Ammonium, og som i disse Forbindelser spiller samme Rolle som et monovalent Metalatom; især vise disse Ammoniumsalte (der dog ogsaa ofte kaldes Ammoniaksalte) en overordentlig Lighed med Kaliumsaltene i Sammensætning, Krystalform og Opløselighed. De ville derfor blive omtalte under Alkalimetallerne.

Ammoniak forener sig ogsaa med mange Ilter, Sulfider, Chlorider og Salte i højst forskjellige Forhold til ejendommelige Forbindelser, af hvilke nogle ere meget bestandige, andre overordentlig ubestandige. Til de sidste høre Ammoniakens Forbindelser med Chlorkalcium ($8NH_3, CaCl_2$) og med Chlorsølv ($3NH_3, AgCl$), som allerede ved svag Opvarmning afgive rigelig Ammoniak, og som derfor, naar de opvarmes i den ene Gren af et bøjet, tilsmeltet, stærkt Glasrør, let give flydende Ammoniak i den anden afkølede Gren af Røret.

Ammoniakvand. Hvor let Ammoniak optages af Vand er allerede nævnt. Absorptionen er ledsaget af stor Varmeudvikling, saa at Absorptionsflasken (S. 82) maa holdes godt afkølet. Tillige bør Ammoniaken vaskes med Natronlud (Kulsyre) og Vand, før den ledes i Absorptionsflasken, og da Ammoniakvandet er mindre vægtfyldigt end Vand, bør Tilledningsrøret føres helt ned paa Bunden af Flasken. Stærkt Ammoniakvand indeholder sædvanlig

30 Procent NH_3 og har da Vægtfylden 0,897. 10 Procents Ammoniakvand har Vægtfylden 0,96. Ammoniakvand („Salmiakspiritus") lugter og smager som Ammoniak. Det reagerer stærkt alkalisk og forholder sig overhovedet, som om det indeholdt Basen $NH_4.OH$ (Ammoniumhydroxyd), analog med K.OH. Ved Kogning afgiver det al Ammoniak. Skeer Opvarmningen i lukket Kar paa passende Maade, vil den uddrevne Ammoniak kunne fordraabes og, naar der igjen gives den Lejlighed til at fordampe, derved binde en betydelig Varmemængde. Herpaa beroer Carré's Ismaskine.

Kvælstoffets Ilter og Iltsyrer

danne en afsluttet Gruppe, hvis enkelte Led staa i nær Forbindelse med hinanden.

Til $\overset{I}{N}.OH$, Salpeterundersyrling, svare:
$N_2 = 2N$ som Radikal,
N_2O, Kvælstofforilte, som Anhydrid.

Til $\overset{III}{N}O.OH$, Salpetersyrling, svare:
$N_2O_2 = 2NO$, Kvælstoftveilte, som Radikal,
N_2O_3 som Anhydrid.

Til $\overset{V}{N}O_2.OH$, Salpetersyre, svare:
$N_2O_4 = 2NO_2$, Salpeterundersyre, som Radikal,
N_2O_5 som Anhydrid.

Alle disse Forbindelser ere mere eller mindre ubestandige. Den bestandigste og den eneste, som kan dannes direkte af Bestanddelene, er Salpeterundersyre, som opstaaer ved at lade elektriske Gnister slaa igjennem en tør Blanding af Kvælstof og Ilt. Af Salpeterundersyre kunne alle de andre direkte eller indirekte dannes. Ved lav Temperatur giver den med Metaller et salpetersurt Salt og Kvælstoftveilte ($N_2O_4 + Na = NaNO_3 + NO$), med Metalilter et salpetersurt Salt og Salpetersyrlinganhydrid ($2N_2O_4 + PbO = PbN_2O_6 + N_2O_3$). Med iskoldt Vand i ringe Mængde danner den Salpetersyre og Salpetersyrling ($N_2O_4 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$), men med varmere Vand

Kvælstoftveilte, idet $3HNO_2 = HNO_3 + H_2O + 2NO$. Med Vand og tilstrækkelig Ilt gaa Kvælstoftveilte, Salpetersyrlinganhydrid og Salpeterundersyre alle fuldstændig over til Salpetersyre. Af Ammoniumnitrat faaes ved Opvarmning Kvælstofforilte: $NH_4.NO_3 = 2H_2O + N_2O$; af Natriumnitrit ved Reduktion med Brint *in statu nascendi* Natriumsaltet af Salpeterundersyrling: $NaNO_2 + H_2 = NaNO + H_2O$.

Kvælstofforilte, N_2O, (Kvælstofoxydul), kan dannes ved Reduktion af højere Kvælstofilter (se S. 143), men fremstilles altid ved langsom Opvarmning af tørt Ammoniumnitrat i en Retort, og opsamles over varmt Vand: $NH_4.NO_3 = 2H_2O + N_2O$. Det er en farveløs Luftart uden Lugt og af en sødlig Smag, men kan ved Tryk og Kulde (S. 73) faaes som Vædske (i hvilken Form den bringes i Handelen i stærke Jerncylindre), ja endog som farveløse Krystaller. I ringe Mængde virker den ved Indaanding oplivende („Lystgas"), i større Mængde fremkalder den en kortvarig Bedøvelse. Vægtfylden er 22 Gange Brintens og nøjagtig lig Kulsyrens. 1 Liter Vand indsuger ved 0° 1,3 Liter Kvælstofforilte. Den underholder Forbrændingen paa lignende Maade som Ilt: en glødende Træspaan tændes, ophedet Jern brænder deri, men svagt brændende Svovl slukkes, fordi den udviklede Varme ikke er høj nok til at spalte Kvælstofforiltet til Kvælstof og Ilt. Ophedes Natrium i Kvælstofforilte, dannes Natriumilte, og Kvælstoffet frigjøres. Da dette indtager samme Rum som det anvendte Kvælstofforilte, indeholder 1 Molekul af dette 1 Molekul Kvælstof, som det ogsaa fremgaaer af Formlen N_2O.

Salpeterundersyrling, $HO.\overset{I}{N}$, kan betragtes som Kvælstofforiltets Hydrat: $H_2O + N_2O = 2HON$. Vel forener Kvælstofforilte sig ikke med Vand til Salpeterundersyrling, men denne kan spaltes til Vand og Kvælstofforilte. Til Fremstilling reduceres en stærk Opløsning af Natriumnitrit med Natriumamalgam: $NaNO_2 + H_2 = NaNO + H_2O$. Filtratet neutraliseres med Eddikesyre og fældes med Sølvnitrat. Herved udskilles det gule, uopløselige Sølvsalt (Sølvhyponitrit), som ved Sønderdeling med et Underskud af fortyndet Saltsyre giver den frie Syre i vandig Opløsning. Denne reagerer stærkt surt og sønderdeles

efterhaanden frivilligt, strax ved koncentreret Svovlsyre til Vand og Kvælstofforilte.

Kvælstoftveilte, NO, (Kvælstofoxyd), dannes ved Indvirkning af Salpetersyre paa mange Metaller. Sædvanlig overheldes Kobberspaaner med fortyndet Salpetersyre af Vf. 1,2 i et almindeligt Luftudviklingsapparat. Processen opfattes lettest som en Reduktion af Salpetersyren med Brint *in statu nascendi:*

$$Cu + 2HNO_3 = H_2 + \overset{II}{Cu}(NO_3)_2 \text{ og: } 2HNO_3 + 3H_2 = 4H_2O + 2NO$$

eller som samlet Reaktion:

$$3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO.$$

Samtidig kan imidlertid dannes baade Kvælstofforilte og frit Kvælstof, nemlig ved videre Indvirkning af Brinten. Til Rensning ledes derfor de udviklede Luftarter i en kold koncentreret Jernvitriolopløsning, som kun opløser Kvælstoftveiltet med sortebrun Farve og igjen udvikler det ved Opvarmning. Kvælstoftveilte er en farveløs Luftart, hvis kritiske Temperatur ligger meget lavt (S. 73). Dog har man fortættet den til en farveløs Vædske, ja endog faaet den som en hvid, snelignende Masse. Luftartens Vægtfylde er 15 Gange Brintens (sml. S. 25), og den er kun lidet opløselig i Vand. Den adskiller sig fra alle andre Luftarter ved at den strax forener sig med Ilt til Salpeterundersyre: $2NO + O_2 = N_2O_4$, hvorfor den strax med Luft danner rødbrune Dampe. Den nærer Forbrændingen ligesom Kvælstofforilte, men svagere, fordi den ved Varmen frigjorte Ilt strax forener sig med en anden Del af Kvælstoftveiltet til Salpeterundersyre, som først sønderdeles ved meget højere Temperatur. Derfor brænde kun saadanne Stoffer i Kvælstoftveilte, som ved deres Forbrænding udvikle saa megen Varme, at ogsaa Salpeterundersyren sønderdeles, f. Ex. stærkt glødende Kul. Blandet med Svovlkulstofdamp giver den ved Antændelse en pragtfuld blaa Flamme, hvis intensive Lys er rigt paa stærkt brydbare Straaler og derfor kan fremkalde den explosive Forening af Chlor og Brint. Ved Ophedning af Natrium i tørt Kvælstoftveilte

dannes Natriumilte, og det tilbageblivende Kvælstof indtager et Rum, som er halvt saa stort som det anvendte Kvælstoftveilte: 2 Rumfang NO indeholde derfor 1 Rumfang Kvælstof, hvad ogsaa sees af Formlen (sml. S. 142).

Salpetersyrlinganhydrid og Salpetersyrling. — Anhydridet, N_2O_3, faaes ved at lede Kvælstoftveilte og Salpeterundersyre gjennem et ophedet Rør ($2NO + N_2O_4 = 2N_2O_3$) og fortætte Produktet i en Kuldeblanding. Det danner da en mørkeblaa Vædske, som allerede under 0° begynder at sønderdeles til Kvælstoftveilte og Salpeterundersyre, men selv ved 150° strækker Dissociationen sig dog kun til $^2/_3$ af Forbindelsen. I iskoldt Vand opløses den til en blaa Opløsning, som kan antages at indeholde Salpetersyrling, $HO.\overset{III}{N}O$, men som allerede ved svag Varme sønderdeles til Salpetersyre og Kvælstoftveilte: $3HNO_2 = HNO_3 + 2NO + H_2O$. Saltene (Nitriter) ere bestandige og fremstilles sædvanlig ved Reduktion af salpetersure Salte. De fleste ere opløselige, Sølvsaltet og enkelte Dobbeltsalte (f. Ex. Kobaltidkaliumnitrit s. Kobolt) ere tungt- eller uopløselige. Salpetersyrling virker snart iltende, snart reducerende. Saaledes udskiller Kaliumnitrit Jod af en sur Jodkaliumopløsning; men reducerer en sur Opløsning af Kaliumpermanganat under Affarvning.

Salpeterundersyre, N_2O_4, (Kvælstofdioxyd), dannes som alt anført let ved sædvanlig Temperatur af Kvælstoftveilte med Luft eller Ilt eller ved at lade elektriske Gnister slaa igjennem en tør Blanding af Kvælstof og Ilt. Den opstaaer ligeledes ved Indvirkning af Lys eller høj Temperatur paa koncentreret Salpetersyre: $2HNO_3 = H_2O + N_2O_4 + O$, og hyppig ved Indvirkning af Salpetersyre paa let iltelige Legemer. Sædvanlig fremstilles den ved stærk Ophedning af tørt Blynitrat: $PbN_2O_6 = PbO + N_2O_4 + O$. De brune Dampe fortættes i en Kuldeblanding først til en farveløs Vædske, derpaa til farveløse Krystaller, som smelte ved −9° og koge ved +22° til en rødbrun, giftig Damp af kvælende Lugt. Jo stærkere Dampen opvarmes, desto mørkere bliver den, og til denne Farveforandring svarer

en mærkelig Forandring i Damptætheden. Denne er nemlig ved 4° 37 Gange Brintens, men ved 140° kun 23 Gange Brintens. Til den sidste Damptæthed svarer Molekulet 46 $= NO_2$; og der er derfor stærk Sandsynlighed for, at Forbindelsen ved lav Temperatur er N_2O_4, men at den ved stigende Temperatur mere og mere dissocieres (sml. S. 45). Ledes Salpeterundersyredamp i vandigt Brintoverilte, dannes strax Salpetersyre: $(NO_2)_2 + (OH)_2 = 2HO.NO_2$. Ligeledes giver den med Chlor ved Opvarmning Chloridet af Salpetersyrens Radikal: NO_2Cl (Nitrylchlorid). Begge Dele tale for, at Salpeterundersyre idetmindste i Dampform repræsenterer Salpetersyrens Radikal. Derimod synes dens Sønderdeling ved koldt Vand til Salpetersyre og Salpetersyrling ($N_2O_4 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$) ligesom dens Dannelse af Nitrylchlorid og Sølvnitrit ($NO_2Cl + Ag.O.NO = AgCl + \overset{V}{NO_2}.O.\overset{III}{NO}$) at betegne den som et Dobbeltanhydrid af Salpetersyre og Salpetersyrling. Navnet Salpeterundersyre er i ethvert Tilfælde lidet passende.

Salpetersyreanhydrid og Salpetersyre.

Salpetersyreanhydrid, $N_2O_5 = \overset{V}{NO_2}.O.\overset{V}{NO_2}$, kan fremstilles ved Indvirkning af Nitrylchlorid paa svagt opvarmet Sølvnitrat: $NO_2.Cl + Ag.O.NO_2 = AgCl + NO_2.O.NO_2$, eller ved Afvanding af koncentreret Salpetersyre med Fosforsyreanhydrid ved lav Temperatur ($2HNO_3 - H_2O = N_2O_5$) og forsigtig Afdestillation af Salpetersyreanhydridet. Det danner farveløse Krystaller, som smelte let og koge under delvis Sønderdeling allerede under 50°. Ved længere Opbevaring i tør Luft ved almindelig Temperatur eller ved pludselig Opvarmning exploderer det. I fugtig Luft optager det Vand og gaaer over til Salpetersyre.

Salpetersyre, $HNO_3 = HO.\overset{V}{NO_2}$, *forekommer* ofte i Naturen i Form af Salte: som Natriumsalt (Chilisalpeter) i mægtige Lag paa Højsletten Tarapaca i det nordlige Chile; som Kaliumsalt (Salpeter) meget udbredt i kalirige Jordlag i regnfattige Lande f. Ex. Spanien, Ægypten, Ostindien;

som Kalciumsalt ganske almindeligt i Agerjorden, idet Ammoniaken fra Plante- og Dyredeles Forraadnelse ved Tilstedeværelse af en Gæringsorganisme, Fugtighed, Luft og Kalciumkarbonat iltes til Kalciumnitrat, $Ca(NO_3)_2$, som under sædvanlige Forhold er den Forbindelse, i Form af hvilken Planterne optage deres Kvælstof; Spor af Ammoniumnitrat findes i Regnvand, især efter Tordenvejr. Salpetersyre dannes allerede ved almindelig Temperatur af Kvælstoftveilte, Salpetersyrling, Salpeterundersyre ved Tilstedeværelse af Vand og tilstrækkelig Luft eller Ilt.

Salpetersyre *fremstilles* ved Destillation af Kaliumnitrat med stærk Svovlsyre i en Glasretort med afkølet Forlag: $KNO_3 + H_2SO_4 = HNO_3 + KHSO_4$. Dog er den selv af rene Stoffer fremstillede Syre sædvanlig gul af opløst Salpeterundersyre og indeholder noget Vand, idet en Del af Syren sønderdeles ved Destillationen: $2HNO_3 = H_2O + N_2O_4 + O$. Derfor omdestilleres den med et lige Maal Svovlsyre, og ved at lede Luft gjennem Destillatet uddrives Salpeterundersyren. I det store anvendes til Fabrikation af Salpetersyre det billigere Natriumnitrat, som tilmed giver en større Mængde Salpetersyre (74 Procent istedetfor 62), og Operationen foretages i Støbejernsretorter. Men da det raa Chilisalpeter indeholder Chlor- og Jodmetaller samt Natriumjodat, indeholder Handelssyren gjerne Saltsyre og Jodsyre. Ved Omdestillation gaaer Saltsyren, som meget flygtigere end Salpetersyre, over med de første Destillater, og naar det viser sig, at Destillatet er saltsyrefrit, skiftes Forlag, og den rene Syre opsamles for sig. Jodsyren bliver tilbage i Retorten.

Anvendes 2 Mol. Salpeter paa 1 Mol. Svovlsyre, dannes ogsaa først som ovenfor Salpetersyre og surt Kaliumsulfat, idet kun det ene Molekule Salpeter sønderdeles. Ved stærkere Varme virker vel ogsaa det sure Kaliumsulfat paa det andet Molekule Salpeter, men den hertil nødvendige Temperatur er saa høj, at den dannede Salpetersyre strax spaltes til Vand, Ilt og Salpeterundersyre, hvilken sidste imidlertid for en stor Del

opløses af Salpetersyren og farver den rød. Den saaledes vundne røde og rygende Salpetersyre virker endnu stærkere iltende og ædsende end den rene Syre.

Fysiske Egenskaber. Den rene Syre er en farveløs Vædske af en egen Lugt. Dens Frysepunkt ligger langt under 0°. Den ryger i Luften, idet den allerede ved sædvanlig Temperatur afgiver Dampe, der forene sig med Luftens Fugtighed. Dens Vægtfylde er ved 15° 1,530. Den begynder at koge ved 86°, men samtidig begynder den at sønderdeles, og ved videre Destillation stiger Kogepunktet, indtil det tilsidst bliver konstant ved 120,5°, da Destillatet har Vægtfylde 1,41 ved 15° og indeholder 68 Procent Salpetersyre (meget nær $3HNO_3 + 5H_2O$). Sml. S. 80 n. Salpetersyre opløser sig i alle Forhold i Vand under Varmeudvikling.

Chemiske Egenskaber. Salpetersyrens Dannelsesvarme er vel betydelig, men den sønderdeles dog meget let. Den stærke Syre dekomponeres allerede i Lyset eller ved Opvarmning til Ilt, Vand og Salpeterundersyre, som opløser sig i Syren og farver den gul eller rødgul. Særlig let sønderdeles Salpetersyren dog ved Tilstedeværelse af iltelige Stoffer, som herved optage en Del af dens Ilt. Den er derfor et af vore vigtigste og hyppigst anvendte Iltningsmidler. Saaledes ilter den Svovl til Svovlsyre, Jod til Jodsyre, Fosfor til Fosforsyre, Arsenik til Arsensyrling eller Arsensyre, Antimon til Antimonilte eller Antimonsyre, Tin til Tinsyre, Kulstof til Kulsyre. Metallerne give alle, med Undtagelse af Guld, Platin og nogle Platinmetaller, ved Indvirkning af Salpetersyre salpetersure Salte, idet Syren selv afiltes til Kvælstoftveilte eller ved meget koncentreret Syre og Opvarmning til Salpeterundersyre. Ved fortyndet Salpetersyre kan ved Siden af Kvælstoftveilte ogsaa optræde Kvælstofforilte, Kvælstof, ja Ammoniak (sml. S. 139). Her virker tydelig nok Brinten *in statu nascendi* paa Salpetersyren, idet

$2HNO_3 + 3H_2 = 2NO + 4H_2O$; $2HNO_3 + 5H_2 = N_2 + 6H_2O$;
$2HNO_3 + 4H_2 = N_2O + 5H_2O$; $2HNO_3 + 8H_2 = 2NH_3 + 6H_2O$.

Paa organiske Stoffer virker Salpetersyren heftigt, ofte under Ildfænomener. Mange af dem omdannes til de saakaldte Nitroforbindelser, idet et eller flere af deres Brintatomer ombyttes med Salpetersyrens Radikal, hvorved da samtidig dannes Vand. Disse Nitroforbindelser ere hyppig explosive. Huden farves gul og angribes stærkt af Salpetersyre, mange Plantefarvestoffer affarves, saaledes især Indigo.

Alle salpetersure Salte (Nitrater) ere letopløselige undtagen de basiske. Ved Ophedning i tør Tilstand dekomponeres de; paa glødende Kul forpuffe de under Ildfænomener. Efter Tilsætning af koncentreret Svovlsyre, som frigjør og forstærker Salpetersyren, affarve de Indigoopløsning, give de med Kobberspaaner Udvikling af røde Dampe og farve de en Jernvitrioloplosning sort eller sortebrun (sml. S. 143).

Kvælstoffets Chlor- og Jodforbindelser.

Chlorkvælstof, NCl_3, er en tung Olie, som faaes ved Indvirkning af Chlor paa en Salmiakopløsning ($NH_4Cl + 3Cl_2 = NCl_3 + 4HCl$) og derfor ogsaa dannes, naar man fremstiller Kvælstof af Chlor og Ammoniakvand (S. 135) og ikke sørger for et stadigt Overskud af Ammoniak. Det er det farligste af alle bekjendte Legemer, idet det ved de mindste Foranledninger exploderer med yderste Voldsomhed. — Jodkvælstof, NJ_3, opstaaer ved Indvirkning af Ammoniak paa Jod som et sortebrunt Legeme, der i tør Tilstand ligeledes exploderer voldsomt.

Nitrosylchlorid, NO.Cl, Chloridet af Salpetersyrlingens Radikal, kan dannes direkte af Kvælstoftveilte og Chlor og findes ogsaa i Kongevand ($HNO_3 + 3\,HCl = NOCl + Cl_2 + 2H_2O$). Det er en gul Luftart, der let fordraabes til en rødgul Vædske, som koger ved -8^0. — Nitrylchlorid, $NO_2.Cl$, Chloridet af Salpetersyrens Radikal, kan bl. a. dannes direkte af Salpeterundersyre og Chlor som en gul Vædske, der koger ved $+5^0$. Begge sønderdeles med Vand som andre Syrechlorider (S. 29).

Fosfor. P = 31. M = P_4.

I Modsætning til Kvælstof *forekommer* Fosfor aldrig frit i Naturen, men kun i Forbindelser og især som fosforsure Salte. Det almindeligste af disse er Kalciumfosfat, $Ca_3P_2O_8$, som udgjør den væsentligste Bestanddel af Mineralierne Apatit (S. 104) og Fosforit, men iøvrigt findes meget udbredt, skjønt i smaa Mængder, i de ældste Bjergarter, ved hvis Forvitring det tilføres Jordbunden. Herfra optage Planterne Fosfor. Dette findes nemlig i alle Dele af Planten, uvist i hvad Form, dog synes dets Forekomst knyttet til Æggehvidestoffernes. Især ophober det sig i Kornsorternes Frø. Herfra gaaer det over i Dyrene, hvor det i Form af Kalciumfosfat danner Tændernes Emaille, i Form af en egen Forbindelse af Kalciumfosfat og Kalciumkarbonat udgjør $^2/_3$ af de højere Dyrs Knogler og i Form af indviklede organiske Forbindelser vigtige Bestanddele af Æggeblomme, Hjerne og Rygmarv. De fleste dyriske Sekreter, især Urinen, indeholde fosforsure Salte. Exkrementer, som ere rige paa Kalciumfosfat, forekomme fossilt (Koproliter) og dannes endnu bestandigt (Guano).

Til *Fremstilling* af Fosfor behandles Knogler, af hvilke det organiske Stof, Brusken, er brændt bort (de saakaldte hvidbrændte Ben) eller fjernet paa anden Maade, med Svovlsyre, hvorved dannes tungtopløseligt Kalciumsulfat og opløseligt surt Kalciumfosfat:

$$Ca_3P_2O_8 + 2H_2SO_4 = 2CaSO_4 + CaH_4P_2O_8.$$

Den fra Kalciumsulfatet skilte Opløsning inddampes stærkt, blandes med Kulpulver og indtørres. Derpaa ophedes den først til svag Glødning, hvorved dannes Kalciummetafosfat, CaP_2O_6, idet:

$$CaH_4P_2O_8 = CaP_2O_6 + 2H_2O,$$

og tilsidst til Hvidglødhede i Lerretorter. Herved dannes Kalciumpyrofosfat, $Ca_2P_2O_7$, Kulilte og frit Fosfor:

$$2CaP_2O_6 + 5C = Ca_2P_2O_7 + 5CO + 2P.$$

Det frigjorte Fosfor destillerer over og fortættes under koldt Vand. Det renses ved Omdestillation eller paa anden Maade og støbes under Vand i Form af Stænger.

Fosfor optræder i to væsentlig forskjellige Modifikationer, det almindelige og det røde Fosfor.

1) **Almindeligt Fosfor** opstaaer som nævnt ved Destillation. Det er bleggult, halvgjennemsigtigt, ved sædvanlig Temperatur voxblødt, men i Kulden sprødt. Vægtfylden er 1,8. Det smelter ved 44° og koger ved 290° til en farveløs Damp, hvis Damptæthed er 62 Gange Brintens. Molekulet er derfor 124 og indeholder 4 Atomer. Ved Hvidglødhede spaltes dog Fosfordampen til 2-atomede Molekuler (S. 17 n. og 134). Ved Kogning med Vand destillerer det over med Vanddampene, og i Vakuum sublimerer det ved sædvanlig Temperatur til farveløse Krystaller. Det er næsten uopløseligt i Vand og opbevares paa Grund af sin store Letantændelighed altid under Vand. Saaledes holder det sig uforandret i Mørke, hvorimod det i Lyset overtrækker sig med en tynd, hvid Skorpe. Fosfor er tungtopløseligt i Vinaand, lettere i Æther og fede Olier, ret opløseligt i flygtige Olier og meget letopløseligt i Svovlkulstof. Denne Opløsning er i højeste Grad brandfarlig. Papir, vædet dermed, tænder sig frivillig ved Svovlkulstoffets Fordampning. Lader man Svovlkulstoffet fordampe i en langsom Kulsyrestrøm, udskilles Fosforet i farveløse, regulære Rhombedodekaedre (S. 63). Fosfor er meget giftigt. Allerede ved sædvanlig Temperatur iltes det langsomt i Luften og giver herved Dampe af en egen Hvidløglugt, som ere meget skadelige at indaande (Fosfornekrose). Ved denne langsomme Iltning lyser det i Mørke (φωσφόρος, Lysbringer). Lysfænomenet betinges af Tilstedeværelse af fortyndet Ilt; i ublandet Ilt under sædvanligt Tryk lyser Fosfor ikke. Lysningen hindres ogsaa af visse Luftarter, f. Ex. Svovlbrinte eller Dampe f. Ex. af Terpentinolie eller Æther. Selv en meget ringe Mængde frit Fosfor kan eftervises ved dette Lysfænomen, naar man koger vedkommende Gjen-

stand med Vand og leder Dampen gjennem et snævert, afkølet Glasrør. Fosforet fordamper da med Vanddampene og lyser i Mørke der, hvor disse fortætte sig.

Ved svag Opvarmning, allerede ved Gnidning, tænder almindeligt Fosfor sig i Luften og brænder med blændende hvid Flamme til Fosforsyreanhydrid (P_2O_5). Det maa derfor skæres i Stykker under Vand og i det hele omgaaes med stor Forsigtighed. De Brandsaar, det fremkalder, ere meget farlige.

2) **Rødt Fosfor.** Almindeligt Fosfor bliver i Sollys efterhaanden rødt paa Overfladen. Langt fuldstændigere skeer denne Omdannelse, naar Fosfor i længere Tid ophedes i lukkede Kar til 260 til 270°, hurtigere og ved lavere Temperatur ved Tilstedeværelse af et Spor af Jod. Udføres Operationen ved højere Temperatur, faaes det røde Fosfor tildels i rhomboedriske Krystaller. Omdannelsen er ledsaget af en betydelig Varmeudvikling, og i Overensstemmelse hermed har det røde Fosfor ganske andre Egenskaber end det almindelige. Som det gaaer i Handelen, er det et brunviolet, amorft Pulver, som er uden Lugt, ikke lyser i Mørke, først tændes ved høj Temperatur, er uopløseligt i Svovlkulstof og ikke giftigt. Vægtfylden er højere end det almindeliges og stiger med den Temperatur, hvorved det er dannet. Det krystallinske har Vægtfylden 2,3, smelter end ikke ved Rødglødhede, men forandres under visse Forhold til almindeligt Fosfor under Varmeabsorption. Opvarmes almindeligt Fosfor i et lukket, luftfrit Kar, saa smelter det som sædvanlig og fordamper ved højere Temperatur. Ved 360° har Fosfordampen en Spænding af 3,2 Atmosfærer og forvandler sig forholdsvis hurtig til Krystaller af rødt Fosfor, indtil Spændingen er sunken til 0,12 Atmosfære, da forandres den ikke yderligere. Opvarmes omvendt rødt Fosfor under samme Forhold til samme Temperatur, saa forvandler det sig til Damp af almindeligt Fosfor, indtil Dampens Spænding er stegen til 0,12 Atmosfære, og da ikke videre. Ganske det samme finder Sted ved højere Temperatur, men „Omdannelsesspændingen" er da en højere, ved 510° f. Ex. over 10 Atmosfærer. Fosforets allotropiske Omdannelse har altsaa stor Lighed med

Dissociationen (S. 43), kun kræver den førstnævnte en meget længere Tid.

Det almindelige Fosfor anvendtes især tidligere til de ældre Fyrstikker. Det røde Fosfor, blandet med Svovlantimon, danner Strygefladen paa Sikkerhedstændstikkernes Æsker, medens Satsen paa Tændstikkerne selv ikke indeholder Fosfor, men bestaaer af en stærk limholdig Blanding af Kaliumchlorat med Brunsten eller chromsure Salte, hvortil ofte føjes Glaspulver.

Med Ilt forener almindeligt Fosfor sig som ovenfor nævnt let direkte. Ved sædvanlig Temperatur og i fugtig Luft dannes Fosforsyrling og Fosforundersyre (se nedenfor); ved Forbrænding i tør Luft eller Ilt dannes Fosforsyreanhydrid. Ogsaa med Chlor, Brom, Jod forener Fosfor sig let under betydelig Varmeudvikling og hyppig under Ildfænomener, med Svovl endog under Explosion. Med mange Metaller danner det direkte Fosformetaller. Af Salpetersyre iltes Fosfor ved Opvarmning let til Fosforsyre; ved Kogning med Alkalihydrater danner det Fosforundersyrling og Fosforbrinte (se nedenfor). — I alle disse Henseender forholder det røde Fosfor sig omtrent paa samme Maade; dog er Indvirkningen gjennemgaaende langt mindre voldsom.

Fosfor skal være opdaget 1669 af Brandt.

Fosforets Brintforbindelser. Fosfor danner 3 Forbindelser med Brint, en luftformig, PH_3, der svarer til Ammoniak, en flydende, P_2H_4, og en fast, P_4H_2.

Luftformig Fosforbrinte opstaaer ved Ophedning af Fosforundersyrling eller Fosforsyrling (se nedenfor), idet der samtidig dannes Fosforsyre:

$$2H_3PO_2 = PH_3 + H_3PO_4 \quad \text{og} \quad 4H_3PO_3 = PH_3 + 3H_3PO_4,$$

men fremstilles sædvanlig ved Opvarmning af Fosfor med stærke Opløsninger af Kalium-, Natrium- eller Baryumhydroxyd, hvorved samtidig dannes fosforundersyrligt Salt:

$$P_4 + 3KOH + 3H_2O = PH_3 + 3KH_2PO_2.$$

Den saaledes fremstillede luftformige Fosforbrinte indeholder dog mindre Mængder af den flydende, som man

kan fjerne ved at lede den gjennem et stærkt afkølet U-formet Rør. Heri fordraabes den flydende som en farveløs Vædske, der koger ved 30° og er selvantændelig. Den rene, luftformige Fosforbrinte er ikke selvantændelig, men bliver det ved ringe Tilblanding af den flydende. Den brænder da til Vand og hvide Dampe af Fosforsyreanhydrid. Den lugter afskyeligt og er meget giftig. Dens vandige Opløsning reagerer ikke alkalisk som Ammoniakens, men i tør Tilstand forener den sig dog med Jodbrinte til farveløse, flygtige Tærninger af PH_4J (Jodfosfonium), og ligeledes med Brombrinte. Ledes den selvantændelige Blanding af PH_3 og P_2H_4 gjennem koncentreret Saltsyre, saa spaltes den flydende Fosforbrinte i ubegrændset Mængde til luftformig og fast: $5P_2H_4 = P_4H_2 + 6PH_3$. Det samme skeer i Sollys. Fast Fosforbrinte er et gult Pulver uden Lugt og Smag: den kan tænde sig ved Stød.

Fosforets Ilter og Iltsyrer.

Fosforets 3 vigtigste Iltsyrer danne en Række med et stigende Antal Iltatomer:

H_3PO_2 Fosforundersyrling.	Anhydrid ubekjendt.
H_3PO_3 Fosforsyrling.	Anhydrid: P_2O_3.
H_3PO_4 Fosforsyre.	Anhydrid: P_2O_5.

Deres almindelige Dannelsesbetingelser ere nævnte ovenfor (S. 152).

Fosforundersyrling, $H_3PO_2 = HO.PH_2O$, dannes som ovenfor omtalt sammen med Fosforbrinte ved Opvarmning af Fosfor med Alkalier. (Anvendes Baryumhydroxyd, faaes det letopløselige og let krystallisable Baryumsalt, af hvis Opløsning Syren frigjøres med den netop nødvendige Mængde fortyndet Svovlsyre. Ved Inddampning af Filtratet fra Baryumsulfatet faaes Fosforundersyrlingen i Form af store Krystalblade, der dog smelte allerede ved almindelig Temperatur.) Den er 1-basisk, (og Saltene (Hypofosfiter) ere sædvanlig letopløselige. Da den let optager Ilt og gaaer over til Fosforsyre, er den et kraftigt Reduktionsmiddel.)

Fosforsyrlinganhydrid og Fosforsyrling. — Anhydridet, P_2O_3, antages at være det hvide Pulver, som dannes ved

langsom Iltning af Fosfor i tør Luft eller ved Forbrænding af Fosfor i Underskud af tør Luft, men Angivelserne derom ere højst modsigende. – Fosforsyrling, $H_3PO_3 = (HO)_2^{v}.PHO$, fremstilles lettest af Fosfortrichlorid og Vand: $PCl_3 + 3H_2O = H_3PO_3 + 3HCl$. Ved passende Inddampning af Opløsningen og Afkøling faaes den i henflydende Krystaller. Den er tobasisk, og Saltene (Fosfiter) ofte tungtopløselige. Syren gaaer ved Iltning let over til Fosforsyre og virker derfor som et stærkt Reduktionsmiddel. Den dannes ogsaa samtidig med Ozon og noget Brintoverilte ved langsom Iltning af Fosfor i fugtig Luft. Herved opstaaer tillige:

Fosforundersyre, $H_4P_2O_6 = \frac{(HO)_2.P^{v}O}{(HO)_2.P^{v}O}$, som udmærker sig ved, at dens sure Natriumsalt, $Na_2H_2P_2O_6, 6H_2O$, er tungtopløseligt i koldt Vand. Den faaes i fri Tilstand ved at udrøre det hvide uopløselige Blysalt i Vand og sønderdele det med Svovlbrinte: $Pb_2P_2O_6 + 2H_2S = H_4P_2O_6 + 2PbS$. Af Filtratet fra det sorte, uopløselige Svovlbly krystalliserer Syren ved passende Inddampning. Mærkelig nok virker den ikke reducerende og er meget bestandig baade overfor Iltnings- og Reduktionsmidler. Ved Kogning med fortyndet Svovlsyre spaltes den til Fosforsyrling og Fosforsyre: $H_4P_2O_6 + H_2O = H_3PO_3 + H_3PO_4$. Af Saltene (Hypofosfater) mærkes Sølvsaltet, som er hvidt og uopløseligt i Vand.

Fosforsyreanhydrid og Fosforsyre.

Fosforsyreanhydrid, P_2O_5, faaes som et hvidt, fyldigt Pulver ved Fosforets meget intensive Forbrænding i tør Luft eller Ilt, men kan ikke dannes ved Afvanding af Fosforsyre. Det tiltrækker med største Begærlighed Fugtighed og er vort kraftigste vandsugende Middel. Derfor benyttes det meget i Chemien baade til Tørring af Luftarter og til mange Afvandingsprocesser. Det er flygtigt og kan sublimere krystallinsk, men kjendes ogsaa i en amorf pulverformig og en amorf glasagtig Form.

Fosforsyre kjendes som 3 forskjellige Hydrater af Anhydridet, der have ganske forskjellige Egenskaber, nemlig:

1) den 3-basiske Orthofosforsyre, H_3PO_4 ($= P_2O_5 + 3H_2O$);
2) den 4-basiske kondenserede Anhydrosyre, Pyrofosforsyre, $H_4P_2O_7 = 2H_3PO_4 - H_2O$ ($= P_2O_5 + 2H_2O$);
3) den 1-basiske Anhydrosyre, Metafosforsyre, $HPO_3 = H_3PO_4 - H_2O$ ($= P_2O_5 + H_2O$).

1) Orthofosforsyre, $H_3PO_4 = (HO)_3.\overset{V}{P}O$. Det er denne, hvis Salte forekomme i Naturen. Den fremstilles sædvanlig: 1. ved Opvarmning af Fosfor med fortyndet Salpetersyre i en Retort saalænge som der endnu udvikles røde Dampe af Kvælstofilter. Overskud af Salpetersyre fjernes ved Afdampning, medens Fosforsyren bliver tilbage. Den kan, da Fosfor hyppigt indeholder Arsenik fra den til dets Fremstilling anvendte Svovlsyre, indeholde Arseniksyre, som fjernes enten af den fortyndede Syre ved Hjælp af Svovlbrinte eller ved Inddampning med Fosforsyrling som reducerer Arseniksyren til uopløseligt Arsenik: $2H_3AsO_4 + 5H_3PO_3 = 5H_3PO_4 + 3H_2O + 2As$. — Orthofosforsyren kan ogsaa dannes: 2. ved Opløsning af Anhydridet i Vand; herved dannes strax Metafosforsyre, som først ved Kogning af Opløsningen gaaer over til Orthofosforsyre, uden at der som Overgangsprodukt dannes Pyrofosforsyre. — 3) Ved Behandling af brændte Ben med en passende Mængde Svovlsyre. — 4) Ved Sønderdeling af det i Vand udrørte Blysalt med Svovlbrinte.

Egenskaber. Orthofosforsyren faaes ved passende Inddampning i Platinskaal som letsmeltelige Krystaller, der især let dannes ved at lægge en Krystal af Syren i den til Sammensætningen H_3PO_4 inddampede Vædske. Den er yderst letopløselig i Vand. Krystallerne flyde i Luften hen til en farveløs Sirup. Ved Glødning afgiver den Vand og danner Metafosforsyre. Den er 3-basisk og danner som Følge heraf 3 Salte (Fosfater), to sure og et normalt, med samme Metal, f. Ex:

Primære Salte.	Sekundære Salte.	Normale Salte.
NaH_2PO_4	Na_2HPO_4	Na_3PO_4
II	II	
$CaH_4P_2O_8$	$Ca_2H_2P_2O_8$	$Ca_3P_2O_8$

Af de normale Salte ere kun Alkalisaltene letopløselige, alle andre uopløselige i Vand. Derimod opløses de af Syrer, idet de gaa over til de i Vand opløselige sure Salte. Neutraliseres Fosforsyre med Natriumkarbonat, giver den med Sølvnitrat et gult Bundfald af normalt Sølvfosfat, Ag_3PO_4. Med en ammoniakalsk og salmiakholdig Opløsning af et Magniumsalt giver en neutral Opløsning af et orthofosforsurt Salt et hvidt krystallinsk Bundfald af Magniumammoniumfosfat, $Mg(NH_4)PO_4,6H_2O$. Med en salpetersur Opløsning af Ammoniummolybdat giver selv et Spor af Orthofosforsyre et gult, i svag Salpetersyre uopløseligt Bundfald, der indeholder Ammoniak, Fosforsyre og en stor Mængde Molybdænsyre.

2. Pyrofosforsyre, $H_4P_2O_7 = \begin{matrix}(HO)_2.P^{V}O.\\(HO)_2.P^{V}O.\end{matrix}O$, faaes ved længere Tids Opvarmning af Orthofosforsyre til 213° (sml. ovenfor og S. 32) som en hvid, i Vand let opløselig Masse. I kold Opløsning gaaer den efterhaanden, ved Kogning hurtigt over til Orthofosforsyre. Saltene (Pyrofosfater) dannes ved Glødning af sekundære Orthofosfater. De ere bestandige i vandig Opløsning. De normale give med Sølvnitrat et hvidt Bundfald af Sølvpyrofosfat, $Ag_4P_2O_7$.

3. Metafosforsyre, $HPO_3 = HO.P^{V}O_2$, dannes ved Glødning af Ortho- eller Pyrofosforsyre (sml. ovenfor) som en glasagtig Masse, der er noget flygtig ved Rødglødhede og let opløser sig i Vand. I vandig Opløsning gaaer Syren snart, især ved Opvarmning, over til Orthofosforsyre. Den friske Opløsning koagulerer en Æggehvideopløsning og adskiller sig derved fra de to foregaaende. Saltene (Metafosfater) dannes ved Glødning af primære Orthofosfater og kjendes i mange polymere Modifikationer. Med Sølvsalte give de uopløselige hvide Bundfald.

Den i Handelen forekommende glasagtige Fosforsyre (Acidum phosphoricum glaciale) er en som oftest natronholdig Blanding af Pyro- og Metafosforsyre.

Man kan betragte Fosforsyrling og Fosforundersyrling

som Orthofosforsyre, hvis Hydroxyl delvis er ombyttet med Brint: $PO.(OH)_3$, $PO<\begin{matrix}H\\(OH)_2\end{matrix}$, $PO<\begin{matrix}H_2\\OH\end{matrix}$.

Fosforets Chlorforbindelser.

Fosfortrichlorid, PCl_3 (Fosforchlorure), dannes ved at lede tørt Chlor over svagt opvarmet Fosfor i en Retort. Fosforet brænder i Chloret med bleg Flamme, og Fosfortrichloridet samler sig i det tørre Forlag som en farveløs Vædske, der koger ved 76° og ryger i fugtig Luft, idet det med Vand strax omsætter sig til Fosforsyrling og Chlorbrinte: $PCl_3 + 3H_2O = PO_3H_3 + 3HCl$.

Fosforpentachlorid, PCl_5 (Fosforchlorid), faaes ved Indvirkning af et Overskud af tørt Chlor paa Fosfor, eller bedre ved at lede Chlor til Trichloridet, som et hvidt, krystallinsk Pulver, der let fordamper. Dampen bliver ved højere Temperatur grønlig, idet Forbindelsen dissocieres (ved 300° fuldstændig) til Trichlorid og frit Chlor (Sml. S. 46). Det ryger stærkt i fugtig Luft, idet det med Vand omsætter sig til Fosforsyre og Chlorbrinte: $PCl_5 + 4H_2O = 5HCl + H_3PO_4$. Ved ganske lidt Vand dannes:

Fosforoxychlorid, $POCl_3$, idet $PCl_5 + H_2O = 2HCl + POCl_3$. Dog faaes denne Forbindelse lettest ved svag Opvarmning af Fosfortrichlorid med Kaliumchlorat: $3PCl_3 + KClO_3 = KCl + 3POCl_3$. Fosforoxychlorid er en farveløs, stærkt lysbrydende Vædske, der koger ved 107° og ryger stærkt i Luften, idet den let omsætter sig med Vand til Fosforsyre og Chlorbrinte: $POCl_3 + 3H_2O = PO.(OH)_3 + 3HCl$.

Fosforets Jodforbindelser, PJ_2 og PJ_3, dannes bedst ved at opløse Bestanddelene i Svovlkulstof og afdampe Opløsningen uden Luftens Adgang. Ved Afkøling faaes Forbindelserne som røde Krystaller, der yderst let sønderdeles af Vand under Dannelse af Jodbrinte.

Arsenik. As = 75. M = As_4.

Arsenik *forekommer* som saadant i Naturen, men hyppigere i Forbindelser med Metaller (Kobolt, Nikkel, Jern)

eller med Svovl (Realgar er As_2S_2, Auripigment As_2S_3) og endnu hyppigere i Forbindelse med Metaller og Svovl samtidig (Arsenikkies er AsSFe). Sjældnere findes det som Arsensyrlinganhydrid (As_2O_3) og som forskjellige arsensure Salte. I ringe Mængde forekommer det ganske almindeligt i Svovlkies, og herfra hidrører Arseniket i Svovlsyre og en Mængde Stoffer, som fremstilles ved Hjælp deraf (f. Ex. Fosfor).

Arsenik *fremstilles* ved Ophedning af Arsenikkies i Lerrør (Sachsen). Herved sønderdeles Malmen til Svovljern, som bliver tilbage, og Arsenik, som sublimerer i Forlag af Jernblik, men maa renses ved Omsublimation med Kul, for at blive fuldkommen iltfrit. Det kan ogsaa faaes ved Reduktion af Arsensyrlinganhydrid med Kul.

Man kjender 3 Modifikationer af Arsenik:

1) Krystallinsk, staalgraat Arsenik afsætter sig i Rhomboedre nærmest ved Glødningsstedet, naar Arsenik sublimerer. Det er isomorft med Antimon, er skørt og har Vf. 5,73. Det ilter sig meget let, taber Glandsen og bliver mat sort, dog er Iltningsproduktet kun Arsensyrlinganhydrid.

2) Amorft, sort Arsenik, der ved Sublimation afsætter sig i glasglindsende Lag der, hvor Temperaturen er 210 til 220°. Vf. er 4,71. Det ilter sig ikke, selv i fugtig Luft. Ved 360° gaaer det over til (1).

3) Amorft, sortebrunt Arsenik dannes ved langsom Sønderdeling af en Blanding af Fosfortrichlorid og Arsentrichlorid med Vand: $3PCl_3 + 2AsCl_3 + 12H_2O = 15HCl + 3H_3PO_4 + 2As$. Det har Vf. 3,70 og ilter sig næppe i Luften.

Alt Arsenik fordamper ved Ophedning, før det smelter, saa at det kun kan smeltes under Tryk. Dampen er citrongul og har en modbydelig løgagtig Lugt. Dens Tæthed er 150 Gange Brintens, saa at Arsenikmolekulet er 300 eller As_4 ligesom Fosforets. Ved Hvidglødhede spaltes Arsenikdampen ligesom Fosfordampen til 2-atomede Molekuler. Ophedet i Luft eller Ilt brænder det med blaa

Flamme til Arsensyrlinganhydrid under betydelig Varmeudvikling; i Chlor tænder det sig endog og danner Trichloridet, $AsCl_3$. Det forener sig ligeledes direkte med Brom, Jod, Svovl og de fleste Metaller. Af Salpetersyre iltes det først til Arsensyrlinganhydrid, derpaa til Arsensyre, af Kongevand iltes det til Arsensyre. Baade Grundstoffet selv og dets Forbindelser ere yderst giftige. Som Modgift, især mod Arsensyrling, anvendes frisk fældet Jerntveiltehydrat.

Arsenik synes at have været kjendt allerede i den tidlige Middelalder.

Arsenbrinte, AsH_3, dannes i ren Tilstand ved Indvirkning af Syrer paa visse Arsenikmetaller, f. Ex. $As_2Zn_3 + 3H_2SO_4 = 2AsH_3 + 3ZnSO_4$. Blandet med Brint faaes den let ved at bringe Arsensyrling eller Arsensyre eller Opløsninger af deres Salte i et almindeligt Brintudviklingsapparat og tørre de udviklede Luftarter med Chlorkalcium (Marsh's Prøve paa Arsenik). — Arsenbrinte er en farveløs Luftart af modbydelig Lugt og yderst giftig. Ledes den gjennem et ophedet Glasrør, sønderdeles den til Brint og Arsenik, der afsætter sig som et sortebrunt, metalglindsende Spejl i Røret, og paa Grund af Arsenikens Flygtighed i nogen Afstand fra det ophedede Sted. Paa denne Maade kan en lille Brøkdel af et Milligram Arsensyrling endnu give et tydeligt Spejl ved Marsh's Prøve. Arsenbrinte brænder med blaahvid Flamme til Vand og hvide Dampe af Arsensyrlinganhydrid: $2AsH_3 + 3O_2 = As_2O_3 + 3H_2O$. Holdes et koldt Legeme, f. Ex. en Porcellænsskaal, ind i Flammen, saa afkøles denne og udskiller metallisk Arsenik paa Porcellænet som sortebrune, metalglindsende Pletter, der let opløses af Chlornatron under Dannelse af Natriumarsenat. Ophedes forskjellige Metaller som Tin, Natrium o. fl. i ren Arsenbrinte, dannes let Arsenmetal og fri Brint, som indtager $1^1/_2$ Gang den anvendte Arsenbrintes Rumfang. Af Ligningen $2AsH_3 + 6Na = 2AsNa_3 + 3H_2$ sees ogsaa, at der af 2 Mol. AsH_3 opstaaer 3 Mol. H_2.

Arsenikets Ilter og Iltsyrer.

Arsenik danner to Ilter, Arsensyrlinganhydrid, As_2O_3, og Arsensyreanhydrid, As_2O_5; men kun af den sidste kjendes den tilsvarende Syre H_3AsO_4, Arsensyre, som saadan.

Arsensyrlinganhydrid, As_2O_3, findes undertiden naturligt, men vindes hyppigt som Biprodukt ved Ristning af arsenikholdige Malme, idet f. Ex. $2AsFeS + 5O_2 = As_2O_3 + Fe_2O_3 + 2SO_2$. Metaliltet bliver som ikke flygtigt tilbage, Svovlsyrlingen gaaer luftformig bort; Arsensyrlinganhydrid forflygtiges vel ogsaa, men fortætter sig snart, idet Dampene ledes gjennem lange Kanaler, som et hvidt krystallinsk Pulver (Giftmel, hvid Arsenik, Rottekrudt). Til Rensning sublimeres det ofte ved høj Temperatur og afsætter sig da som en amorf, farveløs, glasagtig Masse. Dette glasagtige Anhydrid holder sig uforandret i fuldkommen tør Luft, men bliver i Luft, der indeholder Spor af Fugtighed, efterhaanden porcellænagtigt og krystallinsk. Vægtfylden er 3,7. Ved Opvarmning fordamper Forbindelsen uden forud at smelte. Damptætheden er 198 Gange Brintens, Molekulet altsaa $396 = As_4O_6$. Ved hurtig Afkøling fortættes Dampen til Regulæroktaedre, ved langsom til rhombiske Prismer. Forbindelsen er altsaa dimorf og i begge Former isomorf med det tilsvarende Antimonilte. Den regulære Form dannes ogsaa ved Omkrystallisation af varm Saltsyre, den rhombiske ved Omkrystallisation af kogende Kalilud. I Vand er Forbindelsen tungtopløselig. 1 Liter Vand opløser ved sædvanlig Temperatur omtrent 17 Gr. krystallinsk Anhydrid, af det amorfe omtr. dobbelt saa meget. Opløsningen kan antages at indeholde Arsensyrling, H_3AsO_3, der dog ikke kjendes som saadan, men i talrige Salte (Arseniter), af hvilke kun Alkalisaltene ere opløselige. Neutraliseres den vandige Opløsning med Ammoniak, give opløselige Sølvsalte et gult Bundfald af Sølvarsenit, Ag_3AsO_3, Kobbersalte et grønt Bundfald, $CuHAsO_3$ (Scheele's Grønt). I varm Saltsyre opløses Arsensyrlinganhydrid let; ved Kogning forflygtiges Arsentrichlorid:

$As_2O_3 + 6HCl = 2AsCl_3 + 3H_2O$. Ved Iltningsmidler som Salpetersyre eller Kongevand gaaer det let over til Arsensyre. Ved passende Ophedning med Kul give selv meget smaa Mængder af Arsensyrlinganhydrid et Metalspejl af Arsenik og samtidig Løglugt. Ved Indvirkning af Brint *in statu nascendi* (Marsh's Prøve) giver det Arsenbrinte. Af den saltsure Opløsning udskiller Svovlbrinte det tilsvarende Svovlarsen, As_2S_3.

Arsensyreanhydrid, As_2O_5 (Arsenpentoxyd), dannes i Modsætning til Fosforsyreanhydrid ikke ved direkte Forbrænding af Arsenik i Luft eller Ilt, men, ligeledes i Modsætning til Fosforsyreanhydrid, ved svag Glødning af Arsensyren: $2H_3AsO_4 - 3H_2O = As_2O_5$. Det er en hvid, fast Masse, som ved stærkere Glødning spaltes til Ilt og Arsensyrlinganhydrid.

Arsensyre, $H_3AsO_4 = (HO)_3.AsO$, fremstilles sædvanlig ved Iltning af Arsensyrlinganhydrid med stærk Salpetersyre. Ved Inddampning af Opløsningen dannes vandholdige Krystaller, $2H_3AsO_4,H_2O$, som imidlertid allerede ved 100° afgive deres Krystalvand. Den saaledes erholdte H_3AsO_4 danner fine Naale, som ved 180° afgive Vand og gaa over til haarde Prismer af $H_4As_2O_7$, der atter ved 200° omdannes til en perlemorglindsende Masse af $HAsO_3$. Tilsyneladende kjendes altsaa de samme Anhydrosyrer af Arsensyre som af Fosforsyre, og ved Ophedning af de primære og sekundære Salte af Arsensyre dannes i Virkeligheden Meta- og Pyroarsenater; men de forskjellige Hydrater af Arsensyren gaa ved Opløsning i Vand strax over til Orthoarsensyre. Arsensyren er letopløselig i Vand, 3-basisk og ligner næsten i alle Henseender Orthofosforsyren. Deres Salte ere isomorfe, og de S. 156 nævnte Kjendetegn paa Orthofosforsyre gjælde ogsaa for Arsensyre, kun er dennes Sølvsalt, Ag_3AsO_4, chokoladebrunt. Men medens Fosforsyren ikke reduceres af Svovlsyrling eller Svovlbrinte, er dette Tilfældet med en saltsur Opløsning af Arsensyre, som herved afiltes til Arsensyrling ($H_3AsO_4 + H_2SO_3 = H_3AsO_3 + H_2SO_4$ og: $H_3AsO_4 + H_2S = H_3AsO_3 + H_2O + S$) og efter denne Behandling fældes af Svovlbrinte (se nedenfor). Overfor Kul og Brint *in statu*

nascendi forholder Arsensyre sig som Arsensyrling, men den adskiller sig væsentlig fra denne ved, at Arsensyrens saltsure Opløsning kan koges, uden der gaaer Chlorarsenik bort med Dampene.

Arsenikets Svovlforbindelser

ere 3: Arsendisulfid, As_2S_2; Arsentrisulfid, As_2S_3, og Arsenpentasulfid, As_2S_5. Det første er rødt, de andre gule. De kunne alle dannes ved Sammensmeltning af Bestanddelene og ere alle flygtige. I disse Forbindelser kan Arsenik ikke eftervises ved Marsh's Prøve, men ved passende Ophedning med en tør Blanding af Cyankalium og Natriumkarbonat faaes let et Arsenspejl af sædvanlig Beskaffenhed, idet f. Ex. $As_2S_3 + 3KCy = 2As + 2KCyS$ (sml. Cyankalium).

Disulfidet, As_2S_2, findes naturligt som Realgar i røde Krystaller og brugtes tidligere som Malerfarve. — **Trisulfidet**, As_2S_3, findes ligeledes naturligt som Auripigment i guldgule Krystaller. Af en saltsur Opløsning af Arsensyrling udskilles det ved Svovlbrinte, som et citrongult, fyldigt Bundfald, der er opløseligt i Alkalier under Dannelse af arsensyrlige og sulfoarsensyrlige Salte f. Ex. $As_2S_3 + 6KOH = K_3AsO_3 + K_3AsS_3 + 3H_2O$; og i Svovlalkalimetaller f. Ex. $As_2S_3 + 3K_2S = 2K_3AsS_3$. Af begge Opløsninger fældes det paa ny af Saltsyre, hvori det er uopløseligt. Mange sulfoarsensyrlige Salte (Sulfarseniter) af tunge Metaller forekomme naturligt f. Ex. Ag_3AsS_3 (lys Rødgylden). — **Pentasulfidet**, As_2S_5, kan ikke udskilles af en saltsur Opløsning af Arsensyre med Svovlbrinte. Denne reducerer nemlig først langsomt Arsensyren til Arsensyrling ($H_3AsO_4 + H_2S = H_3AsO_3 + H_2O + S$) og fælder derpaa Arsensyrlingen som Trifulfid ($2H_3AsO_3 + 3H_2S = 6H_2O + As_2S_3$), saa at den samlede Virkning er: $2H_3AsO_4 + 5H_2S = 8H_2O + As_2S_3 + S_2$. Bundfaldet er derfor vel sammensat som Arsenpentasulfid, men bestaaer af en Blanding af Trisulfid og Svovl. Opløses derimod Trisulfidet med en passende Mængde Svovl i Svovlnatrium, saa dannes Natriumsulfo-

arsenat ($3Na_2S + As_2S_3 + S_2 = 2Na_3AsS_4$), af hvis Opløsning Saltsyre i Kulden fældes Sulfoarsensyren, H_3AsS_4, som et gult Bundfald, der ved Kogning med Saltsyre udvikler Svovlbrinte og danner Arsenpentasulfid: $2H_3AsS_4 - 3H_2S = As_2S_5$.

Arsentrichlorid, $AsCl_3$, er Arsenikets eneste Chlorforbindelse (sml. Fosfor og Antimon). Det kan dannes direkte, idet Arsenik brænder i tørt Chlor, men ogsaa ved Indvirkning af Chlornatrium og Overskud af stærk Svovlsyre paa Arsensyrlinganhydrid. Det er en yderst giftig, farveløs Vædske, der i sine Forhold ligner Fosfortrichlorid, men adskiller sig væsentlig derfra ved at den ved Kogning af sin koncentrerede vandige Opløsning destillerer over med Vanddampene. Ved Opløsning i meget Vand dekomponeres den og udskiller Arsensyrlinganhydrid i Krystaller: $2AsCl_3 + 3H_2O = As_2O_3 + 6HCl$.

Antimon. Sb = 120,3.

Antimon *forekommer* sjældent som saadant i Naturen, hyppigst findes det som Svovlantimon, Sb_2S_3, dels for sig (Antimonglands, Spydglandsmalm, især i Ungarn og paa Borneo), dels i Forbindelse med mange andre Svovlmetaller. Ogsaa som Ilte, Sb_2O_3, forekommer det, men ikke hyppigt. Antimonglands er letsmeltelig og kan derfor let ved Udsmeltning befries for Gangarterne. Af denne rensede Antimonglands (upassende kaldet „Antimonium crudum"), *fremstilles* Antimon i det store: 1. ved Smeltning med Jern, hvorved da det dannede Svovljern samler sig som Slagge over det frigjorte Antimon, der dog altid bliver jernholdigt. 2. Ved at riste Antimonglandsen; herved gaaer Svovlet bort som Svovlsyrling, medens Antimonet iltes, og det dannede Antimonilte reduceres derpaa med Kul: $Sb_2S_3 + 9O = Sb_2O_3 + 3SO_2$ og: $Sb_2O_3 + 3C = 2Sb + 3CO$. Handelsantimonet er hyppig arsenikholdigt; det kan renses ved gjentagen Smeltning med lidt Salpeter, hvorved Arseniket gaaer i Slaggen som Kaliumarsenat. Rent Antimon faaes

let ved Smeltning af Algarotpulver (se nedenfor) med Natriumkarbonat og Kul.

Egenskaber. Antimon er næsten sølvhvidt, metalglindsende, bladet krystallinsk og sprødt. Krystalformen er et Rhomboeder, som nærmer sig Tærningen, ligesom hos Arsenik. Vægtfylden er 6,7, Smeltepunktet 430°. Det er noget flygtigt i stærk Rødglødhede og lader sig destillere i en Brintstrøm ved Hvidglødhede. Om Damptætheden s. S. 134. Ved Ophedning i Luft eller Ilt forbrænder det med blaalig Flamme og stærk hvid Røg af Antimonilte. Af Salpetersyre iltes det uden at opløses; efter Syrens Styrke og Indvirkningens Varighed dannes Antimonilte eller Antimonsyre (se nedenfor). Af Saltsyre angribes det ikke. Kongevand omdanner det efter Omstændighederne til saltsure Opløsninger af Antimonilte eller Antimonsyre. Med mange Metaller forener det sig ved Sammensmeltning til Antimonmetaller. Flere af dets Legeringer ere vigtige f. Ex. Typemetal (1 D. Antimon, 6 D. Bly), Britanniametal (1 D. Antimon, 9 Tin), Antifriktionsmetal til Taplejer paa Lokomotiver (f. Ex. 2 D. Antimon, 17 Tin, 1 Kobber), „Haardt Bly" (Antimonbly med indtil 20 Proc. Antimon), idet Antimonet som Regel forøger Legeringens Haardhed betydeligt.

Antimon omtales først af Basilius Valentinus, en Pseudonym, sandsynligvis fra det 16. Aarhundrede.

Antimonbrinte, SbH_3, faaes, blandet med Brint, paa samme Maade som og forholder sig i det hele analogt med en Blanding af Brint og Arsenbrinte. Den brænder med blaalig Flamme til Vand og Antimonilte, og Flammen giver ved Afkøling Antimonpletter, der dog adskille sig fra Arsenikpletterne ved at være blaaligsorte og ved ikke at opløses af Chlornatron; derimod opløses Antimonpletterne i Vinsyre ved Adgang af Luft. Ledes en tør Blanding af Antimonbrinte og Brint gjennem et Glasrør, som holdes glødende paa et enkelt Punkt, sønderdeles Antimonbrinten, og metallisk Antimon afsætter sig som en sort Plet paa selve det glødede Sted (sml. S. 159). Den rene Antimon-

brinte kan kun fremstilles ved meget lav Temperatur, idet den delvis sønderdeles langt under 0°.

Antimonets Iltforbindelser.

Antimon danner 3 Ilter: Antimonilte, Sb_2O_3; Antimonmellemilte, Sb_2O_4, og Antimonsyreanhydrid, Sb_2O_5.

Antimonilte, Sb_2O_3 (Antimontrioxyd) forekommer naturligt baade i Form af rhombiske Prismer og i Form af Regulæroktaedre. I begge Former er det isomorft med Arsensyrlinganhydrid (Isodimorfi). Det dannes ved Forbrænding af Antimon i Luften eller ved Ristning af Svovlantimon; i begge Tilfælde opstaaer dog samtidig noget Mellemilte. Antimonilte er hvidt, men bliver ved Opvarmning gult. Ved Ophedning smelter det let og sublimerer som rhombiske Prismer, beklædte med Regulæroktaeder. Damptætheden svarer til Molekulet Sb_4O_6. Ophedes det i Luften, iltes det let til Mellemilte. Hydroxydet $H_4Sb_2O_5$, faaes som et hvidt Pulver ved Opvarmning af Algarotpulver med opløst Natriumkarbonat, idet $2SbOCl + Na_2CO_3 + 2H_2O = H_4Sb_2O_5 + 2NaCl + CO_2$. Baade Iltet og Hydroxydet ere uopløselige i Vand. Antimonilte forener sig baade med Baser (det opløser sig f. Ex. i Kalihydrat) og med Syrer (f. Ex. Saltsyre og Svovlsyre; i Salpetersyre er det uopløseligt), og optræder saaledes baade som Syre- og Baseanhydrid. Forbindelserne med Syrer sønderdeles let allerede af Vand, saaledes at der udskilles Antimonilte eller basiske Antimonsalte, som ere opløselige i Vinsyre. Denne hindrer derfor Antimonsaltenes Sønderdeling og Bundfældning af Vand.

Antimonmellemilte, Sb_2O_4, opstaaer ved Glødning af Antimonsyre eller Antimonsyreanhydrid, som herved afgive Ilt, og ligeledes naar man i Luften gløder Antimonilte, som herved optager Ilt. Det er et hvidt, usmelteligt, ikke flygtigt Pulver, som bliver gult i Varmen. I Vand er det uopløseligt.

Antimonsyreanhydrid, Sb_2O_5, og **Antimonsyre.** Antimon-

syre kan faaes som forskjellige Hydrater, hvis Sammensætning ikke er ganske sikker, 1. ved gjentagen Inddampning af Antimonilte med Salpetersyre; 2. ved Sønderdeling af Pentachloridet med Vand og Udvaskning af Bundfaldet; 3. ved Sønderdeling af antimonsure Salte med fortyndet Salpetersyre og Udvaskning af Bundfaldet. Hydraterne ere alle hvide, næsten uopløselige i Vand, opløselige i stærk Saltsyre og i Kalilud. Saltene (Antimonater) ere næsten alle uopløselige. Det vigtigste er det opløselige saakaldte metaantimonsure Kali (se Kalium), hvis Sammensætning dog svarer til de pyrofosforsure Saltes. Det tilsvarende Natriumsalt er meget tungtopløseligt, hvorfor Natriumsalte benyttes som Reagens paa antimonsure Salte og omvendt metaantimonsurt Kali som Reagens paa Natriumsalte. — Alle Antimonsyrens Hydrater give ved Ophedning til henimod Glødhede Antimonsyreanhydrid som et lyst citrongult Pulver, der er uopløseligt i Vand og ikke forener sig dermed.

Antimonets Svovlforbindelser.

Antimontrisulfid, Sb_2S_3, forekommer som ovenfor nævnt naturligt i sortegraa, straalet krystallinske Masser og kan faaes i samme Form ved Sammensmeltning af Bestanddelene. Af en Opløsning af Antimonilte i Saltsyre udskilles det ved Svovlbrinte som et appelsinrødt, fyldigt, amorft Bundfald, som ved Opvarmning til 200° bliver sortegraat og krystallinsk. Begge ere opløselige i Svovlnatrium, Svovlammonium o. l. under Dannelse af sulfoantimonsyrlige Salte (Sulfoantimoniter), ligeledes i Alkalihydrater, hvorved dog samtidig opstaa antimonsyrlige Salte ($Sb_2S_3 + 6KOH = K_3SbS_3 + K_3SbO_3 + 3H_2O$), og i kulsure Alkalier, hvorved en lignende Omsætning finder Sted. Koges naturligt Svovlantimon i fint pulveriseret Tilstand med opløst Natriumkarbonat, og filtreres Opløsningen kogende, saa udskiller den ved Afkøling et brunt Pulver (det i Medicinen benyttede s. k. Kermes mineralis), som væsentlig bestaaer af fintdelt Antimontrisulfid, men ogsaa indeholder Antimonilte og antimonsyrligt Natron. Antimonsulfid opløses i Modsætning til Arsentrisulfid af varm stærk Saltsyre under Udvikling

af Svovlbrinte (S. 123). Ved Ristning giver det en Blanding af Antimonilte og Antimonmellemilte. Ved Ophedning i en tør Brintstrøm reduceres det til Antimon under Dannelse af Svovlbrinte. De naturlige sulfoantimonsyrlige Salte afledes snart af $HSbS_2$, snart af H_3SbS_3 (f. Ex. Ag_3SbS_3, mørk Rødgylden), snart af $H_8Sb_2S_7$ (f. Ex. Fahlertserne), men mange andre Forhold forekomme.

Antimonpentasulfid, Sb_2S_5 (Guldsvovl), kan ikke faaes ved Sammensmeltning af Bestanddelene, men ved at lede Svovlbrinte til en Opløsning af Antimonsyre i Saltsyre eller bedst ved Sønderdeling af et sulfoantimonsurt Salt med en fortyndet Syre. Sædvanlig anvendes Natriumsulfoantimonat, $Na_3SbS_4, 9H_2O$ (s. k. Schlippe's Salt), idet dette krystalliserer let (i bleggule Tetraedre) og derfor let faaes frit for Arsenik. Til Fremstilling kan man koge fintpulveriseret naturligt Trisulfid med Svovlnatrium og Svovl ($3Na_2S + Sb_2S_3 + S_2 = 2Na_3SbS_4$ eller med Natronlud og Svovl ($4Sb_2S_3 + 8S + 18NaOH = 5Na_3SbS_4 + 3NaSbO_3 + 9H_2O$), filtrere Opløsningen, inddampe den og lade den krystallisere. Saltet vaskes med ganske fortyndet Natron for fuldstændig at befri det fra den analoge Arsenikforbindelse. Den fortyndede Opløsning af det rene, krystalliserede Salt hældes i fortyndet Svovlsyre. Herved udskilles Pentasulfidet under Udvikling af Svovlbrinte ($2Na_3SbS_4 + 3H_2SO_4 = 3Na_2SO_4 + Sb_2S_5 + 3H_2S$) som et fyldigt, appelsinrødt Bundfald og udvaskes med Vand. Det er opløseligt i Ammoniak. Ved Ophedning spaltes det til Svovl og Trisulfid.

Antimonets Chlorforbindelser.

Antimontrichlorid, $SbCl_3$, dannes sædvanlig ved Ophedning af det sorte Trisulfid med stærk Saltsyre i en Retort, hvorved udvikles Svovlbrinte: $Sb_2S_3 + 6HCl = 3H_2S + 2SbCl_3$. Efter Afdampning af Saltsyreoverskuddet destilleres Trichloridet over og stivner i Forlaget til en blød, farveløs, krystallinsk Masse (Antimonsmør), som smelter ved 72° og koger ved 223°. Damptætheden er normal. Det sønderdeles af Vand under Udskillelse af et hvidt, amorft Bundfald, Antimonylchlorid, SbOCl (Algarotpulver; basisk Chlorantimon): $SbCl_3 + H_2O = SbOCl + 2HCl$. Denne

Sønderdeling finder Sted, indtil Vædsken indeholder 159 Gr. Chlorbrinte i en Liter. En Syre af denne eller højere Styrke opløser ved sædvanlig Temperatur Trichloridet uden Udskillelse. I Varmen gaaer Sønderdelingen videre, og ved fortsat Udvaskning med kogende Vand taber Algarotpulver alt Chlor som Chlorbrinte og omdannes til rhombisk Antimonilte. Vinsyre hindrer fuldstændig Fældningen.

Antimonpentachlorid, $SbCl_5$, dannes ved Forbrænding af Antimon i tørt Chlor eller ved at mætte det smeltede Trichlorid med tørt Chlor. Det er en svagt gullig, i Luften rygende Vædske, der ved Destillation for sig delvis spaltes til Trichlorid og Chlor. I lidt Vand opløses det, med mere udskiller det Antimonsyre. Vinsyre forhindrer Fældningen, Saltsyre ligeledes.

En Draabe af en saltsur Antimonopløsning giver paa et Platinblik, naar dette gjennem Draaben berøres med Zink, en sort Plet af metallisk Antimon.

Vismut. Bi = 208.

Vismut *forekommer* fortrinsvis gedigent, især i Erzgebirge, sjældent som Ilte, Bi_2O_3, og Sulfid, Bi_2S_3 (Vismutglands). Da det er letsmelteligt, kan det skilles fra Gangarter o. l. ved simpel Udsmeltning i skraatliggende Jernrør, men sædvanlig (i Sachsen) ristes Malmen og reduceres derpaa ved Nedsmeltning med Kul, hvorved det nederste Lag, som bestaaer af næsten rent Vismut, i smeltet Tilstand tappes fra de størknede Urenheder. Ved Smeltning med Salpeter kan det renses fra Arsenik, Antimon og flere Urenheder. Chemisk rent faaes det ved Smeltning af Bismuthylchlorid (se nedenf.) med Kul og Natriumkarbonat.

Egenskaber. Vismut er rødlighvidt, metalglindsende og sprødt. Det krystalliserer meget let ved Smeltning og Størkning (idet man gaaer frem som ved Svovl S. 121) i Form af Rhomboedre og er isomorft med Arsenik og Antimon. Dets Vægtfylde er 9,8, og det smelter ved 264°. I Hvidglødhede fordamper det. I Luften holder det sig ret godt, skjønt det tidt anløber ganske overfladisk med

brogede Farver. Ved Ophedning i Luften brænder det til Vismutilte, Bi_2O_3, i Chlor til Vismutchlorid, $BiCl_3$, ogsaa med Brom, Jod og Svovl forener det sig direkte. Af Saltsyre opløses det næsten ikke, af Salpetersyre derimod let til Vismutnitrat under Udvikling af Kvælstoftveilte. Af stærk Svovlsyre omdannes det ved Opvarmning under Udvikling af Svovlsyrlinganhydrid til det normale Sulfat.

Vismuts Legeringer med Metaller udmærke sig ved deres store Letsmeltelighed (se ved Bly).

Vismut omtales først af Agricola 1530.

Vismut danner mindst 4 Ilter: Vismutunderilte, Bi_2O_2, Vismutilte, Bi_2O_3, Vismutmellemilte, Bi_2O_4, og Vismutsyreanhydrid, Bi_2O_5, af hvilke dog kun Iltet har større Interesse. Til dette svarer Anhydrobasen BiO.OH (sml. S. 33) og talrige Salte. Ogsaa Syren danner forskjellige Hydrater.

Vismutunderilte, Bi_2O_2, fremstilles ved at opløse Iltet og Tinforchlorid i Saltsyre, hælde Opløsningen i Kalilud og udvaske Bundfaldet: $2BiCl_3 + SnCl_2 + 10KOH = Bi_2O_2 + K_2SnO_3 + 8KCl + 5H_2O$. Det er et sortebrunt, krystallinsk Pulver, der brænder som Tønder i Luften til Vismutilte og af Syrer sønderdeles til Ilteog Metal: $3Bi_2O_2 = 2Bi_2O_3 + 2Bi$.

Vismutilte, Bi_2O_3, faaes ved Forbrænding af Metallet i Luften eller bedre ved Ophedning af Nitratet, Karbonatet eller Hydratet, som et gult Pulver, der bliver brunt ved Ophedning. Det normale Hydrat, $Bi(OH)_3$, kjendes ikke, men Anhydrobasen BiO.OH (Bismuthylhydrat, sædvanlig kaldet Vismutiltehydrat) er et hvidt, uopløseligt Bundfald, som dannes ved at bundfælde Opløsningen af Nitratet eller koge det basiske Chlorid med opløst Natronhydrat eller Ammoniak. $\overset{III}{Bi}\overset{II}{O}$, Bismuthyl, optræder i denne som i flere Vismutforbindelser som monovalent Radikal. Saltene ere sædvanlig hvide eller farveløse og sønderdeles af Vand under Udskillelse af tungtopløselige, basiske Salte, der i Modsætning til lignende Antimonforbindelser ikke opløses af Vinsyre. Det vigtigste Vismutsalt er:

Vismutnitrat, $Bi.3NO_3, 5H_2O$, som faaes ved Opløsning

af rent Vismut i Salpetersyre og Afdampning til Krystallisation som store Krystaller, der reagere stærkt surt, ere opløselige i fortyndet Salpetersyre, men sønderdeles af Vand til fri Salpetersyre og hvide Krystalskæl af **Bismuthylnitrat**, $BiO.NO_3,H_2O$, ogsaa kaldet basisk Vismutnitrat, der benyttes meget i Medicinen (Magisterium Bismuthi). Denne Sønderdeling finder dog kun Sted, indtil Vædsken indeholder 97 Gr. HNO_3 i Liter. En Syre af denne eller højere Styrke opløser det normale Salt uforandret ved almindelig Temperatur. Ved højere Temperatur behøves en større Mængde Syre til at hindre det normale Salts Sønderdeling. Bismuthylnitrat sønderdeles kun i ringe Grad af koldt Vand, men let af kogende under Dannelse af et endnu mere basisk Salt ($BiO.NO_3$, $BiO.OH$) og fri Salpetersyre, indtil Vædsken indeholder 5,25 Gr. HNO_3 i 1 Liter. — **Bismuthylkarbonat**, $(BiO)_2.CO_3$ (bas. Vismutkarbonat), faaes som et hvidt, amorft Bundfald ved at fælde en Opløsning af Vismut i Salpetersyre med kulsure Alkalier.

Vismutmellemilte, Bi_2O_4, fremstilles ved at fordele Vismutiltehydrat i et stort Overskud af stærk Kalilud, ophede til Kogning og tillede Chlor. Det rødbrune Bundfald vaskes med kogende Vand og renses for Vismutiltehydrat ved kold Salpetersyre. Efter Udvaskning koges det med stærkt Chlornatron, vaskes og tørres ved 180°. Brungult Pulver, som ved 300° gaaer over til Vismutilte; ved Kogning med koncentreret Salpetersyre spaltes det til Vismutilte og:

Vismutsyreanhydrid, Bi_2O_5, der saaledes faaes som et skarlagenrødt Pulver, som efter Vaskning med Vand tørres ved 125°. Ogsaa dette gaaer ved 300° over til Vismutilte.

Vismutsulfid, Bi_2S_3, findes naturligt (S. 168) og kan dannes ved Sammensmeltning af Bestanddelene. Det er da graat, metalglindsende, krystallinsk og isomorft med Antimonglands. Af svagt sure Opløsninger af Vismutsalte fældes det ved Svovlbrinte som et fyldigt, sortebrunt Bundfald, der opløses af varm fortyndet Salpetersyre, men ikke af Alkalier eller Svovlalkalimetaller (modsat Svovlantimon).

Vismutchlorid, $BiCl_3$, faaes ved Forbrænding af Vismut i tørt Chlor som et fast, hvidgult, kornet krystallinsk Legeme, der smelter let og er flygtigt med normal Damp-

tæthed. Af Vand sønderdeles det ligesom en Opløsning Vismutilte i Saltsyre, idet ved en tilstrækkelig Mængde Vand alt Vismut udskilles som **Bismuthylchlorid**, BiOCl (s. k. basisk Chlorvismut), et snehvidt, i Vand uopløseligt Pulver, der bl. a. benyttes til Sminke. Det tilsvarende, men højrøde **Bismuthyljodid** anvendes i Medicinen.

Bor. B = 11.

Bor indtager en særegen Plads, idet det vel i flere Forhold slutter sig til Kvælstofgruppen, men i flere andre Henseender danner en Overgang til Silicium.

Det *forekommer* udelukkende som Borsyre, H_3BO_3, og borsure Salte. Borsyren optræder baade krystalliseret (som Sassolin), opløst i mange Mineralvande og i Vanddamp, der strømmer frem i vulkanske Egne (Toscana). Af Salte findes især Borax, $Na_2B_4O_7, 10H_2O$, (Tinkal; i Thibet) og Boracit (borsur Magnesia) ved Stassfurt.

Bor *fremstilles* ved Glødning af Borsyreanhydrid med Magnium eller Natrium ($3Mg + B_2O_3 = 3MgO + B_2$ eller $6Na + 7B_2O_3 = 3Na_2B_4O_7 + B_2$). Udtrækkes de glødede Masser med Saltsyre, bliver Bor tilbage som et mørkt grønligt amorft Pulver, som, naar Luften ikke har Adgang, end ikke smelter i Hvidglødhede, men ved Ophedning i Luft brænder med Glands til Borsyreanhydrid og af Salpetersyre let iltes til Borsyre. Ved Smeltning af Borsyreanhydrid eller amorft Bor med Aluminium faaes diamantglindsende Krystaller („Bordiamanter"), der nærme sig Diamant i Haardhed, og samtidig grafitlignende Krystalskæl. Men de sidste ere en Forbindelse af Bor og Aluminium, de første indeholde Bor, Aluminium og Kulstof.

Bor blev opdaget 1808 af Gay-Lussac og Thenard.

Borbrinte, BH_3, kjendes kun blandet med en stor Mængde Brint, og faaes ved at sammensmelte Borsyreanhydrid og Magnium i Forholdet $6Mg + B_2O_3 = 3MgO + B_2Mg_3$ og sønderdele Produktet med Saltsyre. Den herved udviklede Luftblanding indeholder Borbrinte, lugter modbydeligt og brænder med grøn Flamme. Holdes en kold Porcel-

lænsskaal i Flammen, afsætter der sig brune Pletter af Bor (sml. S. 159 og 164). Ved Rødglødhede sønderdeles Borbrinte i sine Bestanddele.

Borsyreanhydrid, B_2O_3, Borets eneste Ilte, faaes lettest ved Glødning af Borsyre: $2H_3BO_3 = B_2O_3 + 3H_2O$. Det er en glasagtig, meget hygroskopisk, farveløs Masse, der selv ved Glødhede næsten ikke fordamper.

Borsyre, $H_3BO_3 = (HO)_3.\overset{III}{B}$, vindes især ved at lade de borsyreholdige Vanddampe fra de Toscanske Suffioner strømme ud i Bassiner med Vand, hvori Dampen fortættes. Opløsningen bliver stærkere ved at passere en Række Beholdere, hvor den bestandig udsættes for nye Suffioners Dampe, og inddampes tilsidst i flade Blypander ved de naturlige Vanddampe. Den raa Syre renses ved Omkrystallisation af varmt Vand. Den rene Syre faaes lettest ved at sætte Saltsyre til en varm Boraxopløsning; ved Afkøling udkrystalliserer den som farveløse, perlemorglinsende Blade, som ere meget lettere opløselige i varmt Vand end i koldt, men delvis forflygtiges med Vanddamp. Opløsningen farver Lakmuspapir svagt rødt, Kurkumapapir efter Indtørring brunt, ogsaa ved Nærværelse af fri Saltsyre. Borsyre er ogsaa opløselig i Vinaand, og denne Opløsning brænder med grønkantet Flamme. Ved 100° taber Borsyre 1 Mol. Vand og bliver til HBO_2; ved 140° afgiver 4 Mol. af denne Syre 1 Mol. Vand og bliver til $H_2B_4O_7$, af hvilket Hydrat Borax og mange andre borsure Salte afledes. Borsyren virker stærkt antiseptisk.

De borsure Salte (Borater) ere sædvanlig tungtopløselige eller uopløselige i Vand; kun Alkalimetallerne danne letopløselige Borater. De kjendes efter Tilsætning af Saltsyre ved Kurkumapapir; efter Tilsætning af Svovlsyre og Vinaand paa den grønkantede Flamme, hvormed Vinaanden brænder.

Borchlorid, BCl_3, og **Borfluorid**, BF_3, fremstilles som de tilsvarende Siliciumforbindelser (S. 193) og ligne disse meget. Saaledes er Chloridet en letflygtig, rygende Vædske, som af Vand sønderdeles til Borsyre og Saltsyre. Fluoridet er en Luftart, som sønderdeles af Vand til Borsyre og **Borfluorbrinte**, HBF_4. Sidst-

nævnte er en 1-basisk Syre, som danner en Række krystallinske Salte.

Borkvælstof, BN. Amorft Bor forener sig direkte med Kvælstof ved Hvidglødhede; men Forbindelsen dannes lettest ved Glødning af Borax eller Borsyre med Salmiak: $B_2O_3 + 2NH_4Cl = 2BN + 3H_2O + 2HCl$. Borkvælstof er et hvidt, let, amorft Pulver, som er fuldkommen ildfast. Af Vanddamp sønderdeles det ved Glødhede til Borsyre og Ammoniak: $2BN + 3H_2O = B_2O_3 + 2NH_3$.

Siliciumgruppen

bestaaer af de 4-gyldige Grundstoffer Kulstof, Silicium, Germanium og Tin; dog er Germanium, som først er opdaget 1886, meget sjældent. Kulstof staaer temmelig isoleret; især savne dets talløse organiske Forbindelser næsten fuldstændig Analogier hos Gruppens øvrige Led. Germanium og især Tin nærmer sig stærkt til Metallerne, og i Overensstemmelse hermed danne ogsaa kun Kulstof og Silicium Brintforbindelser, men i Modsætning til de foregaaende Rækker af Metalloider have disse Grundstoffer samme Valens i deres Brint- og i deres højeste Iltforbindelser. Hele Rækken synes at danne 2 Iltforbindelser, RO og RO_2, af hvilke den sidste gjennemgaaende er Anhydrid af en Syre. Forilterne SiO og GeO kjendes dog kun højst ufuldkomment, men de synes ligesom Tinforilte at have Charakter af Baseanhydrider og ere ligesom Tinforilte og Kulilte stærke Reduktionsmidler. Sulfiderne RS_2 ere alle flygtige og forene sig med Svovlalkalimetaller til Sulfosalte. Chloriderne RCl_4 ere alle flygtige Vædsker, der med Undtagelse af CCl_4 sønderdeles af Vand til tungt- eller uopløselige Hydroxyder, der have Charakter af svage Syrer. Fluorkulstof kjendes næppe, men Fluoriderne af de 3 andre Led i Rækken danne med Fluorbrinte Dobbeltsyrer $2HF,RF_4$ (sml. S. 27), hvis analoge Salte ere indbyrdes isomorfe. Atomtallene danne en Række, parallel med de øvrige Metalloidgruppers:

F 19	Cl 35,5	Br 80	J 126,9
O 16	S 32,1	Se 79,1	Te 125,2
N 14	P 31	As 75	Sb 120,3
C 12	Si 28,1	Ge 72,3	Sn 118,1

Smeltepunkterne i Siliciumgruppen aftage med stigende Atomtal, Vægtfylderne tiltage (dog maa Kulstoffet regnes som amorft Kulstof). De 3 laveste Led krystallisere i Regulæroktaedre, Tin tetragonalt.

Kulstof. C = 12.

Kulstof *forekommer* overordentlig udbredt i Naturen. I ren Tilstand findes det som Diamant og Grafit (Blyant). Af Forbindelser forekommer Kulsyre udbredt dels i fri Tilstand (i Luften se S. 135 n.), dels, og i meget stor Mængde, som kulsure Salte (se S. 183). Af Luften optage Planterne Kulsyre, af Jorden Vand, salpetersure og svovlsure Salte, og af disse Stoffer formaa de under Sollysets Medvirkning at opbygge deres organiske Bestanddele. Disse indeholde alle Kulstof, nogle af dem som Cellestof, Stivelse, Fedtstoffer ogsaa Brint og Ilt, andre, som Æggehvidestoffer, desuden Kvælstof og en ringe Mængde Svovl. Alle disse Kulstofforbindelser optage Dyrene af Planterne og forarbejde dem til Bestanddele af deres Legeme. Men medens Hovedmængden af Planternes Kulstofforbindelser ere kvælstoffrie, ere de, der udgjøre den overvejende Bestanddel af det dyriske Legeme, stærkt kvælstofholdige (Æggehvidestoffer og dermed beslægtede). Kulstofrige Levninger af fjerne Tiders Planter (og Dyr) ere de hyppig forekommende Brunkul, Stenkul og Anthracit, der foruden Kulstof tillige indeholde Brint og Ilt (dels som Vand, dels i Forbindelse med Kulstoffet), fremdeles en ringe Mængde Kvælstof og en større eller mindre Mængde Askebestanddele. Brunkullene ere forholdsvis nye Dannelser, men Stenkul og især Anthracit ere meget gamle. Brunkullene hidrøre endnu fra Løv- og Naaletræer; men den Planteverden, hvis Levninger danne Stenkul, har været vidt forskjellig fra vor og for en stor Del bestaaet af træ-

agtige Bregner og mægtige Planter, der nærmest minde om Nutidens Skavgræs og Ulvefødder. I Anthraciten er den organiserede Struktur næsten altid ganske udslettet. Det samme er dog ogsaa hyppig Tilfældet med Stenkul, men sjeldnere med Brunkul (saadanne ere „Jaiet", der bruges til sorte Smykker). At Tørvedannelse har spillet en vigtig Rolle ved Dannelsen af mange Kul kan næppe betvivles. Ved Overgangen fra Træ til Kul have Plantedelene især afgivet Brint og Ilt, hvorfor Brint- og især Iltmængder aftager stærkt fra Brunkul gjennem Stenkul til Anthracit. Træ indeholde omtr. 50, Tørv 60, Brunkul 70, Stenkul 80 og Anthracit indtil 94 Proc. Kulstof. Andre vigtige Sønderdelingsprodukter af Forverdenens Organismer ere Petroleum, som indeholder omtr. 86 Proc. Kulstof og 14 Proc. Brint, og Asfalt (Jordbeg), der tillige indeholder Ilt.

Diamant fik man tidligere især fra Ostindien, nu især fra Brasilien og Sydafrika. Dens oprindelige Leje er Glimmerskifer, men sædvanlig findes den paa sekundært Leje. Den krystalliserer regulært, hyppig i mangefladede Former og hyppig med krumme Flader. Sædvanlig er den farveløs, men ogsaa ofte farvet, undertiden sort. Den er det haardeste af alle Legemer. Dens Vf. er 3,5, den leder ikke Elektriciteten og er en slet Varmeleder. Diamanten er paa Grund af sin store Lysbrydningsevne og Haardhed den værdifuldeste Ædelsten. Smaa Diamanter bruges til Glasskæring, til Boring, til Gravering af andre haarde Stene, til Taplejer i Chronometre og pulveriserede som Slibepulver. Ved Ophedning i Luft eller Ilt brænder den, skjønt ikke let, til Kulsyre. I Brint kan den uden Forandring ophedes til Hvidglødhede. Selv de stærkeste flydende Iltningsmidler ere uden Virkning paa Diamant.

Grafit findes i Grønland, ved Passau, i Bøhmen og især ren i Kalifornien. Den er graa, metalglindsende, uigjennemsigtig og optræder hyppig i sexsidede Smaablade; den er meget blød (afsmittende), har i ren Tilstand Vf. 2,25 og er en god Leder baade for Varme og Elek-

tricitet. Den benyttes væsentlig til Blyanter, Digler, Kakkelovnssværte og i Galvanoplastiken til at give Former af ikke ledende Stoffer et ledende Overtræk. Ved Ophedning i Luften brænder den mindst ligesaa vanskeligt som Diamant, men ved stærke flydende Iltningsmidler f. Ex. en Blanding af Kaliumchlorat og Salpetersyre iltes den til et gult Legeme af indviklet Sammensætning. Medens Diamant ikke kan fremstilles konstig, kan Grafit dannes ved Opløsning af Kul i smeltet Støbejern og langsom Afkøling.

Amorft Kulstof. De organiske Stoffer efterlade næsten alle, naar de ophedes uden Luftens Adgang, amorft Kulstof af Vf. 1,5 til 1,8. De reneste Sorter faaes af askefrie organiske Stoffer, saaledes 1. Kønrøg, der fremstilles ved en ufuldstændig Forbrænding af Harpix, Terpentinolie, Kultjære eller fede Olier og Opsamling af det i Flammen udskilte, fintdelte Kul; den anvendes til sorte Farver, Bogtrykkersværte, Tusch osv. 2. Gaskul, som dannes ved at Kulbrinter ved høj Temperatur sønderdeles til Kulstof og Brint, og som derfor afsætter sig i Gasretorterne ved at Gassen kommer i Berøring med de glødende Vægge. Gaskul leder Varme og Elektricitet godt og anvendes derfor til Cylindre og Plader i de galvaniske Elementer og til Kulspidser ved det elektriske Lys, hvortil det dog præpareres paa en egen Maade. 3. Sukkerkul, der kunne fremstilles ved Glødning af rent hvidt Sukker uden Luftens Adgang. Disse 3 Sorter Kul ere meget rene, men indeholde dog sædvanlig en ringe Mængde tungtflygtige Kulbrinter. Ved Glødning i en ren Chlorstrøm kunne de befries for Brint, idet denne gaaer bort som Chlorbrinte.

Meget mindre rene ere de amorfe Kul, som vindes af askeholdige organiske Stoffer. Hertil høre Trækul, der faaes ved Forkulning af Træ i „Miler", Stakke af Træstykker, som ere ordnede symmetrisk om en Stok i Midten. De tændes ved Foden af denne, og Forbrændingen ledes ved at dække Aabninger i det Lag Græstørv, hvormed Milen beklædes. Ogsaa forkulles Træ i Jernretorter,

saaledes til Krudttilvirkning. Herved kunne de samtidig dannede flygtige Produkter, Gas, Trætjære, Træeddike og Træspiritus, enten udvindes eller (som ved Krudtfabrikationen) ledes til Fyrstedet og saaledes afgive en væsentlig Del af det til Forkulningen nødvendige Brændsel. Kokes vindes ved Glødning af Stenkul uden Luftens Adgang, dels i Retorter som Biprodukt ved Gasfabrikationen, dels i egne Ovne (Cinders). Dyrkul, Blodkul dannes ved Forkulning af dyriske Substanser (Blod, Læderaffald, Hornaffald). Herved udvikles en Del af de dyriske Stoffers Kvælstof i Form af Ammoniak, der vindes som Biprodukt, men en Del forbliver i Kullene, som derfor altid ere kvælstofholdige. Det samme gjælder om Benkul, der vindes af Knogler, idet disses Bruskdele forkulles. Kulstoffet er her meget fint fordelt, idet det er blandet med 90 Proc. Kalciumfosfat og -Karbonat, som imidlertid fuldstændig kunne fjernes ved Vaskning med fortyndet Saltsyre.

Alle Arter af Kulstof ere usmeltelige, ikke flygtige og uopløselige i alle sædvanlige Opløsningsmidler. Jo højere den Temperatur er, ved hvilken de amorfe Kul ere dannede, desto bedre lede de Varmen (og Elektriciteten), og desto vanskeligere tændes de, dels paa Grund af deres større Tæthed, dels fordi Varmen fra det glødede Sted strax fordeler sig over hele Kulstykket. De meget porøse Kul som Trækul, Dyrkul og Benkul fortætte, som alle porøse Legemer, store Mængder af Luftarter paa deres Overflade; jo lettere en Luftart fordraabes, desto lettere indsuges den af Kullene. Ogsaa atmosfærisk Luft absorberes af Kullene under en Varmeudvikling, der kan fremkalde Kullenes Selvantændelse. Desuden indsuge de porøse Kul lugtende Stoffer, Farvestoffer og Bitterstoffer og benyttes derfor paa mange mærkelige Maader. De Luftarter, der udvikles ved Forraadnelse, forbrændes ligefrem af den paa Kullenes store Overflade fortættede Ilt; derfor bruges Trækul som et ypperligt Desinfektionsmiddel. Spiritus renses for den ildelugtende Fuselolie ved Filtrering gjennem Trækul; Sukkersaften affarves ved Filtrering gjennem Benkul.

Kulstof forener sig ved høj Temperatur direkte med Ilt og Svovl, men kun under særegne Forhold med Brint, kun i Nærværelse af Alkalier med Kvælstof. Ogsaa med mange Metaller forbinder det sig (se Jern). Paa Grund af sin store Affinitet til Ilt er Kulstof vort vigtigste Reduktionsmiddel, ved hvilket flere Metalloider (Fosfor, Arsenik, Antimon, Vismut, Tin) og mange Metaller udvindes af deres Iltforbindelser.

Kulbrinter og tør Destillation.

Af de overordentlig talrige Kulbrinter skulle her kun omtales 3, nemlig Methan, CH_4, Æthylen, C_2H_4, og Acetylen, C_2H_2. De findes alle, skjønt i meget forskjellig Mængde, i Belysningsgas.

Methan, CH_4, ogsaa kaldet „let Kulbrinte", dannes ofte, hvor organiske Stoffer forraadne uden Luftens Adgang, f. Ex. paa Bunden af Sumpe (derfor: Sumpgas); ligeledes i Stenkulsgruberne, hvor det, blandet med Luft, kan give Anledning til frygtelige Explosioner (derfor: feu terrou; feurige Schwaden; firedamp). I Petroleumslandene strømmer det hyppig frem af naturlige eller kunstige Aabninger i Jorden („den hellige Ild" ved Baku; Pittsburg belyses og opvarmes med saadant naturligt Methan, som er mættet med Petroleumdamp). Det dannes fremdeles ved tør Destillation af organiske Legemer og udgjør omtrent Trediedelen af Belysningsgas. Desuden forekommer det i Planteædernes Tarmluft. Methan kan vel dannes af rent uorganiske Stoffer (ved Synthese), f. Ex. ved at lede en Blanding af Svovlbrinte og Svovlkulstofdamp over glødende Kobber: $2H_2S + CS_2 + 8Cu = CH_4 + 4Cu_2S$. Men det *fremstilles* sædvanlig ved Glødning af eddikesurt Natron med Natronhydrat: $C_2H_3NaO_2 + NaOH = Na_2CO_3 + CH_4$.

Egenskaber. Methan er en farveløs Luftart, hvis Vf. er 8 Gange Brintens. Ved meget lav Temperatur kan det fordraabes (S. 73), ja endog faaes i fast Form. 1 Liter Vand opløser ved 15° 39 Kcm. Methan. Det brænder i Luft med næppe lysende Flamme til Kulsyre og Vand:

$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$. Blandes efter denne Ligning 1 Rf. Methan med 2 Rf. Ilt eller 10 Rf. Luft, saa faaes en Blanding, som ved Antændelse heftigt exploderer. Fortyndes Methan med Kulsyre, paavirkes det af Chlor i spredt Dagslys saaledes, at dets Brintatomer efterhaanden ombyttes med Chlor; herved dannes da CH_3Cl (Chlormethyl), CH_2Cl_2, $CHCl_3$ (Chloroform), CCl_4 (Chlorkulstof). Sml. S. 108. Af disse Forbindelser er Chlormethyl en Luftart, de andre farveløse Vædsker, der koge langt under 100°.

Æthylen, $C_2H_4 = H_2C : CH_2$, ogsaa kaldet „tung Kulbrinte", dannes samtidig med Methan ved tør Destillation af organiske Legemer og udgjør omtrent 6 Proc. af Belysningsgas, hvori det er den væsentligste lysende Bestanddel. Det opstaaer ligeledes sammen med Methan, naar Svovlbrinte og Svovlkulstofdamp ledes over glødende Kobber: $2H_2S + 2CS_2 + 12\,Cu = C_2H_4 + 6\,Cu_2S$; men *fremstilles* sædvanlig ved Opvarmning med Vinaand med Overskud af koncentreret Svovlsyre i en Kolbe, hvorved Vinaanden spaltes til Vand og Æthylen: $C_2H_6O = H_2O + C_2H_4$.

Egenskaber. Æthylen er en farveløs Luftart, hvis Vf. er 14 Gange Brintens, altsaa meget nær Luftens. Det lader sig fordraabe ved højt Tryk (S. 73). 1 Liter Vand opløser ved 15° 162 Kcm. Æthylen. Det brænder i Luft eller Ilt med stærkt lysende Flamme; til fuldstændig Forbrænding kræver det 3 Rumfang Ilt, idet: $C_2H_4 + 3O_2 = 2CO_2 + 2H_2O$, og en Blanding af Æthylen med 3 Rf. Ilt exploderer stærkt ved Antændelse. Antændes en Blanding af Æthylen med 2 Rf. Chlor, dannes Chlorbrinte, og Kulstoffet udskilles: $C_2H_4 + 2Cl_2 = 4HCl + 2C$. Men ved sædvanlig Temperatur forener Æthylen sig med Chlor i Sollys til en farveløs Olie, Æthylenchlorid, $C_2H_4Cl_2 = ClH_2C.CH_2Cl$, „de Hollandske Chemikeres Olie", hvorfor Æthylen ogsaa kaldes „oliedannende Gas". Koges Æthylenchlorid med en vinaandig Opløsning af Kalihydrat, spaltes Chlorbrinte fra og dannes Monochloræthylen, C_2H_3Cl, der ogsaa forener sig med Chlor til en farveløs Olie, $C_2H_3Cl_3$. Ogsaa denne afgiver Chlorbrinte til vinaandigt Kalihydrat og danner $C_2H_2Cl_2$, der igjen forener sig med Chlor til $C_2H_2Cl_4$. Ved at fortsætte disse Processer faaes tilsidst de to Chlorkulstoffer, C_2Cl_4 og C_2Cl_6.

Alle disse Forbindelser ere farveløse Vædsker undtagen Monochloræthylen, der er en ildelugtende Luftart, og Chlorkulstoffet C_2Cl_6, som danner farveløse Krystaller, der lugte som Kamfer.

Acetylen, $C_2H_2 = HC \vdots CH$, opstaaer af næsten alle organiske Forbindelser ved stærk Glødhede. Det findes derfor ogsaa i Belysningsgas, dog ikke i synderlig større Mængde end Kulsyre i Luften, men det er dog denne Luftart, Gassen skylder sin stygge Lugt. Det er den eneste Kulbrinte, som kan dannes direkte af Bestanddelene, nemlig ved at lade den elektriske Lysbue slaa over mellem to Kulspidser i et med Brint fyldt Rum. Acetylen fremstilles lettest ved ufuldstændig Forbrænding af Gas, f. Ex. ved at lade en Bunsensk Lampe „slaa ned". Det dannede Acetylen ledes da ned i en ammoniakalsk Opløsning af Kobberforchlorid, hvorved udskilles en fast rød Forbindelse af Acetylen med Kobberforilte. Af denne faaes da det rene Acetylen ved Tilsætning af Saltsyre: $C_2H_2,Cu_2O + 2HCl = C_2H_2 + Cu_2Cl_2 + H_2O$. Acetylen er en farveløs Luftart af en modbydelig Lugt, og hvis Vf. er 13 Gange Brintens. Det lader sig fordraabe ved Tryk (S. 73) og opløses ved sædvanlig Temperatur i sit lige Rf. Vand. Det brænder med stærkt sodende Flamme.

Tør Destillation. Den Operation, hvorved man forkuller organiske Stoffer og fremstiller de porøse Kul, kaldes en tør Destillation, idet der foruden de porøse Kul, som blive tilbage, dannes en Mængde flygtige Produkter af meget stor Betydning. Foretages den tørre Destillation af Træ paa en saadan Maade, at de flygtige Stoffer opsamles, saa gaaer først Vand over, dernæst Forbindelser af Kulstof, Brint og Ilt (Eddikesyre, $C_2H_4O_2$; Træspiritus, CH_4O; Brandolier), ledsagede af Luftarter som Methan, Kulilte og Kulsyre, og endelig den saakaldte Tjære, der bestaaer af en Blanding af Kulbrinter (f. Ex. Benzol, Paraffin o. m. a.) og Forbindelser, som tillige indeholde Ilt (f. Ex. Kreosot). Ved hurtig Ophedning til høj Temperatur dannes især simplere, letantændelige Forbindelser (f. Ex. Kulilte og luftformige Kulbrinter), og Kuludbyttet er da langt ringere,

end naar Destillationen foretages ved langsomt stigende Varme. — Brunkul give lignende Produkter, især Tjære, Paraffin og Belysningsolier (Paraffinolie). — Den tørre Destillation af Stenkul er dog den, som har størst Betydning. Hovedformaalet med den er Fabrikation af Belysningsgas, men samtidig bliver Kokes tilbage som et vigtigt Biprodukt, og foruden den luftformige Gas opstaaer en Mængde flygtige Stoffer, som fortætte sig og danne den vigtige Stenkulstjære. Af denne vindes bl. a. Benzol, hvoraf fremstilles Anilin; Karbolsyre, de faste Kulbrinter Nafthalin og Anthracen og endelig Asfalt og Beg.

Til *Fremstilling af Belysningsgas*[x] ophedes Stenkullene i liggende, halvcylinderformige Retorter af Jern eller ildfast Ler. Herved udvikles den Brint, Kullene indeholde, dels som saadan, dels forener den sig med Kulstof til flygtige Kulbrinter, med Kullenes Ilt til Vand, med deres Kvælstof til Ammoniak og med deres Svovl til Svovlbrinte. Samtidig dannes noget Kulilte, Kulsyre, Svovlkulstof og en Del Cyanforbindelser (se nedenfor). De flygtige Produkter fra hver Retort ledes til et fælles vandret Jernrør, hvori største Delen af Tjæren og Vandet fortættes. Dette „Kondensationsvand" indeholder det meste Ammoniak i Form af forskjellige Salte og er Nutidens vigtigste Kilde til Ammoniak. Derpaa gaaer Gassen gjennem lodrette Rør, som svales med Luft, hvorved en videre Fortætning af de mindre flygtige Dele finder Sted. Endelig vaskes den med Vand og befries ved forskjellige Rensningsmidler for Svovlbrinte, Svovlkulstof, Kulsyre og Ammoniak og ledes nu til de store Gasholdere. Disse ere Klokker, som ere ophængte saaledes, at de afspærres af Vand; i dem munde to Hovedrør, et, hvorigjennem Gassen strømmer ind, og et andet, som fører den ud i Ledningen til Forbrugerne. Omtrent Halvdelen af Gassen bestaaer af Brint, Trediedelen af Methan, $^1/_{10} - ^1/_{20}$ af Kulilte, ligeledes $^1/_{10} - ^1/_{20}$ af tunge Kulbrinter, som betinge dens Lysevne; thi baade Brint, Methan og Kulilte brænde med ikke lysende Flamme. Desuden indeholder den lidt Ilt, Kvælstof og Kulsyre.

Kulstoffets Iltforbindelser.

Kulstoffet danner kun to Ilter, Kulilte, CO, og Kulsyreanhydrid, CO_2 (sædvanlig kaldet Kulsyre), som begge ere Luftarter.

Kulilte, CO, *dannes* ved Forbrænding af Kulstof i et Underskud af Ilt eller Luft eller ved at lede Kulsyre over glødende Kul. Paa sidstnævnte Maade opstaaer det hyppig i vore Ovne ved et noget højt Lag Kul, idet Kulstoffet ved Risten iltes til Kulsyre, som ved at stige op igjennem de glødende Kul afiltes til Kulilte. Derfor er Kulilte ogsaa den væsentlige Bestanddel af „Generatorgas", der f. Ex. anvendes i Glasværkerne og netop fremstilles ved en slig Afiltning af den ved Risten dannede Kulsyre gjennem et meget højt Lag Brændsel. Idet Kulsyre gaaer over til Kulilte, fordobles dens Rumfang (S. 15). Sædvanlig *fremstilles* Kulilte ved at opvarme Oxalsyre, en krystallinsk organisk Syre, som bl. a. findes i Skovsyre (Oxalis), med koncentreret Svovlsyre. Herved spaltes Oxalsyren til lige Mol. Vand, Kulilte og Kulsyre ($H_2C_2O_4 = H_2O + CO + CO_2$), af hvilke Vandet holdes tilbage af Svovlsyren, medens Kulsyren fjernes ved at lede de udviklede Luftarter gjennem en Vaskeflaske med Natronlud. Rent faaes Kulilte ved Opvarmning af Ferrocyankalium (S. 187) med stærk Svovlsyre: $K_4FeC_6N_6 + 6H_2SO_4 + 6H_2O = 12CO + 3(NH_4)_2SO_4 + 2K_2SO_4 + FeSO_4$.

Egenskaber. Kulilte er en Luftart, som vanskelig fordraabes (S. 73), men dog kjendes baade i flydende Form og som en snelignende Masse. 1 Liter Vand opløser ved 15° 25 Kcm. Kulilte. Af en saltsur Opløsning af Kobberforchlorid opløses Kulilte let. Det er meget farligt at indaande („Kuldampforgiftning"), idet det fortrænger Ilten af det arterielle Blods røde Blodlegemer. Selv et Indhold af 1 til 2 Proc. i Luften fremkalder Hovedpine og Svimmelhed. Kulilte er brændbart og brænder med blaa Flamme og betydelig Varmeudvikling (S. 51) til Kulsyre (sml. S. 15 n.). En Blanding af 2 Rf. Kulilte og 1 Rf. Ilt exploderer stærkt ved Antændelse. Paa Grund af sin store Tilbøje-

lighed til at forene sig med Ilt er Kulilte et af vore vigtigste Reduktionsmidler og benyttes i stor Maalestok i Metallurgien til at udvinde Metaller af iltede Malme (se især Jern). Kulilte forener sig let med Chlor i Sollys til Kulstofoxychlorid, $COCl_2$ (Fosgen), en Luftart, som let fordraabes og da allerede koger ved 8°. Med Vand danner det strax Kulsyre og Chlorbrinte: $COCl_2 + 2H_2O = CO(OH)_2 + 2HCl = CO_2 + H_2O + 2HCl$. Herved viser Kulstofoxychlorid sig som Chloridet af Kulsyrens Radikal (sml. S. 29), og Kulilte sig som dette Radikal (Karbonyl) i fri Tilstand (S. 24).

Kulsyreanhydrid, CO_2 (sædvanlig kaldet Kulsyre), *forekommer* i ringe, men næsten konstant Mængde i Luften (S. 135 n.), idet den dannes ved alle i det daglige Liv forekommende Forbrændinger, ved Aandedraget (en kraftig Mand udaander daglig omtr. 1 Kgr. Kulsyre) og ved Formuldningen (S. 90). Ved Gæringer, som de iværksættes i stor Maalestok ved Tilvirkning af Vin, Øl og Spiritus, dannes betydelige Mængder af Kulsyre, idet her Sukker ved Indvirkning af Gær spaltes til Vinaand og Kulsyre. Øl og mousserende Vine indeholde meget af denne Kulsyre opløst. Alt naturligt Vand optager Kulsyre dels af Luften, dels ved at sive gjennem Jordbunden, og sættes derved istand til at opløse kulsure Salte, som ere uopløselige i rent Vand (sml. S. 99). Mange Steder strømmer Kulsyre massevis frem af Jorden, især af gamle Kratere (Giftdalen paa Java, Hundegrotten ved Neapel, i Eifel, ved Vichy osv.), og mange Mineralvande ere i Dybet blevne mættede med Kulsyre under Tryk. Kulsure Salte ere overordentlig udbredte i Naturen, især Kalciumkarbonat (Kalksten, Kridt, Marmor osv.), Kalciummagniumkarbonat (Dolomit), Magniumkarbonat (Magnesit); fremdeles Ferrokarbonat (Jernspat) og Zinkkarbonat (Zinkspat), der begge ere vigtige Malme. Ogsaa Baryumkarbonat (Witherit) og Strontiumkarbonat (Strontianit) samt forskjellige Kobberkarbonater ere ret hyppige.

Kulsyren *fremstilles* i det store 1) ved Forbrænding af

Kulaffald: $C + O_2 = CO_2$ (sml. S. 15 n.); 2) ved Glødning af Kalksten: $CaCO_3 = CaO + CO_2$; 3) af naturlige Karbonater ved Indvirkning af en stærkere Syre. I Sodavandsfabrikerne anvendes Magnesit eller Kridt og Svovlsyre; i sidste Tilfælde har Kulsyren imidlertid en ubehagelig Lugt, som dog fuldstændig kan fjernes med Trækul (S. 177). I ren Tilstand fremstilles den i Laboratoriet af Marmor og fortyndet Saltsyre, hvorved, som overhovedet ved denne Fremstillingsmaade, den egentlige Kulsyre, H_2CO_3, som her skulde dannes ($CaCO_3 + 2HCl = H_2CO_3 + CaCl_2$), strax spaltes til Vand og Kulsyreanhydrid: $H_2CO_3 = H_2O + CO_2$. Den kan tørres med Svovlsyre.

Egenskaber. Kulsyreanhydrid er en farveløs Luftart af svag syrlig Lugt og Smag. Dens Vf. er 22 Gange Brintens, altsaa (S. 136) 1,52 Gange Luftens. Som Følge af denne høje Vf. kan den samles i et højt Glas, hvoraf den fortrænger Luften, og hældes derfra over i et andet Glas, ja endog trækkes over med en Hævert. Ved Tryk kan den fordraabes (S. 73) til en farveløs Vædske, som udvider sig stærkere end Luftarterne og koger ved -78^0, og som, naar den gjennem en lille Aabning strømmer ud af Fortætningskarret, delvis fordamper og derved binder saa megen Varme, at Resten fryser til en let, snelignende Masse. Dette faste Kulsyreanhydrid fordamper kun langsomt i Luften; blandet med Æther har det en Temperatur af -77^0, og lader man denne Blanding fordampe under Luftpumpen, synker Temperaturen til -110^0. I Rhinegnene fordraabes nu den naturlig fremstrømmende Kulsyre fabrikmæssig og bringes i Handelen i stærke Jerncylindre. Luftarten er ikke brændbar og nærer ikke Forbrænding eller Aandedræt. Et brændende Lys slukkes og Dyr kvæles deri, men den er næppe giftig. Luften kan indeholde 5 Proc. Kulsyre uden at virke skadelig; men i Kjældere, Brønde o. l. kan Kulsyren undertiden ved Forraadnelsesprocesser samle sig i større Mængder. Det bliver da farligt at stige derned, og i saadanne Tilfælde kjendes den paa, at et Lys ikke eller kun daarligt brænder dernede. Kul-

syre er meget bestandig og dissocieres først ved meget høj Temperatur til Kulilte og Ilt. Ved Ophedning af Natrium i Kulsyre dannes Kulstof og Natriumkarbonat: $4Na + 3CO_2 = 2Na_2CO_3 + C$. Ligeledes brænder antændt Magnium videre i Kulsyre under Udskillelse af Kulstof. Under Sollysets Medvirkning formaa de bladgrøntholdige Plantedele at dekomponere Luftens Kulsyre til Ilt, som udaandes, og Kulstof, som Planten benytter tilligemed Vand til Dannelse af sine nærmere Bestanddele. Medens Plantens Livsvirksomhed saaledes beroer paa Reduktion af Kulsyre, beroer Dyrets paa Iltning af Blodets Kulstofforbindelser, og af denne Vexelvirkning (Kulstoffets Kredsløb) betinges Atmosfærens konstante Kulsyreindhold.

Kulsyreanhydridets nøjagtige Sammensætning er funden ved at forbrænde en vejet Mængde Diamant i ren Ilt, lade det dannede Kulsyreanhydrid indsuges i et vejet Rør med Kalihydrat og bestemme dette Rørs Vægtforøgelse.

Kulsyre, $H_2CO_3 = (HO)_2.CO$, kjendes ikke som saadan. Det flydende Anhydrid svømmer uforandret paa Vand. Af det luftformige opløser 1 Lit. Vand ved 15° og 760 Mm. 1 Liter og ved et Tryk af 2, 3, 4 Atmosfærer tilnærmelsesvis, men ikke fuldt 2, 3, 4 Liter; men naar Trykket hæves, undviger Kulsyren for største Delen igjen. Saadanne under Tryk med Kulsyre mættede Opløsninger ere de naturlige og kunstige Kulsyrevande (se S. 183). Kulsyrevand farver blaat Lakmuspapir svagt rødt, men Farven forsvinder snart, idet Kulsyren fordamper. Af Sammensætningen af de talrige kulsure Salte (Karbonater) fremgaaer dog med Sikkerhed, at Kulsyren er en tobasisk Syre, som derfor danner baade sure og normale Salte, f. Ex. $NaHCO_3$ og Na_2CO_3. Kun Alkalimetallerne danne opløselige normale kulsure Salte, alle andre normale Karbonater ere uopløselige. Kulsyren er en meget svag Syre; den uddrives derfor let af stærkere Syrer (se ovenfor) og forener sig ikke med svage Baser, men let med stærke. Derfor kan opløst Kalium- og Natriumhydroxyd og ligeledes Kalk- eller Barytvand benyttes til Absorption af Kulsyre, men

da Kalcium- og Baryumkarbonat ere uopløselige i Vand, udskilles de herved som hvide Bundfald. Af denne Grund anvendes Kalk- og Barytvand til Paavisning af smaa Mængder af Kulsyre eller Kulsyreanhydrid.

Svovlkulstof, CS_2, svarer ganske til Kulsyreanhydrid og kan dannes analogt med dette ved at gløde Kul i Svovldamp og fortætte de udviklede Dampe ved Afkøling. Dog maa det raa Svovlkulstof renses meget omhyggeligt for Svovl og samtidig dannede ildelugtende Stoffer. Svovlkulstof er en farveløs, stærkt lysbrydende Vædske af Vf. 1,29 og Kp. 46°. Det fryser end ikke ved −110°. Det rene har en egen ætherisk Lugt, det urene lugter modbydeligt. Dampen er giftig og virker desinficerende. Det er overordentlig letantændeligt (Dampen tændes allerede ved 150°, f. Ex. i Berøring med en varm Glasstang) og derfor yderst brandfarligt. Det brænder med blaa Flamme til Kulsyre og Svovlsyrling: $CS_2 + 3O_2 = CO_2 + 2SO_2$. Blandet med Kvælstoftveilte forpuffer Dampen ved Antændelse med et blændende Lys, som er meget rigt paa stærkt brydbare Straaler. I Vand er Svovlkulstof næsten uopløseligt, derimod kan det blandes med absolut vandfri Vinaand og med Æther. Selv opløser det Fosfor, Svovl, Jod (sml. S. 116 ø.), Brom, Fedtstoffer, Kautschuk og flere organiske Stoffer. Med opløselige Svovlalkalimetaller forener det sig til Salte (Sulfokarbonater), der ere analogt sammensatte med Karbonaterne, f. Ex. $Na_2S + CS_2 = Na_2CS_3$. Af dem udskille Syrer den tilsvarende Sulfokarbonsyre, H_2CS_3, som en ubestandig, ildelugtende Olie.

Kulstofoxysulfid, COS, danner en Overgang mellem Kulsyre og Svovlkulstof og kan dannes ved at lede Kulilte og Svovldamp gjennem et svagt glødende Rør, men fremstilles bedst ved at sætte 5 Kcm. mættet Rhodankaliumopløsning (se nedenfor) til en kold Blanding af 30 Kcm. engelsk Svovlsyre og 50 Kcm. Vand ved 20–25°. $NCSH + H_2O = NH_3 + CSO$. Kulstofoxysulfid er en farveløs Luftart uden Lugt, brændbar og opløselig i Vand. I denne Opløsning sønderdeles den dog efterhaanden, skjønt langsomt, til Kulsyre og Svovlbrinte: $COS + H_2O = CO_2 + H_2S$. Den findes naturligt i enkelte Svovlkilder (se S. 100).

Kulstoffets Kvælstofforbindelser (Cyanforbindelser).

Ledes Kvælstof over en glødende Blanding af Kul og Kaliumkarbonat, dannes Kulilte og en Forbindelse af Kalium, Kulstof og Kvælstof, det s. k. Cyankalium: $K_2CO_3 + N_2 + 4C = 2KCN + 3CO$. Atomgruppen $\overset{IV\ V}{CN} = Cy$ (Cyan) optræder som et monovalent Radikal (CN-), der i flere Henseender minder om de halogene Stoffer, især ved direkte at forene sig med Brint og flere Metaller til virkelige Salte. Cyankalium opstaaer endnu lettere ved Glødning af kvælstofholdige Kul (Blodkul) med Kaliumkarbonat uden Luftens Adgang og kan da udtrækkes af Massen med Vand. Men da denne Opløsning er meget uren og ikke kan bringes til at krystallisere, omdanner man det deri indeholdte Cyankalium ved Tilsætning af frisk fældet Ferrokarbonat til et Dobbeltsalt af Cyankalium og Ferrocyanid: $6KCy + FeCO_3 = 4KCy,FeCy_2 + K_2CO_3$. Dette Dobbelsalt (Ferrocyankalium, gult Cyanjernkalium, Blodludsalt) krystalliserer let og danner Udgangspunktet for Fremstilling af alle Cyanforbindelser. Ved Glødning uden Luftens Adgang giver det Cyankalium, ved Destillation med fortyndet Svovlsyre Cyanbrinte: af Cyankalium faaes ved Kogning med Svovl Rhodankalium; Cyanbrinte opløser Kvægsølvtveilte til Cyankvægsølv osv.

Cyan, $(CN)_2 = \overset{IV\ V}{CN}.\overset{V\ IV}{NC}$, faaes analogt med Ilt ved Opvarmning af Cyankvægsølv i en Retort: $HgCy_2 = Hg + Cy_2$. Det er en farveløs Luftart, hvis Lugt minder om bitre Mandler; det er meget giftigt, opløseligt i Vand (samles derfor over Kvægsølv) og brænder med rød Flamme til Kulsyre og Kvælstof: $C_2N_2 + 2O_2 = 2CO_2 + N_2$. Damptætheden er normal. Det forener sig ved højere Temperatur, dog ikke let, med Brint til Cyanbrinte og med flere Metaller til Cyanmetaller.

Cyanbrinte, CNH (Blaasyre), fremstilles ved at opvarme Ferrocyankalium med middelstærk Svovlsyre (1 Del koncentreret Syre + 2 Dele Vand) i en Retort. Herved faaes dog kun Halvdelen af Saltets Cyan i Form af Cyanbrinte, Resten bliver tilbage som et hvidt uopløseligt Dobbeltsalt, $KCy,FeCy_2$, idet:

$$4KCy,FeCy_2 + 3H_2SO_4 = 3HCy + KCy,FeCy_2 + 3KHSO_4.$$

Cyanbrinten udvikler sig luftformig, tørres over svagt opvarmet Chlorkalcium og fordraabes derpaa i en Kuldeblanding til en farveløs Vædske, som allerede koger ved 26°. Den har en kvælende Lugt, der minder om Bittermandelolie, og er det giftigste af alle bekjendte Legemer. Den er letopløselig i Vand og en meget svag Syre, som endog uddrives af Kulsyre. Saltene af Alkalimetallerne og af Baryumgruppen ere letopløselige, ligeledes Cyankvægsølv, men næsten alle andre ere uopløselige i

Vand. Derimod opløses de af Cyanalkalimetaller til ofte meget bestandige Dobbeltsalte. Af Saltene mærkes:

Cyankalium, KCy, der kan faaes ved at gløde Ferrocyankalium svagt uden Luftens Adgang, idet Ferrocyanidet, FeC_2N_2, da spaltes til Kvælstof, som gaaer bort, og Kulstofjern, som sætter sig til Bunds, saa at det klare smeltede Cyankalium kan hældes fra. Dette størkner ved Afkøling til en hvid Saltmasse, som lugter af Blaasyre, hvilken nemlig frigjøres af Luftens Kulsyre og Fugtighed: $2KCy + H_2O + CO_2 = 2HCy + K_2CO_3$. Cyankalium er letopløseligt i Vand og yderst giftigt. Det finder megen Anvendelse til galvanisk Forgyldning og Forsølvning (se Guld og Sølv).

Cyankalium er et vigtigt Reduktionsmiddel, idet det ved Smeltning med Metalilter optager deres Ilt og danner Kaliumcyanat, KCyO. Overfor Svovlmetaller forholder det sig paa analog Maade, og herved dannes da en analog Svovlforbindelse, Kaliumthiocyanat, KCyS (Rhodankalium), der danner farveløse, letopløselige Krystaller. Dette Salts Opløsning tjener som et fint Prøvemiddel paa Jerntveiltesalte, som dermed give en dybt rød Opløsning, idet f. Ex. $Fe_2Cl_6 + 6KCyS = 6KCl + Fe_2(CyS)_6$, og det dannede Jernrhodanid opløser sig i Vand med blodrød Farve.

Cyankvægsølv, $HgCy_2$, kan faaes ved at lede Cyanbrinte til i Vand udrørt Kvægsølvtveilte, som herved opløses til Cyankvægsølv, der udkrystalliserer ved Afdampning som farveløse, meget giftige Naale.

Cyansølv, Ag_2Cy_2, dannes som et hvidt, osteagtigt Bundfald ved at fælde Sølvnitrat med et Underskud af Cyankalium. Thi i Overskud danner Cyankalium med Cyansølv et meget letopløseligt Dobbeltsalt. Cyansølv ligner meget Chlorsølv og er som dette uopløseligt i Salpetersyre og opløseligt i Ammoniak.

Ferrocyankalium, $4KCy,FeCy_2, 3H_2O$ (gult Cyanjernkalium) fremstilles paa ovennævnte Maade og er en almindelig Handelsvare. Det danner store voxgule Krystaller, er letopløseligt, især i varmt Vand, og mærkelig nok ikke giftigt. Dets vandige Opløsning giver med Salte af tunge Metaller Bundfald af uopløselige Dobbeltsalte, i hvilke en Del af eller alt dets Kalium er ombyttet med en æqvivalent Mængde af det tunge Metal; f. Ex.

$$2ZnSO_4 + 4KCy,FeCy_2 = 2K_2SO_4 + 2ZnCy_2,FeCy_2 \text{ (hvidt).}$$

$$CuSO_4 + 4KCy,FeCy_2 = K_2SO_4 + \left.\begin{matrix}CuCy_2\\2KCy\end{matrix}\right\} FeCy_2 \text{ (mørkebrunt).}$$

$$\overset{II}{Fe}SO_4 + 4KCy,FeCy_2 = K_2SO_4 + \left.\begin{matrix}FeCy_2\\2KCy\end{matrix}\right\} FeCy_2 \text{ (hvidt, men bliver snart blaat i Luften).}$$

$$\overset{VI}{2Fe_2}Cl_6 + 3(4KCy,FeCy_2) = 12KCl + \overset{VI}{2Fe_2}Cy_6,3FeCy_2 \text{ (Berlinerblaat).}$$

Alle disse og mange lignende Bundfald ere uopløselige i Vand og kolde fortyndede Syrer.

Ferridcyankalium, $6KCy,Fe_2Cy_6$ (rødt Cyanjernkalium), dannes ved at lede Chlor til en Opløsning af Ferrocyankalium, indtil denne ikke længere fælder Jerntveiltesalte: $2(4KCy,FeCy_2) + Cl_2 = 2KCl + 6KCy,Fe_2Cy_6$. Ved Afdampning faaes Saltet da i lange, røde Prismer, som opløses i Vand med grønbrun Farve. Ogsaa dette Salt frembringer med de fleste Salte af tunge Metaller Bundfald, som ere tungtopløselige i Vand og fortyndede Syrer, idet de 6 At. Kalium i Ferridcyankalium ombyttes med en æqvivalent Mængde af det tunge Metal. Særlig mærkeligt er Saltets Forhold mod Jernsalte. Med Jerntveiltesalte giver det nemlig ikke Bundfald, med Jernforiltesalte derimod et mørkeblaat Bundfald, der ganske ligner det, Ferrocyankalium frembringer i Jerntveiltesalte.

Dannelsen af Berlinerblaat er det vigtigste Middel til Paavisning af Cyanbrinte. Sættes nemlig til en Opløsning af Blaasyre eller et Cyankalimetal først en Opløsning af Kali- eller Natronhydrat, derpaa en blandet Opløsning af et Jernforilte- og et Jerntveiltesalt og endelig fortyndet Saltsyre, saa udskilles Berlinerblaat, idet først f. Ex. $6KCy + FeCl_2 = 4KCy,FeCy_2 + 2KCl$, og dernæst det dannede Ferrocyankalium omsætter sig med Jerntveiltesaltet paa ovennævnte Maade.

Silicium. Si = 28,1.

Silicium (Kisel) er næst Ilt det mest udbredte af alle Grundstoffer. Det *forekommer* aldrig frit, men som Kiselsyreanhydrid, SiO_2, i mangehaande Former, som Kiselsyre og især i Form af talrige kiselsure Salte (Silikater), som danne Hovedmassen af den faste Jordskorpe.

Silicium *fremstilles* af Fluorsiliciumkalium, K_2SiF_6 (se nedenfor) ved Ophedning med Natrium eller med en Blanding af Zink og Natrium, hvorved alt Fluor forener sig med Kalium eller Natrium, medens Silicium frigjøres. I første Tilfælde faaes det som brunt Pulver (amorft Silicium), i sidste Tilfælde opløses Silicium i det smeltede Zink og udkrystalliserer ved langsom Afkøling i staalhaarde, sorte Regulæroktaedre eller grafitlignende Blade af Vf. 2,5, der ved Behandling med Syrer befries for Zink. Ved omtrent 1200° kan det smeltes og støbes.

Chemiske Egenskaber. Det amorfe Silicium brænder ved Ophedning i Luft til Kiselsyreanhydrid; det krystallinske forandres end ikke ved Hvidglødning i Ilt, men i Fluor tændes det allerede i Kulden og brænder med Glands til Fluorsilicium. Ogsaa med Chlor forener det sig under Ildfænomener, dog først ved Ophedning. Silicium angribes ikke af Syrer undtagen af en Blanding af Salpetersyre og Fluorbrinte, men opløses af varm Kalilud under Brintudvikling: $2KOH + Si + H_2O = K_2SiO_3 + 2H_2$. Med vandfri Chlorbrinte, Brombrinte eller Jodbrinte danner det ved Glødhede Siliciumchloroform, $SiHCl_3$ (en letflygtig farveløs Vædske, sml. S. 179 ø.) og analoge Forbindelser under Brintudvikling.

Silicium blev først fremstillet af Berzelius 1810.

Siliciumbrinte, SiH_4, kan faaes paa lignende Maade som Borbrinte, nemlig ved at gløde Fluorsiliciumnatrium med Magnium og behandle Produktet, som indeholder Siliciummagnium, med Saltsyre. Fremstillet paa denne Maade er Siliciumbrinten blandet med Brint og selvantændelig i Luften. Men ad anden Vej kan den faaes i ren Tilstand som en farveløs Luftart, der først tænder sig ved Fortynding eller Opvarmning, lader sig fordraabe og ved Glødhede sønderdeles til amorft Silicium og sit dobbelte Rumfang Brint, $SiH_4 = Si + 2H_2$.

Silicium danner kun et nøje bekjendt Ilte, Kiselsyreanhydrid, SiO_2, hvortil svarer flere ufuldstændig bekjendte Hydrater og talrige Salte, men man kjender en hel Række Forbindelser af Silicium, Brint og Ilt af indviklet og tildels omtvistet Sammensætning, der nærmest minde om forskjellige organiske Forbindelser.

Kiselsyreanhydrid og Kiselsyre.

Kiselsyreanhydrid, SiO_2, forekommer i Naturen som meget haarde, 6-sidede Prismer, tilspidsede af 6-sidede Pyramider (S. 67) og af Vf. 2,65. Det er snart farveløst og gjennemsigtigt (Bjergkrystal), snart gulbrunt af kulstofholdige Substanser (Røgtopas), snart violet af Mangantveilte

(Amethyst), snart mælkehvidt, rosenrødt, grønt, blaat og af mange andre Farver. Hyppig er det kun kornet krystallinsk eller djervt (Kvarts) og danner alene eller som Bestanddel af de vigtige Bjergarter Granit og Gneis hele Bjergmasser. Undertiden er det næppe krystallinsk som Jaspis, der findes i mange Varieteter, men altid er uigjennemsigtig og stærkt farvet, især af Jerntveilte. Hyppig findes det som løse Korn (Sand), hyppig som Korn, der ere forenede ved et Bindemiddel (Sandsten). Amorft forekommer det som Flint, der ofte er mere eller mindre mørk farvet af organisk Stof, og som Chalcedon, der hyppig optræder i Drypstensform og snart er lysegraa eller hvid, snart smuk farvet (Karneol, Chrysopras). Achat er en sædvanlig stribet Blanding af Chalcedon, Jaspis, Amethyst o. fl. Varieteter. Med et mindre, vexlende Vandindhold forekommer Kiselsyreanhrid som Kiselsinter og Opal i forskjellige Former, jævnlig med et broget Farvespil.

Kiselsyreanhydrid kan kun smelte i Knaldluftsflammen. Det er uopløseligt i Vand og Syrer undtagen Flussyre (se nedenfor). De amorfe Varieteter kunne opløses i kogende Kali- eller Natronlud, de krystallinske ikke. Men ved Smeltning med 3 til 4 Dele tørt Kalium- eller Natriumkarbonat danner alt Kiselsyreanhydrid Kalium- eller Natriumsilikater, der ere opløselige i Vand („Vandglas“): $Na_2CO_3 + SiO_2 = Na_2SiO_3 + CO_2$. Af disse Opløsninger kan selve Kiselsyren, H_4SiO_4, udskilles ved Tilsætning af Syrer som en farveløs Gelée, der efter Udvaskning er ret opløselig baade i Vand og Syrer. Tørres den, taber den Opløseligheden i Vand, men er, naar Varmen ikke har været meget over 100°, endnu opløselig i en kogende Opløsning af Natriumkarbonat, men ved Glødning gaaer den igjen over til uopløseligt Anhydrid, dog af en mindre Vf., nemlig 2,3. Denne ringere Vægtfylde viser ogsaa en naturlig Varietet af Anhydridet, og mange efter at være glødede, ja selv Bjergkrystal efter at være pulveriseret og glødet.

Kiselsyre, $H_4SiO_4 = (HO)_4.Si$ [?], findes opløst i de fleste naturlige Vande, sædvanlig dog i ringe Mængde, men i

enkelte hede Kilder ogsaa i større. Ved Vandets Fordampning udskilles den, undertiden som krystallinsk Anhydrid. Af de naturlige Vande optage Planterne Kiselsyre. Hylstrene af visse encellede Alger (Diatomaceer) bestaa af Kiselsyre og optræde i saa stor Mængde, at de danne hele Jordlag (Molér, Polerskifer, Infusoriejord). Padderokker indeholde ligeledes megen Kiselsyre. Det samme er, om end i ringere Grad, Tilfældet med Græsarterne. I Bambusrørets Hulheder kan det udskilles i opalagtige Masser. Imidlertid kan den for de højere Planter i det højeste kaldes en nyttig, men ingenlunde nogen nødvendig Bestanddel. Mais, Hvede og Byg trives i enhver Henseende ligesaa godt, naar de afskjæres fra ethvert Spor af Kiselsyre, som under almindelige Forhold. Fra Planterne gaaer den over i Dyrene; Asken af frøædende Fugles Fjer indeholder saaledes Kiselsyre.

Geléeagtig Kiselsyre dannes af Fluorsilicium eller Chlorsilicium ved Sønderdeling med Vand, eller af mange naturlige Silikater ved Sønderdeling med Syrer eller, som ovenfor nævnt, ved at sætte fortyndet Saltsyre til en Vandglasopløsning. Især i sidste Tilfælde kan dog ved Fortynding al Kiselsyre forblive opløst. Bringes denne Opløsning i en Dialysator (S. 78), saa diffundere Saltsyre og Chlornatrium bort, saa at man tilsidst faaer en vandig Opløsning af Kiselsyre tilbage. Denne kan ved passende Inddampning koncentreres, indtil den indeholder 14 Proc. Kiselsyre. Den reagerer svagt surt, er uden Smag og stivner geléeagtig ved Henstand, desto hurtigere, jo mere koncentreret den er, og meget let ved Tilsætning af et Spor af kulsure Alkalier. Men hverken ved Fordampning i Vacuum eller paa anden Maade faaes Kiselsyre som et konstant Hydrat. De naturlige eller konstigt fremstillede Salte afledes af forskjellige Hydrater. Nogle af de vigtigste af disse ere:

$H_2SiO_3 = H_2O,SiO_2$ (Ex. Wollastonit, $CaSiO_3$; Kryst. Natriumsilikat, Na_2SiO_3,nH_2O).

$H_4SiO_4 = 2H_2O,SiO_2$ (Ex. Olivin, Mg_2SiO_4; Zirkon, $\overset{IV}{Zr}SiO_4$: Granat, $\overset{II}{R_3}\overset{VI}{R_2}(SiO_4)_3$.

$H_6SiO_5 = 3H_2O,SiO_2$ (Ex. Andalusit, $\overset{VI}{Al_2}.SiO_5$).

$H_6Si_2O_7 = 3H_2O,2SiO_2$ (Ex. Serpentin $Mg_3.Si_2O_7,2H_2O$).

$H_4Si_3O_8 = 2H_2O,3SiO_2$ (Ex. Orthoklas, $K_2\overset{VI}{Al_2}(Si_3O_8)_2$.

Kun de Silikater, som alene indeholde Alkalimetaller, ere opløselige i Vand, alle andre ere næsten eller ganske uopløselige. Til de uopløselige høre næsten alle naturlige kiselsure Salte, samt de vigtige kunstigt fremstillede Blandinger af Silikater (Glas; allehaande Lervarer; Slagger). De opløselige sønderdeles let af Syrer, selv af Kulsyre; af de uopløselige sønderdeles nogle allerede ved Kogning med Saltsyre, andre dekomponeres først saaledes efter at have været glødede. De fleste sønderdeles derimod først efter Smeltning med Natriumkarbonat eller lignende Behandlinger, eller ved Opvarmning med Flussyre, hvorved Silicium gaaer bort i Form af Fluorsilicium.

Siliciumchlorid, $SiCl_4$, kan dannes ved Ophedning af Silicium i tørt Chlor, men fremstilles sædvanlig ved at lede tørt Chlor over en Blanding af amorft Kiselsyreanhydrid og Kul ved stærk Glødhede: $SiO_2 + 2C + 2Cl_2 = SiCl_4 + 2CO$. Sml. S. 40. Det dannede Chlorsilicium fordamper og fortættes i en Kuldeblanding. Det er i ren Tilstand en farveløs Vædske, som koger ved 59° og ryger stærkt i Luften, idet Dampene sønderdeles af Luftens Fugtighed. $SiCl_4 + 4H_2O = 4HCl + Si(OH)_4$. Af Vand sønderdeles det under stærk Varmeudvikling paa samme Maade (sml. ovenfor).

Siliciumfluorid, SiF_4, faaes ved Opvarmning af Glaspulver eller fintrevet Sand med Flusspat og koncentreret Svovlsyre i en Kolbe: $SiO_2 + 2CaF_2 + 2H_2SO_4 = SiF_4 + 2CaSO_4 + 2H_2O$. Det er en farveløs Luftart, der maa samles over Kvægsølv, da den øjeblikkelig sønderdeles af Vand. Ved Fremstillingen maa derfor anvendes

et Overskud af Svovlsyre for at binde det ved Dannelsesprocessen opstaaende Vand. Siliciumfluorid kan fordraabes ved lav Temperatur og højt Tryk. Ledes den i Vand udskilles geléeagtig Kiselsyre under samtidig Dannelse af:

Fluorsiliciumbrinte, $H_2SiF_6 = 2HF,SiF_4$ (Kiselflussyre), idet $3SiF_4 + 4H_2O = 2H_2SiF_6 + H_4SiO_4$. Fluorsiliciumbrinten opløses af Vandet og skilles fra Kiselsyren ved Filtrering. Den opstaaer ligeledes ved at opløse Kiselsyre eller Kiselsyreanhydrid eller Silikater i Fluorbrinte, og paa dens Dannelse beroer det, at Glas og Porcellæn ædses af Flussyre (S. 105). Ledes Fluorsilicium i koncentreret Flussyre, dannes Forbindelsen ligeledes ($2HF + SiF_4 = H_2SiF_6$) og kan da faaes i farveløse Krystaller med 2 Mol. Krystalvand. Den vandige Opløsning angriber ikke Glas, men ved Afdampning i Glaskar afgiver den ved en vis Koncentration Fluorsilicium, og Glasset angribes da af Fluorbrinten. Derimod kan den geléeagtige Blanding af Kiselsyre og Fluorsiliciumbrinte, som faaes ved Syrens Dannelse, afdampes uden at angribe Glas, idet $2H_2SiF_6 + H_4SiO_4 = 3SiF_4 + 4H_2O$. Fluorsiliciumbrinte er en stærk 2-basisk Syre, som danner talrige, i Reglen letopløselige og velkrystalliserede Salte (Fluorsilikater), der ere isomorfe med de tilsvarende Salte af Fluortinbrinte og Chlortinbrinte (S. 198) samt af Brintplatinchlorid o. fl. Kaliumsaltet, $2KF,SiF_4$, er tungtopløseligt og næsten geléeagtigt, men kan dog ved Afdampning faaes krystallinsk og er da isomorft med det analoge Ammoniumsalt (Tærninger og Regulæroktaedre). Baryumsaltet er krystallinsk og næsten uopløseligt. Fluorsilikaterne af Magniumgruppens Metaller (S. 20) krystallisere i Rhomboedre og indeholde 6 Mol. Krystalvand.

Siliciumkvælstof er kun ufuldstændig bekjendt; det kan dannes direkte (sml. S. 35) og ligner i sine almindelige Forhold Borkvælstof (S. 173).

Tin. Sn = 118,1.

Tin *forekommer* ikke gedigent og næsten kun som Tinsyreanhydrid, SnO_2 (Tinsten), især i Cornwall, paa Malacca og de nærliggende Øer Banka og Billiton, i Ny-Syd-Wales og Tasmanien.

Til *Fremstilling* ristes Malmen, hvorved tilstedeværende Svovl og Arsenik gaa bort som Svovlsyrling og Arsensyrlinganhydrid, hvilket sidste herved vindes i stor Mængde (sml. S. 160). Dernæst slemmes Urenhederne fra den vægtfyldige Tinsten, som reduceres med Kul, sædvanlig i Flammeovne. Ved delvis Smeltning af Raatinnet flyder det letmeltelige Tin fra de tungere smeltelige Urenheder. Ogsaa kan man ilte Raatinnet ganske ufuldstændigt, hvorved især de fremmede Metaller iltes. Det reneste Handelstin er Bankatin. — I ren Tilstand faaes Tin ved Reduktion af konstigt fremstillet rent Tinsyreanhydrid med Kul.

Fysiske Egenskaber. Tin er næsten sølvhvidt, blødt og strækkeligt (Stanniol, Tinfolie, uægte Bladsølv); men ved 200° bliver det saa sprødt, at det kan pulveriseres. Ved 230° smelter det, og ved Hvidglødhede koger det. Ved Smeltning og Størkning og paa flere andre Maader faaes det let i tetragonale Krystaller. En Tinstang knager ved Bøjning, idet Krystallerne forskydes. Ved Behandling af fortinnede Gjenstande med svage Syrer blottes Tinnets Krystallisation (Moiré metallique). Tins Vf. er 7,29.

Chemiske Egenskaber. Tin holder sig godt i Luften ved almindelig Temperatur, men overtrækkes ved Smeltning med en graa Hud og ilter sig da ved Omrøring til graa „Tinaske", en Blanding af Tin og Tinsyreanhydrid. Ved Hvidglødhede brænder det med hvid Flamme til hvidt Tinsyreanhydrid. Ogsaa med Chlor, Brom, Jod og Svovl forener det sig under Ildfænomener. I Saltsyre opløses det ved Opvarmning under Brintudvikling til Tinforchlorid, $SnCl_2$; af varm og stærk Svovlsyre under Svovlsyrlingudvikling til svovlsurt Tinforilte, $Sn^{II}SO_4$. Af varm Salpetersyre opløses det ikke, men omdannes til uopløselig

Metatinsyre (se nedenfor); af Kongevand opløses det til en saltsur Opløsning af Tinsyre.

Tin danner vigtige Legeringer med flere Metaller, især med Kobber (Bronze), Bly og Antimon (se disse Stoffer). Tinamalgam anvendes til Spejlbelægning og dannes hertil paa Glasset af Tinfolie og Kvægsølv. Desuden finder Tin stor Anvendelse til Fortinning. Hvidblik fortinnes ved Neddypning af Smedejernsplader i smeltet Tin, Kobber ved Opvarmning af Gjenstanden over Tinnets Smeltepunkt og Udgnidning af smeltet Tin derpaa under samtidig Anvendelse af Harpix eller andre reducerende Stoffer for at hindre Iltning.

Tin maa have været kjendt meget tidlig (Bronzealderen).

Tin optræder baade tetravalent og divalent. I første Tilfælde har det Charakter af et Metalloid, i sidste derimod af et Metal (sml. S. 21).

Forbindelser af tetravalent Tin (Stannidforbindelser).

Tinsyre, $H_4SnO_4 = (HO)_4.\overset{IV}{Sn}$, kjendes i to Modifikationer, Tinsyre (a-Tinsyre) og Metatinsyre (b-Tinsyre), som begge i lufttør Tilstand have den angivne Sammensætning, men ved Tørring i tørt Vacuum tabe 1 Mol. Vand. Ved Glødning danne de begge:

Tinsyreanhydrid, SnO_2 (Tintveilte, Tindioxyd). Dette forekommer som ovenfor nævnt i Naturen som Tinsten i tetragonale Krystaller. Det konstigt fremstillede er et hvidt eller gulligt Pulver, der bliver brunligt ved Opvarmning og ikke opløser sig i Syrer, kun højst ufuldstændigt ved Smeltning med kulsure Alkalier, men fuldstændigt ved Smeltning med Alkalihydrater, hvorved dannes opløselige tinsure Alkalier.

Tinsyre (a-Tinsyre) faaes ved at opløse Tinchlorid i Vand ($SnCl_4 + 4H_2O = Sn(OH)_4 + 4HCl$) og mætte den frie Saltsyre med Kalciumkarbonat i Underskud, eller ved at fælde et opløst tinsurt Alkali med Underskud af en fortyndet Syre. I begge Tilfælde udskilles Tinsyren som et

hvidt, fyldigt Bundfald. Den gaaer efterhaanden (selv under Vand) og især ved Tørring i Varme over til Metatinsyre. Af dens Salte (Stannater) mærkes Natriumstannat, $Na_2SnO_3, 3H_2O$, der dannes ved Smeltning af Tinsyreanhydrid med Natriumhydroxyd, krystalliserer af den vandige Opløsning, og under Navnet „Præparersalt" finder Anvendelse i Farveriet. Tinsyre forholder sig ogsaa som en svag Base. Den opløser sig i Kulden baade i Saltsyre, Svovlsyre og Salpetersyre, men gaaer i disse Opløsninger dog snart over til Metatinsyre.

Metatinsyre (b-Tinsyre) faaes som et hvidt, uopløseligt Pulver ved Behandling af Tin med varm middelstærk Salpetersyre. Den danner Salte, som ere forskjellige fra Tinsyrens. Den opløser sig vanskeligt i Syrer, slet ikke i Salpetersyre. Behandles den med kold stærk Saltsyre, forener den sig dermed, men opløses ikke, før Saltsyren frahældes, og der tilsættes Vand. Denne Opløsning koagulerer dog ved Kogning, selv i temmelig fortyndet Tilstand. Koges Metatinsyre med et stort Overskud af stærk Saltsyre, opløses den i Form af Tinsyre.

Tinsulfid, SnS_2 (Tintvesulfid, Musivguld) fremstilles sædvanlig ved at ophede Tinalmalgam med Salmiak og Svovl i en Kolbe. Det antages, at herved Salmiak og Kvægsølv ved deres Fordampning binde saa megen Varme, at Tintvesulfidets Sønderdeling til Tinforsulfid og Svovl forhindres. Størstedelen af det af guldglindsende, bløde Krystalskæl bestaaende Musivguld forbliver paa Bunden af Kolben. Ved Glødning spaltes det under delvis Sublimation til Tinforsulfid og Svovl. Det angribes ikke af Saltsyre, men opløses af Kongevand til Svovlsyre og saltsurt Tintveilte.

I saltsure Opløsninger af Tinsyre frembringer Svovlbrinte et gult Bundfald, der sandsynligvis bestaaer af en Blanding af Sulfotinsyre, H_2SnS_3, og Tinsyre. Det opløses af varm Saltsyre under Sønderdeling. I Svovlalkalimetaller opløses det til Sulfostannater f. Ex. Na_2SnS_3, af hvilke fortyndede Syrer fælde Sulfotinsyren, H_2SnS_3, som et gult, fyldigt Bundfald.

Tinchlorid, $SnCl_4$ (Tintvechlorid, Tintetrachlorid), fremstilles let, naar man i en Retort opvarmer Tin i en tør Chlorstrøm, som en farveløs Vædske, der ryger stærkt i Luften, idet det forener sig med dennes Fugtighed, og koger ved 113°. Det opløser sig i Vand under betydelig Varmeudvikling og stærk Syden til en Opløsning af a-Tinsyre i Saltsyre. Med mindre Vandmængder krystalliserer Tinchlorid i flere Forhold. En af disse Forbindelser, $SnCl_4, 5H_2O$, anvendes meget i Farveriet. Opløses Tinchlorid i saamegen koncentreret Saltsyre, at denne indeholder 6 Mol. Vand paa 1 Mol. Tinchlorid, og tilledes derpaa tør Chlorbrinte, saa krystalliserer ved Afkøling det hele som **Brinttinchlorid**, $2HCl, SnCl_4, 6H_2O$, i brede farveløse Krystalblade, der smelte meget let. Til denne Dobbeltsyre svarer en hel Række Salte, som ere isomorfe med de analoge Salte af Fluorsiliciumbrinte, Brinttinfluorid (der indeholdes i en Opløsning af a-Tinsyre i Flussyre), Brintplatinchlorid og flere analoge Dobbeltsyrer. Saltene af Brinttinchlorid (Chlorostannater) fremstilles i Reglen ved at opløse Tinchlorid i Vand eller Saltsyre og tilsætte det andet Chlormetal i den beregnede Mængde. De fleste ere meget letopløselige, endog henflydende. Ammoniumsaltet, $2NH_4Cl, SnCl_4$, krystalliserer i Oktaedre (sml. S. 194) og benyttes under Navnet „Pinksalt" noget i Farveriet.

Fosfortin, $Sn_{18}P_2$, faaes ved Sammensmeltning af Bestanddelene som en krystallinsk Masse, der ligner Zink og anvendes til Fosforbronze (se Kobber).

Forbindelser af divalent Tin (Stannoforbindelser).

Udgangspunktet for Fremstilling af disse Forbinder er **Tinchlorure**, $SnCl_2, 2H_2O$ (Tinforchlorid), der faaes ved Opløsning af Tin i varm, stærk Saltsyre, Afdampning og Afkøling som store farveløse Krystaller (Farvernes „Tinsalt"), der ved Ophedning uden Luftens Adgang afgive Krystalvandet. Den vandfrie Forbindelse kan ogsaa faaes

ved Ophedning af Tin i tør Chlorbrinte. Den danner en farveløs, fedtglinsende, halvgjennemsigtig Masse. Tinchlorure er letopløseligt i en mindre Mængde luftfrit Vand. Ved mere Vand bliver den uklar, idet Tinchloruret dissocieres til Tinoxychlorure og Saltsyre: $SnCl_2 + H_2O = Sn(OH)Cl + HCl$. Men ogsaa den klare Opløsning bliver snart uklar, idet den let tiltrækker Ilt af Luften: $2SnCl_2 + O_2 + 2H_2O = SnCl_4 + Sn(OH)_4$. For at holde den ren og klar tilsætter man derfor lidt Saltsyre og metallisk Tin. Denne store Tilbøjelighed til at gaa over til Forbindelser af det tetravalente Tin gjør Tinchlorure til et overordentligt kraftigt Reduktionsmiddel. Saaledes reducerer det Kvægsølvtvechlorid til Kvægsølvforchlorid: $2HgCl_2 + SnCl_2 = Hg_2Cl_2 + SnCl_4$, ja endog til metallisk Kvægsølv: $HgCl_2 + SnCl_2 = Hg + SnCl_4$; Kobbertvechlorid til Kobberforchlorid; Guldchlorid til metallisk Guld osv. Af Opløsningen udskiller Zink metallisk Tin i smukke Krystalblade.

Tinforilte, SnO, kan faaes ved Sammensmeltning af Tinchlorure med krystalliseret Soda i en Skaal, indtil Blandingen er bleven sort ($SnCl_2 + Na_2CO_3 = 2NaCl + SnO + CO_2$), eller ved at opvarme det udvaskede Hydrat med Vand og lidt Eddikesyre eller Saltsyre, eller ved at koge en Opløsning af Tinforiltehydrat i Kali eller Natronlud. Paa sidste Maade faaes det som et sort Krystalpulver, paa de førstnævnte som et blaasort Pulver. I tør Tilstand brænder det ved Opvarmning i Luften som Tønder til Tinsyreanhydrid.

Tinforiltehydrat, $Sn(OH_2)$, fremstilles ved at fælde en Opløsning af Tinchlorure med Ammoniak eller Natriumkarbonat, i sidste Tilfælde under Udvikling af Kulsyre, idet det strax dannede kulsure Salt øjeblikkelig spaltes. Tinforiltehydrat danner et hvidt, fyldigt Bundfald, som i Luften meget let ilter sig til Tinsyre, og som er opløseligt i Kali- eller Natronlud, men ikke i Ammoniak eller Natriumkarbonat.

Tinsulfure, SnS (Tinforsulfid), faaes let ved Sammen-

smeltning af Bestanddelene, som en blygraa, krystallinsk Masse. I vandholdig Tilstand fældes det ved Svovlbrinte af en svagt sur Opløsning af Tinchlorure som et sortebrunt Bundfald, der ikke opløses af farveløse, men let ved Opvarmning med gule (svovlholdige) Svovlalkalimetaller til Sulfostannater f. Ex. $SnS + (NH_4)_2S + S = (NH_4)_2SnS_3$. Af disse Opløsninger udskille fortyndede Syrer derfor gul Sulfotinsyre (S. 197 n.).

Om nogle sjældnere Grundstoffer.

I nær Forbindelse med Svovl-, Kvælstof- og Siliciumgruppen staa ved forskjellige fysisk-chemiske Forhold nogle sjældne Grundstoffer, der dog i flere Henseender danne en Overgang imellem Metalloider og Metaller. Saaledes slutte sig

til Svovlgruppen:
Chrom, Molybdæn, Wolfram og Uran;
til Kvælstofgruppen:
Vanadin, Niob og Tantal;
til Siliciumgruppen:
Titan, Zirkonium, og Thorium.

Sidstnævnte Gruppe knyttes ogsaa ved en Række fremtrædende Isomorfier mellem Fluorsilikater, Fluorstannater, Chlorostannater og Chloroplatinater til Platinmetallerne, men disse sidste danne dog en i saa mange Henseender afsluttet Gruppe, at de bedst omtales for sig.

At disse sjældne Grundstoffer staa i nært Forhold til de nævnte Metalloidgrupper viser sig allerede ved, at deres Atomtal danne lignende parallele Rækker som hines. Saaledes har man:

S 32,1	Cr 52,3	Se 79,1	Mo 95,9	Te 125,2	W 184	U 239
P 31	V 51,2	As 75	Nb 94,2	Sb 120,3	Ta 182	
Si 28,1	Ti 48,1	Ge 72,3	Zr 90,7	Sn 118,1		Th 232,5

Chrom vil blive omtalt under Metallerne, men i Form af Chromsyre og chromsure Salte slutter det sig til Svovl ved talrige Isomorfier og andre Analogier (sml. ogsaa S. 22). Til Chrom frembyder især Molybdæn mange Tilknytningspunkter,

medens Wolfram igjen slutter sig nær til Molybdæn. *Molybdæn* forekommer især som Molybdænglands, MoS_2, og Wulfenit, $PbMoO_4$. Den første iltes ved Ristning til Molybdænsyreanhydrid, MoO_3, hvis Opløsning i Ammoniak giver det som Reagens paa Fosforsyre (S. 156) saa vigtige molybdænsure Ammoniak. — *Wolfram* findes især som Wolframit, $(Fe,Mn)WO_4$, en Blanding af wolframsurt Jern- og Manganforilte, og som Tungsten, $CaWO_4$, men ogsaa som det med Wulfenit isomorfe wolframsure Blyilte. Af Wolframit faaes ved Reduktion med Kul en Legering af Wolfram, Jern og Mangan, der bruges som Tilsætning til Støbestaal og gjør det meget haardt (Wolframstaal). Et wolframsurt Natron, som faaes ved Smeltning af Wolframit med Natriumkarbonat og Udtrækning med Vand, danner store Krystaller, hvis Opløsning anvendes til at gjøre Tøjer og andre brandfarlige Gjenstande mindre letantændelige. — Ogsaa *Uran,* hvis Atomtal er det højeste af alle bekjendte Grundstoffers, frembyder ikke faa Analogier især med Chrom. Det findes hyppigst som Begblende, U_3O_8. Ved Iltning med Salpetersyre giver denne Urantrioxyd, UO_3, som baade har Charakter af Syre- og Baseanhydrid. Mange af dettes Salte fluorescere, og det anvendes især til at meddele Glas en smuk gulgrøn Fluorescens.

Af de sjældne Stoffer, der slutte sig til Kvælstofgruppen, forekommer *Vanadin* i smaa Mængder i flere Jernmalme og som enkelte vanadinsure Salte, af hvilke Vanadinit, $3Pb_3V_2O_8,PbCl_2$, er isomorf med Apatit (se S. 104 og ved Kalcium), Pyromorfit og Mimetesit (se Bly). Svagere Analogier med Kvælstofgruppen frembyde de meget sjældne metallignende Grundstoffer *Niob* og *Tantal*, der især forekomme som Tantalit, væsentlig $FeTa_2O_6$ (Ferrotantalat), og Kolumbit, væsentlig $xFeTa_2O_6,yFeNb_2O_6$ (den grønlandske er næsten tantalfri).

Af de sjældnere Stoffer, som slutte sig til Siliciumgruppen, frembyder særlig *Titan* mange Analogier med Tin. Det forekommer især som Rutil, TiO_2 (Titansyreanhydrid), og som flere titansure Salte. Rutil er isomorf med Tinsten, og den tilsvarende Titansyre kjendes ligesom Tinsyre i to forskjellige Modifikationer. Titanchlorid, $TiCl_4$, er ligesom Tinchlorid en flygtig, farveløs Vædske. Titan danner ligesom Silicium, Germanium og Tin en Dobbeltsyre, Brinttitanfluorid, $2HF,TiF_4$, hvis Salte for største Delen ere isomorfe med de tilsvarende Fluorsilikater osv. — Noget fjernere Tin staar *Zirkonium;* det forekommer især som Zirkon, $\overset{IV}{Zr}\overset{IV}{Si}O_4$, der er isomorf med Tinsten og findes i flere Varieteter, af hvilke den smukke brunrøde Hyacinth (Ceylon) benyttes som Ædelsten. Ogsaa Zirkoniumdioxyd, ZrO_2,

selv er isomorft med Tinsten, men af Fluorzirkonaterne er det dog kun enkelte, som ere isomorfe med de tilsvarende Fluorstannater — Endnu fjernere fra de første Led i Gruppen viser *Thorium* sig, der forekommer meget sjældent f. Ex. i Thorit, $^{IV}Th.SiO_4$, som skal være isomorf med Zirkon. I flere af sine Forbindelser ligner det dog de øvrige Grundstoffer af denne Gruppe; Dioxydet optræder baade som Syre- og Baseanhydrid, dog overvejende med sidstnævnte Charakter: man kjender ogsaa Fluorthorater, afledede af en Syre $2HF,ThF_4$, men Isomorfier mellem dem og Fluorsilikater osv. ere ikke bekjendte.

METALLERNE.

Metallerne danne en saavel i fysiske som i chemiske Forhold langt bedre afsluttet Gruppe end Metalloiderne. Allerede S. 1 og 2 ere deres mest fremtrædende fysiske Egenskaber antydede. Vi skulle her betragte disse noget nøjere, før vi skride til Fremstillingen af Metallernes Chemi.

Metallernes fysiske Egenskaber.

Metallerne ere, alene med Undtagelse af Kvægsølv, faste Legemer ved almindelig Temperatur. Men da homogene Blandinger ofte have et lavere Smeltepunkt end Bestanddelene (S. 75), kunne letsmeltelige Metaller undertiden danne flydende Legeringer. Saaledes er en Legering af lige Atomer Kalium og Natrium flydende over 8° og ligner ganske Kvægsølv i Udseende. Metallerne ere uigjennemsigtige; dog lade ganske tynde Blade af Kobber og Guld grønt eller blaat, ganske tynde Blade af Sølv violet Lys gaa igjennem sig. Farven er i Reglen hvid, dog ofte med et graaligt Skær som hos Jern, Platin, eller med et blaaligt som hos Zink, Bly; sjældnere ere de gule som Kalcium, Strontium, Baryum og især Guld; Kobber er rødt. Glandsen er den meget charakteristiske Metalglands, som dog kun viser sig, naar Metallerne ere i sammenhængende Stykker. Udskilte hurtigt af deres Opløsninger, danne mange Metaller graa, brunlige eller sorte,

uanseelige Pulvere, som først ved at gnides med et blankt, haardt Legeme antage Metalglands.

De fleste Metaller kunne krystallisere, dels ved Smeltning og langsom Størkning (S. 59), dels naar de udskilles af fortyndede Opløsninger af deres Salte ved et andet, mere elektropositivt Metal. I sidstnævnte Henseende kan det erindres, at i Rækken: Zink, Thallium, Jern, Kadmium, Bly, (Tin), Kobber, (Vismut), Kvægsølv, Sølv, Guld, Platin, udskilles ethvert af de nævnte Metaller ved de foregaaende og udskiller selv de efterfølgende. Kun Jern udskilles ikke af Zink eller Thallium. De fleste Metaller krystallisere regulært, og sædvanlig i Tærninger eller Oktaedre; Zink og Magnium ere hexagonale, Natrium og Kalium angives at krystallisere tetragonalt. Platinmetallerne synes at være dimorfe, idet deres Legeringer krystallisere regulært ved fremherskende Platin og Jern, hvorimod de i Form af Osmiumiridium ere hexagonale.

Metallernes Haardhed er meget forskjellig. Kalium, Natrium, Indium, Thallium, Bly o. fl. modtage dybe Indtryk allerede af Neglen, Sølv, Guld, Kobber, Kadmium, Platin, Palladium ridses af Kalkspat, Jern, Nikkel, Kobolt og Zink ridse Kalkspat, men ridses af Glas, Chrom ridser Glas, og Mangan kan endog skære Glas ligesom en Diamant.

Af stor Betydning for Metallernes Anvendelighed som saadanne er deres Smidighed, Strækkelighed og Styrke. Ved Smidighed forstaaes den Lethed, hvormed de lade sig udhamre eller udvalse til tynde Blade, ved Strækkelighed den Lethed, hvormed de lade sig trække til tynde Traade. For nogle vigtigere Metaller aftager Smidigheden i følgende Orden:

Au, Ag, Al, Cu, Sn, Pt, Pb, Zn, Fe;

Strækkeligheden derimod i følgende:

Au, Ag, Pt, Al, Fe, Cu, Zn, Sn, Pb.

Styrken maales ved den Vægt, der maa hænges paa en Metaltraad af bekjendt Gjennemsnit, for at den skal briste.

Den aftager sædvanlig med tiltagende Temperatur. Den vil altid kunne udtrykkes som en Sum af to Størrelser, hvoraf den ene forholder sig som Traadens Gjennemsnitsflade, altsaa som Diameterens Kvadrat, den anden som Traadens Omkreds, altsaa som Diameteren selv, idet Overfladen af Traaden ved at passere Trækkestaalets Aabninger faaer en større Styrke. Altsaa er Traadens absolute Styrke =

$$ad^2 + bd,$$

hvor d er Traadens Diameter, a og b Konstanter for hvert Metal eller Legering. Er d udtrykt i Millimeter, a og b i Kilogram, har man f. Ex. fundet

	a	b
for 14 Karats Guld	62,5	11,5
- Staal	50	21
- Messing	43	8
- Kobber	27,5	7,5
- Platin	17,5	9,5
- Sølv	19	7,5
- Guld	14,5	5
- Zink	10	1,75
- Bly	c. 1,5	0

Baade Haardheden, Smidigheden, Strækkeligheden og Styrken ere ofte i høj Grad afhængige af smaa Indblandinger. Smaa Mængder af Kulstof forandre Jernets Egenskaber stærkt (se Jern). Ved et Indhold af 0,05 Procent Bly bliver Guld saa skørt, at en Stang af en Tommes Tykkelse springer for et let Hammerslag, ved et Indhold af 0,15 Proc. Silicium saa blødt, at en Strimmel deraf bøjer sig ved sin egen Vægt. Ikke sjældent har en ringe Mængde Metalilte en meget skadelig Indflydelse. Saaledes kan Nikkel, som indeholder et Spor af Ilte, ikke valses eller svejses, men ved Tilsætning af 0,05 Proc. Magnium faaer det disse værdifulde Egenskaber, idet Nikkeliltet reduceres. Bronze taber ved et ringe Indhold af Tinsyre meget i Styrke og Spændighed; men naar Tinsyren reduceres ved et Spor af Fosfor, som gjerne anvendes i Form af Fosfortin (S. 198), faaer Bronzen igjen sine oprindelige

Egenskaber. Temperaturen har ligeledes stor Indflydelse. Jern er saaledes smidigst i Hvidglødhede; Zink er ved sædvanlig Temperatur sprødt; mellem 100—150° lader det sig udvalse til Zinkblik, men ved 205° bliver det igjen saa sprødt, at det kan pulveriseres i en Morter. Ved Hamring, Valsning og Trækning blive Metallerne haardere, tættere, spændigere og sprødere, men ved Udglødning antage de igjen deres sædvanlige Egenskaber. Paa den Forandring, Metallerne kunne lide ved Bearbejdelse, er Smedejern et Exempel. Ved Hamring, Valsning o. l. forene de smaa Krystaller, hvoraf det bestaaer, sig til traadede Aggregater, og herpaa beroer Jernets store Styrke; men ved Rystninger eller Varme løsne de enkelte Smaakrystaller sig efterhaanden fra hinanden: Strukturen bliver kornet, og Jernet skørt.

Metallernes Smeltepunkter ligge kun undtagelsesvis ved Temperaturer, der kunne bestemmes med Sikkerhed. Kun Kvægsølv smelter ved −40°, Cæsium, Gallium, Rubidium, Kalium og Natrium mellem 25 og 100°, Indium, Lithium, (Tin), Thallium, Kadmium og Bly mellem 170° og Kvægsølvets Kogepunkt (357°). Det samme gjælder i endnu højere Grad om Metallernes Kogepunkter. Med Undtagelse af Kvægsølv koge selv de lettest flygtige Metaller (Kalium, Kadmium, Natrium, Zink og Magnium) først i Rødglødhede og derover. Det er derfor ikke sjældent at træffe Angivelser af ganske almindelige Metallers Smelte- og Kogepunkter, der variere flere Hundrede Grader. Angivelserne i den specielle Del maa derfor især for Temperaturer over Kvægsølvets Kogepunkt kun betragtes som omtrentlige. De fleste Metaller gaa ved Smeltning umiddelbart over fra fast til flydende Form; men nogle enkelte, især Jern, Platin og Nikkel, antage, før de begynde at smelte, en Mellemtilstand, hvori deres Smaadele ere let forskydelige. De have derfor den i praktisk Henseende vigtige Egenskab, i Nærheden af deres Smeltepunkt at kunne svejses, o: to Stykker kunne alene ved Hamring forenes til et.

Metallernes Vægtfylde er meget forskjellig. Den mindste Vægtfylde (0,59) viser Lithium, den højeste (22,48) Osmium. Mellem disse to Yderled fordele Vægtfylderne sig nogenlunde regelmæssig; kun mellem Kvægsølvets Vf. (13,6) og Uranets (18,7) findes ingen Vægtfylder repræsenterede. I den specielle Del ville Vægtfylderne i Reglen kun findes angivne med 1 Decimal; thi Metallernes Vf. varierer en Del efter Behandlingsmaaden: i hamret Tilstand have de en kjendelig større Vægtfylde end i støbt eller udglødet, og selv i støbt Tilstand have de en større Vf., naar Støbningen er sket under Tryk (som ved Kanonstøbning) end ellers.

De Metaller, hvis Vægtfylde ligger under 5, har man kaldet lette Metaller, de, hvis Vf. ligger over 5, tunge Metaller. Men da i den nyere Tid Vf. af flere Metaller, som ellers have mest Lighed med de lette Metaller, har vist sig at ligge ikke lidet over 5, vil det være rigtigere at lade Vægtfylden 7 danne Grændsen, saa at alle Metaller, hvis Vf. er mindre end Zinkets, henregnes til de lette. Herved vil ogsaa et andet, i chemisk Henseende vigtigere Skjelnemærke kunne knyttes til denne Betegnelse, idet de lette Metaller da tillige ville være dem, der ere mere elektropositive end Zink. I den galvaniske Spændingsrække ordne Metallerne sig nemlig, saavidt bekjendt, saaledes:

+		
Cæsium	Didym	(Tin)
Rubidium	Lanthan	Kobber
Kalium	Cerium	(Vismut)
Natrium	< Zink >	Kvægsølv
Lithium	Thallium	Sølv
Kalcium	Jern	Guld
Strontium	Kadmium	Platin
Magnium	Bly	÷

Glødende Metaldampe vise et Spektrum, som er meget forskjelligt fra det, glødende faste Legemer vise. Medens det sidste er uafbrudt og altsaa indeholder alle Arter af Lys, er det første afbrudt og viser kun flere eller færre

lyse Linier (sml. S. 93). Flere Metaller fordampe allerede som saadanne, naar man bringer letflygtige eller ubestandige Forbindelser af dem, f. Ex. Chlorider, Nitrater eller Chlorater ind i den Bunsen'ske Flamme. Dette er især Tilfældet med Alkalimetallerne (S. 212), med Kalcium, Strontium, Baryum, Indium, Thallium og Kobber. Er et enkelt af disse Metaller tilstede, farves Flammen i Reglen paa en saadan Maade, at Metallets Nærværelse røber sig allerede for det blotte Øje. Men ere flere tilstede samtidig, bliver Flammens Farve et usikkert Kjendetegn, men de kunne da, selv i overordentlig smaa Mængder, kjendes i Spektroskopet paa deres charakteristiske lyse Linier; thi disse ere aldrig fælles for flere Metaller. Mange Metaller ere dog ikke flygtige nok til at fordampe paa denne Maade. Ved dem lader man da elektriske Gnister slaa over mellem Poltraade af Metallet eller mellem rene Kulpoler, som ere gjennemtrængte med en passende Saltopløsning af Metallet, eller igjennem et tyndt Lag af selve Saltopløsningen. Spektret af den elektriske Gnist viser da Metallets lysende Linier. Medens mange flammefarvende Metaller, især Alkalimetaller, give forholdsvis simple Spektre, ere allerede Spektrene af Kalcium, Strontium og Baryum mere indviklede, og Gnistspektrene vise ofte et meget stort Antal Linier. I Jernets har man endogsaa maalt 470.

De lyse Linier, de glødende Metaldampes Spektre vise, falde for en stor Del nøjagtig sammen med de mørke (saakaldte Frauenhoferske) Linier i Solspektret; m. a. O. Straaler af den Brydbarhed, de lyse Metallinier have, mangle i Solspektret. Saaledes falder den gule Natriumlinie sammen med den Frauenhoferske Linie D; saa at sige alle Jernets lyse Linier svare nøjagtig til mørke Linier i Solspektret, og det saaledes, at jo mere fremtrædende en lys Linie er i Jernspektret, desto mere fremtrædende er ogsaa den tilsvarende mørke Linie i Solspektret. Da det nu er en Lov i Optiken, at en Flamme (ɔ: en glødende Damp) indsuger netop de Straaler, der have samme Bryd-

barhed som Flammens egne, saa kan man med en Sandsynlighed, der grændser til Vished, udtale, at naar Sollyset netop mangler Straaler af den Brydbarhed, som visse Metaldampe i glødende Tilstand have, saa maa det, før det naaer vort Øje, have passeret et Lag af disse Metallers glødende Dampe, og dette kan kun være i Solatmosfæren selv. Paa denne Maade har man fundet, at Solatmosfæren indeholder en meget betydelig Række Grundstoffer, især Brint (sml. S. 84), Natrium, Kalium, Kalcium, Strontium, Baryum, Bly, Zink, Kadmium, Aluminium, Jern, Mangan, Chrom, Kobolt, Nikkel, Titan o. fl.

Endnu kan ved denne Lejlighed nævnes de Absorptionsspektra, som forskjellige mere eller mindre farvede Metalsaltopløsninger vise, ofte i meget fortyndet Tilstand, og som fremkomme, naar man lader Lys, der giver et uafbrudt Spektrum, passere Opløsningen. Spektret viser sig da gjennemskaaret af mørke Linier, som hidrøre fra, at Opløsningen absorberer Straaler af bestemt Brydbarhed. Saaledes viser en Opløsning af manganoversurt Kali i 10000 Dele Vand 5 tydelige Absorptionsstriber, af hvilke den mest fremtrædende endnu er synlig i et halvtommetykt Lag af en Opløsning af Saltet i 250000 Dele Vand, hvori Saltets egen ellers saa intensive Farve næppe er synlig. Især vise flere af de sjældne Jordarters Salte (se ved Skandiumgruppen) i Opløsninger, der selv ere ganske ufarvede, udmærket tydelige Absorptionsstriber, der ere vigtige analytiske Skjelnemærker mellem disse Stoffer, som ellers vise saa lidet fremtrædende Reaktioner. Disse Absorptionsspektra ere saa meget mærkeligere, som deres mørke Linier tildels falde sammen med de lyse Linier i de Liniespektra, de glødende Ilter af disse Metaller i Modsætning til alle andre faste Legemer give.

Metallernes Forekomst og Udvinding.

De lette Metaller vindes sædvanlig ikke direkte af deres i Naturen forekommende, men af kunstig fremstillede Forbindelser, især af Chloriderne, som i smeltet Tilstand

sønderdeles 1) ved den galvaniske Strøm, 2) ved Reduktion med Natrium. 3) De forholdsvis let flygtige (Kalium og Natrium) vindes ved Destillation af deres Hydroxyder eller Karbonater med Kul (sml. S. 178 ø.).

2. Af de tunge Metaller forekomme enkelte, nemlig Guld, Platin og nogle sjældne Platinmetaller, saa at sige alene gediegne, andre som Kobber, Kvægsølv og Sølv træffes vel ogsaa hyppig gediegne, men vindes dog i størst Mængde, ligesom de øvrige tunge Metaller, af forskjellige naturlig forekommende Forbindelser (Malme). Disse ere:

1) *Iltede Malme.* Hertil høre Metalilter, f. Ex. Jerntveilte, Jernmellemilte, Manganoverilte, Kobberforilte; Hydroxyder, f. Ex. Jerntveiltehydrat, Mangantveiltehydrat; Karbonater, f. Ex. Ferrokarbonat, Zinkkarbonat, basiske Kobberkarbonater; Silikater, f. Ex. af Zink og Nikkel.

2) *Svovlede Malme*, der dels forekomme for sig, f. Ex. Svovlbly, Svovlkvægsølv, Kobberforsulfid, Svovlzink, Svovlkvægsølv, Svovlkobber i Forbindelse med Svovljern (sml. S. 119 n.), dels som sulfoarsensyrlige eller sulfoantimonsyrlige Salte (sml. S. 162 og 167 ø.), eller som andre Forbindelser af Metaller med Arsenik eller Antimon og Svovl. Hertil slutte sig i Behandlingsmaaden enkelte Arsenmetaller især af Nikkel og Kobolt.

Disse Malme kunne forekomme i Lag, der ere mere eller mindre tydelig adskilte fra de omgivende, ikke malmholdige Lag og undertiden udvide sig til hele Bjergmasser, og de indeholde sædvanlig Malmene enten indsprængte eller i større eller mindre Klumper. Men hyppigst forekomme Malmene dog paa „Gange“, ɔ: Spalter, hvis Indhold er væsentlig forskjelligt fra de omgivende Bjergarter, og som i Reglen ikke ere parallele med disses Lagdeling. Dog er det sjældent, at Gangene alene indeholde Malme; sædvanlig bestaaer deres Hovedindhold af de saakaldte „Gangarter“, især Kvarts, Flusspat, Tungspat, Kalkspat, Dolomit, Gibs, Jernspat, eller Bjergarter som Granit, Porfyr, Basalt o. fl. Malmene forekomme ikke lige hyppig i alle Formationer, men væsentlig i dem, som ere ældre end Kridtet,

og især ere Grundfjældet og de nærmest derover liggende Skifere rige paa Malme. Hertil høre f. Ex. Nordamerikas rige Kobberlejer, Sverrigs berømte Lejer af Magnetjernsten, Kobbermalmene ved Røraas og Falun, Sølvmalmene ved Kongsberg og Sala, Tin- og Kobbermalme i Cornwall, Kvægsølvmalmen ved Almaden, Guldlejerne i Peru og Sølvlejerne i Mexiko og Nevada, mange Malmlejer i Mellemtyskland. Ogsaa i Stenkulsformationen findes vigtige Malmlejer, i de øvre Lag saaledes Ler- og Kuljernstenen i England, Kvægsølvmalmen ved Idria; i de nedre Lag Blymalmene i England og Nordamerika og Zinkmalmene i Belgien. I Formationer, yngre end Kridtet, findes Kvægsølvmalme i Kalifornien, men iøvrigt især vigtige „Vaskebjerge", idet ældre, malmrige Stenmasser ere knuste, de lettere Dele ved Vandstrømninger førte bort, medens de tungere Malmdele ere blevne samlede for sig i renere Tilstand. I saadanne Vaskebjerge findes de vigtigste Guldlejer i Afrika, Brasilien, Kalifornien, Australien og Ural, Platinmalmene i Kolumbia og Ural, Tinmalmen i Ostindien og tildels i Cornwall og Sachsen.

Af de iltede Malme vindes Metallerne fortrinsvis ved Reduktion med Kul (sml. S. 195). Af de svovlede vindes de 1) ved Smeltning med Jernaffald, som forener sig med Svovlet og danner Slagge over det udsmeltede Metal (sml. S. 163) eller 2) hyppigere ved ufuldstændig Iltning (Ristning), hvorved en Del af Svovlet brænder bort til Svovlsyrlinganhydrid, medens en Del af Metallet iltes, og derpaa Iltet og det resterende Svovlmetal gjensidig reducere hinanden under Dannelse af Svovlsyrling. Eller endelig 3) ved en saavidt mulig fuldstændig Ristning og Reduktion af det dannede Metalilte ved Kul (sml. S. 163 og 168).

Alkalimetallerne.

Hertil høre de monovalente Metaller Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium, Cæsium og Thallium, af hvilke dog Lithium og især Thallium som Rækkens Yderled staa noget særskilt. Desuden kan til denne Gruppe regnes det sammensatte Radikal Ammonium (S. 140), der især i sine Salte slutter sig meget nær til Kalium, kun ere alle dets Forbindelser let flygtige. Intet af Alkalimetallerne forekommer i fri Tilstand i Naturen, og kun Natrium og Kaliumforbindelser i større Mængde. De 5 første ere de stærkest elektropositive Stoffer, man kjender (sml. S. 207), og sønderdele Vand ved almindelig Temperatur under Brintudvikling og Dannelse af Hydroxyder, ROH. Disse ere alle (ligesom det ad anden Vej dannede TlOH) letopløselige i Vand. De ere de stærkeste Baser, der tiltrække Kulsyre af Luften, forsæbe Fedtstoffer og fælde alle uopløselige eller tungtopløselige Baser af deres Saltopløsninger. Med Undtagelse af TlOH taale de Glødhede uden Sønderdeling. Sulfiderne opløses let i Vand, idet de sønderdeles til Sulfhydrat og Hydroxyd: $R_2S + H_2O = RSH + ROH$. Kun Thalliumsulfid er uopløseligt og fældes af neutrale eller eddikesure Opløsninger ved Svovlbrinte som et sort Bundfald; heller ikke danner Thallium noget Sulfhydrat. Saltene ere alle farveløse, naar Syren ikke er farvet (kun Jodthallium er gult). Karbonaterne ere, i Modsætning til alle andre kulsure Salte, letopløselige, kun Lithiumkarbonat er tungtopløseligt. Ogsaa Karbonaterne taale Glødhede uden Sønderdeling, kun Lithium- og Thalliumkarbonat afgive delvis Kulsyre. De normale Fosfater ere ligeledes, i Modsætning til alle andre, opløselige, kun Tl_3PO_4 og især Li_3PO_4 ere tungtopløselige. Haloidsaltene ere letopløselige, kun LiF, NaF, TlCl og TlBr ere tungtopløselige, TlJ næsten uopløseligt. Næsten alle andre Salte ere opløselige. Platinchlorid-

dobbeltsaltene falde dog i to skarpt adskilte Grupper, idet Lithium og Natrium danne vandholdige Salte R_2PtCl_6, $6H_2O$, som ere letopløselige baade i Vand og i Vinaand, hvorimod alle de andre danne vandfrie Salte R_2PtCl_6, som ere meget tungtopløselige i Vand og uopløselige i Vinaand. Opløseligheden i Vand aftager i Ordenen: K, NH_4, Rb, Cs, Tl. Ligeledes ere de sure vinsure Salte af Lithium og Natrium letopløselige, af alle de andre tungtopløselige. Foruden disse Forhold, der have stor analytisk Betydning, vise mange Isomorfier (se S. 239), at Lithium og Natrium danne en særegen Afdeling af Alkalimetallernes Gruppe, Ammonium, Kalium, Rubidium, Cæsium og Thallium derimod en anden. Det skal senere vises, at Natriumgruppen i mange Henseender slutter sig til Sølvgruppen (Kobber i Cuprosaltene, Sølv, Kvægsølv i Merkurosaltene), især til Sølv.

Natrium. Na = 23,1.

Natrium *forekommer* overordentlig hyppigt, især som Chlornatrium og som Forbindelser af Natriumsilikater med andre Silikater, ja der gives vel næppe noget naturligt Silikat, som ikke indeholder Natrium. Ganske lokalt, men i stor Mængde findes Kryolith (S. 104) og Natronsalpeter (S. 221). Natriumkarbonat og -Sulfat findes i mange Kilder. Desuden findes Natriumforbindelser i næsten alle dyriske Vædsker samt i mange Planter, især Strandplanter. Dog er det tvivlsomt, om de høre til Plantens nødvendige Næringsstoffer.

Natrium *fremstilles* ved at ophede det tørre Karbonat med Kul til Hvidglødhede i vandrette Jernrør. Herved frigjøres Metallet, idet: $Na_2CO_3 + 2C = 2Na + 3CO$. Dampene fortættes i flade Jernkapsler, og herfra flyder det smeltede Metal ned i Petroleum, hvorunder det maa opbevares paa Grund af sin store Iltelighed. I den nyeste Tid reduceres det tørre Hydroxyd ved Ophedning med jernholdige Kokes: $6NaOH + 2C = 2Na_2CO_3 + 3H_2 + 2Na$. Jernet deltager ikke i Processen, men tjener kun til at

holde Kullene paa Bunden af den smeltede Masse. Smeltningen skeer først i Digler, som derpaa forbindes med en Hjelm og et Svalerør, saa at Metallet kan afdestilleres. Operationen kan udføres ved langt lavere Temperatur og langt billigere end ved den ældre Methode.

Egenskaber. Natrium er et blødt, sølvhvidt Metal, der kan krystallisere (S. 204). Vf. 0,97; Smeltepunkt 95°,6. Det koger i Rødglødhede, og dets Damp er farveløs. Det er næst Cæsium, Rubidium og Kalium det mest elektropositive Metal. I tør Luft holder det sig ved almindelig Temperatur, men ved Ophedning brænder det deri til en Blanding af Natriumilte og Natriumoverilte. I fugtig Luft iltes det meget let og sønderdeler strax Vand under Brintudvikling og Dannelse af Hydroxyd: $2Na + 2HOH = H_2 + 2NaOH$. Herved skeer der en stærk Varmeudvikling, men denne er dog ikke saa stor, at Brinten tændes, med mindre Vandet er varmt, eller man hindrer den svømmende Kugles Bevægelse. Ogsaa med andre elektronegative Stoffer forener det sig let under stor Varmeudvikling og sædvanlig under Ildfænomener. Med Brint danner det Natriumbrinte (S. 43), og med flere Metaller danner det Legeringer (sml. S. 203). Med Kvægsølv forener det sig under stærk Varmeudvikling og hyppig under Ildfænomener til flydende eller faste Natriumamalgamer, der anvendes meget i Chemien som Reduktionsmidler, idet de med Vand udvikle Brint. Natrium anvendes især til Reduktion af Aluminium, Magnium og flere lette Metaller.

Natrium- og Kaliumforbindelser adskiltes først af Duhamel 1736. Ved Elektrolyse af fugtigt Natronhydrat isolerede Davy Natrium 1807.

Natriums Ilter og Hydroxyder.

Som ovenfor nævnt danner dette Metal to Ilter, Natriumilte, Na_2O (Natron), og Natriumoverilte, Na_2O_2. Det første er en rosafarvet Masse, som faaes ved stærk Glødning af Natrium i en tør Blanding af Luft og Ilt. Det forener sig med Vand under stærk Varmeudvikling

($Na_2O + H_2O = 2NaOH$) og ved Ophedning endog med Brint til Natriumhydroxyd, i sidste Tilfælde under Udskillelse af Natrium ($Na_2O + H = NaOH + Na$). – Natriumoverilte er en hvid Masse, som dannes ved svag Opvarmning af Natrium i Ilt og er opløselig i Vand. Ved Afkøling kan Opløsningen give Krystaller af $Na_2O_2,8H_2O$, men ved Kogning udvikler den Ilt. Langt vigtigere end disse Ilter er dog:

Natriumhydroxyd, NaOH (Natronhydrat). Det *fremstilles* 1) sædvanligt ved Indvirkning af Kalkhydrat paa en varm fortyndet Opløsning af Natriumkarbonat: $Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 + 2NaOH$. Det dannede Kalciumkarbonat er uopløseligt og udskiller sig derfor, medens den overstaaende Vædske indeholder Natriumhydroxydet. Opløsningen maa være fortyndet, thi Processen er reciprok (se S. 48). Operationen udføres ved at koge en Opløsning af Natriumkarbonat, som indeholder 1 D. Na_2CO_3 paa 10 D. Vand, i en blank Jerngryde og hertil efterhaanden sætte tørt Kalkhydrat (af Marmorkalk), indtil den ovenstaaende Vædske er kulsyrefri, hvad der viser sig ved, at en udtagen Prøve ikke bruser med Syrer og ikke giver Bundfald med Barytvand (se S. 185 n. og 186 ø.). Da Natronhydrat tiltrækker Kulsyre af Luften, maa Vædsken klares ved Henstand under Laag; derpaa trækkes den af med en Hævert og inddampes i en Sølvskaal til Smeltning. Ofte støbes den smeltede Masse til Stænger, ofte lader man den blot størkne og sønderslaaer den. Saadant Natronhydrat indeholder dog let Kiselsyre og Lerjord (fra Marmoret). Rent faaes det: 2) ved at fælde Barytvand (S. 255) med rent Natriumsulfat ($Na_2SO_4 + Ba(OH)_2 = BaSO_4 + 2NaOH$) og filtrere fra det udskilte Baryumsulfat; eller 3) ved at sønderdele Vand med rent Natrium.

Egenskaber. Natronhydrat er et hvidt, bladet krystallinsk, haardt Legeme, som kan glødes uden at afgive Vand. I Vand opløser det sig let under betydelig Varmeudvikling og kan ved stærk Afkøling af Opløsningen krystallisere i henflydende Krystaller, $2NaOH,7H_2O$. Ogsaa i Vinaand opløses det og kan derved skilles fra Natrium-

karbonat. Baade i fast og opløst Form ædser det Huden og andre organiske Legemer (Ædsnatron, kaustisk Natron); det angriber især i Varmen Glas, Porcellæn og de fleste Metaller (kun i Sølvkar bør det smeltes). Det tiltrækker Vand og Kulsyre af Luften og bliver derved først fugtigt, derpaa igjen tørt, idet Karbonatet ikke er henflydende (sml. S. 227). Opløsningen reagerer meget stærkt alkalisk og udskiller alle uopløselige eller tungtopløselige Baser af deres Saltopløsninger, men opløser, tilsat i Overskud, nogle af dem igjen, f. Ex. Hydroxyderne af Aluminium, Chrom [$Cr_2(OH)_6$], Zink, Bly, Tin, Guld o. fl. Det anvendes meget i Chemien, i Techniken især til Sæbe.

Natriums Svovlforbindelser.

Natriumsulfid, Na_2S. Svovl og Natrium forene sig ved Opvarmning under Ildfænomener. Ved Ophedning med Kul reduceres Natriumsulfat til Svovlnatrium ($Na_2SO_4 + 2C = Na_2S + 2CO_2$), som danner en blegrød Masse, der ved Opløsning i Vand sønderdeles til Natriumhydroxyd og Natriumsulfhydrat: $Na_2S + H_2O = NaOH + NaSH$. En ganske lignende Opløsning faaes derfor ogsaa ved at dele en Opløsning af Natronhydrat i to lige Dele, mætte den ene med Svovlbrinte ($NaOH + H_2S = H_2O + NaSH$) og sætte den anden til. Opløsningen reagerer stærkt alkalisk, udvikler Svovlbrinte med en tilstrækkelig Mængde Syre, og fælder de fleste uopløselige Svovlmetaller af deres Saltopløsninger, men opløser, tilsat i Overskud, flere af dem igjen under Dannelse af Sulfosalte, især Sulfiderne af Platin, Guld, Tin, Antimon, Arsenik og, i Modsætning til Svovlammonium, Kvægsølv, derimod slet ikke Svovlkobber. Overfor Kalcium-, Magnium-, Aluminium-, Chromtveiltesalte o. fl. virker den som Natronhydrat, idet den fælder Hydroxyderne og, tilsat i Overskud, igjen opløser Lerjordhydrat og Chromtveiltehydrat. Opløsningen tiltrækker Ilt og Kulsyre af Luften, men farves derved ikke gul: $2NaOH + 2NaSH + CO_2 + 4O = Na_2CO_3 + Na_2S_2O_3 + 2H_2O$. Derimod opløser den let Svovl under Dannelse af højere Sulfider (Na_2S_2, Na_2S_3,

Na_2S_4, Na_2S_5) og farves herved gul til gulrød. Af disse Opløsninger udskiller en mindre Mængde Syre blot Svovlmælk (S. 120), f. Ex. $Na_2S_4 + HCl = NaCl + NaSH + 3S$, en større udvikler tillige Svovlbrinte, f. Ex. $Na_2S_4 + 2HCl = 2NaCl + H_2S + 3S$.

Natriumsulfhydrat, NaSH, dannes under Ildfænomen ved Opvarmning af Natrium i Svovlbrinte: $2Na + 2H_2S = H_2 + 2NaSH$. En Opløsning af Forbindelsen faaes ved at mætte Natronlud med Svovlbrinte: $NaOH + H_2S = H_2O + NaSH$. Den opløser de samme Svovlmetaller som Svovlnatrium, dog ikke Svovlkvægsølv, og samtidig udvikles Svovlbrinte. Overfor Aluminium-, Chromtveiltesalte o. fl. forholder den sig ejendommeligt, idet den fælder Hydroxyderne under Udvikling af Svovlbrinte. I Modsætning til Svovlnatrium fælder den derimod ikke Kalcium- og Magniumsalte. En Opløsning af Natriumsulfhydrat afgiver let Svovlbrinte ved Opvarmning, og den bliver snart gul i Luften under Dannelse af højere Sulfider, f. Ex. $2NaSH + O = Na_2S_2 + H_2O$. — $Na_2S_2 + NaSH + O = Na_2S_3 + NaOH$ osv.

Natriumsalte.

De ere alle farveløse, naar Syren ikke er farvet, og saa godt som alle opløselige i Vand. Blandt de tungtopløselige mærkes det saakaldte metaantimonsure Natron (S. 222). De indeholde hyppigt langt mere Krystalvand end de tilsvarende Kaliumsalte og meddele farveløse Flammer en gul Farve. Spektret af denne Flamme bestaaer kun af en gul Linie, eller rettere af to, der ligge saa nær ved hinanden, at de i almindelige Spektroskoper se ud som én (S. 93 og S. 6 ø.). I Modsætning til Kaliumsaltene fældes de ikke af Brintplatinchlorid eller Vinsyre.

Chlornatrium, NaCl (Kogsalt), danner Udgangspunktet for Fremstilling af alle Natriumforbindelser. Det *forekommer* især i Havvandet, som i de store Oceaner indeholde 2,7 Proc. (S. 100), medens Indhave, hvori store Floder munde, t. Ex. Sortehav, Østersøen indeholde langt mindre; fremdeles i Saltsøer, f. Ex. det døde Hav, Elton-

søen, Saltsøen i Utah, Kaspiske Sø osv., og i mange Kilder, f. Ex. ved Stade og Lüneburg. Ofte findes det aflejret i mægtige Lag i Jorden som Stensalt, f. Ex. ved Wieliczka og Bochnia i Galiczien, Inowratlow i Posen, Stassfurt i preussisk Sachsen, Segeberg, Castrovillari i Kalabrien, i Bayerns Østalper, Tyrol, Cheshire i England; undertiden forekommer det som fritstaaende Bjergmasser, f. Ex. ved Cardona i Katalonien, Djebel Usdom ved det døde Hav; undertiden blomstrer det ved Haarrørsvirkning frem af Jorden og bedækker den i vide Strækninger (kirgisiske Saltsteppe). Desuden forekommer det opløst i næsten alle dyriske Vædsker (i et Menneskes daglige Urin findes 12—15 Grm.), og ved enkelte techniske Processer vindes det i stor Mængde som Biprodukt, f. Ex. ved Fabrikation af Konversionssalpeter (S. 231).

Kogsalt *vindes* paa meget forskjellig Maade. Stensalt brydes bjergværksmæssig. Undertiden er det saa rent, at det uden videre kan pulveriseres og anvendes; men sædvanlig er det blandet med Anhydrit, Gips (S. 246), Ler og meget andet. Det maa da opløses og den klarede Vædske inddampes (sml. S. 39). Ofte foretages Opløsningen og Klaringen i Dybet, idet man leder Vand ned i Gruberne („Sænkeværker"), f. Ex. i det østerrigske „Salzkammergut", Berchtesgaden o. s. v., eller gjennem Borehuller baade leder fersk Vand ned og pomper en næsten mættet Saltopløsning op, saaledes flere Steder i Thüringen. Svage Saltkilders Vand koncentreres ved at lade det risle ned over store fritstaaende Vægge af Risknipper („Gradering"); herved udskilles Urenhederne først som „Tornsten". Dog er Fremgangsmaaden dyr og ved at gaa af Brug. Den største Mængde Salt vindes dog af Havet i de saakaldte „Salthaver", idet Havvandet ledes ind i store, flade Bassiner, hvor da Solvarmen bringer Vandet til at fordampe og afsætte de tungtopløselige Urenheder, især Gips; den fuldt mættede Saltopløsning (med omtr. 27 Proc. NaCl) ledes derpaa ind i Krystallisationsbassiner, hvor Saltet ligeledes ved Solvarmen udkrystalliserer. Af Moderluden vindes især Na-

triumsulfat og Carnallit (se S. 228). Saadanne Salthaver af meget betydelig Udstrækning findes især i Syditalien, Spanien, Portugal og Frankrig. I meget kolde Lande, f. Ex. ved Irkutsk, lader man Havvandet fryse og inddamper Moderluden fra Isen (sml. S. 77 og 98).

Egenskaber. Chlornatrium krystalliserer i Tærninger og forekommer ofte naturligt i store, vandklare Krystaller. Som mange vandfrie Salte indeslutter det „Knitringsvand", og ved Opvarmning springe Krystallerne derfor under knitrende Lyd. I Rødglødhede smelter det, men begynder allerede forinden at fordampe. 100 Dele Vand opløse ved 0° 35,5 Dele Salt, ved 110°, den mættede Opløsnings Kogepunkt, kun lidet mere, nemlig 40,4 Dele. Ved −10° giver den mættede Opløsning monokliniske Krystaller af $Na_2Cl_2,4H_2O$, isomorfe med $MnCl_2,4H_2O$. Det anvendes som Spisesalt og til Fremstilling af alle Natriumforbindelser (især Soda) og Chlorforbindelser (især Chlorkalk og Saltsyre), til Saltning, ogsaa af Hø og Huder, til Udsaltning af Sæber, til Saltglasering af Lervarer (se Aluminium) o. m. a.

Natriumhypochlorit, NaClO (chlorundersyrligt Natron). En blandet Opløsning af dette Salt og Chlornatrium, det saakaldte Chlornatron, faaes ved at lede Chlor til kold og fortyndet Natronlud (S. 110 n.) eller ved at fælde en Opløsning af Chlorkalk (S. 111 og 245) med Natriumkarbonat og frafiltrere den kulsure Kalk. Den anvendes i Laboratoriet som Iltningsmiddel ($NaClO = NaCl + O$) og under Navn af „Eau de Labarraque" som Blegemiddel ligesom Chlorkalk.

Natriumsulfit (svovlsyrligt Natron). Det normale Salt faaes ved at neutralisere, det sure ved at mætte en Sodaopløsning med Svovlsyrling. Det sure er tungere opløseligt end det normale.

Natriumthiosulfat, $Na_2S_2O_3,5H_2O$ (svovlundersyrligt Natron, Natriumhyposulfit), danner store, farveløse, letopløselige Krystaller og faaes ved at koge normalt svovlsyrligt Natron med Svovl ($Na_2SO_3 + S = Na_2S_2O_3$) eller ved at lede Svovlsyrling i Svovlnatriumopløsning ($2Na_2S + 3SO_2$

$= 2Na_2S_2O_3 + S$) eller ved at lade Svovlkalcium fra Sodafabrikerne iltes ved Henliggen i Luften ($2CaS + 2O_2 + H_2O = CaS_2O_3 + Ca(OH)_2$) og fælde Opløsningen af den svovlundersyrlige Kalk med Natriumsulfat: $CaS_2O_3 + Na_2SO_4 = NaS_2O_3 + Ca_2SO_4$. Opløsningen opløser Chlor-, Brom- og Jodsølv, som ikke have været paavirkede af Lyset, under Dannelse af Dobbeltsalte ($AgCl + Na_2S_2O_3 = NaCl + NaAgS_2O_3$) og anvendes derfor i Fotografien til Fixering af Billedet. Med frit Jod giver Natriumthiosulfat Jodnatrium og tetrathionsurt Natron (S. 116 og 126), og en Opløsning af Natriumthiosulfat af nøje bekjendt Styrke benyttes derfor til qvantitativ Bestemmelse af frit Jod og en Mængde Stoffer, som med Saltsyre udskille frit Chlor (sml. S 106); thi disse ville med en Blanding af Jodkalium og Saltsyre udskille frit Jod. Da hvert Mol. $Na_2S_2O_3$ svarer til 1 At. Jod (S 126), og da f. Ex. $KClO_3 + 6HCl = KCl + 3H_2O + 3Cl_2$ eller i Nærværelse af tilstrækkeligt Jodkalium: $3Cl_2 + 6KJ = 3J_2 + 6KCl$, vil hvert Mol. Thiosulfat svare til $^1/_6$ Mol. $KClO_3$. Paa lignende Maade virker Saltet overfor frit Chlor og benyttes derfor som „Antichlor“ til at befri chlorblegede Stoffer for frit Chlor.

Natriumsulfat, Na_2SO_4 (svovlsurt Natron). — a. Normalt, $Na_2SO_4,10H_2O$ (Glaubersalt). Dette *forekommer* i Havvandet og i mange Kilder; det saakaldte „Karlsbadersalt“ er væsentlig Glaubersalt. Det *vindes* som Biprodukt af Moderluden fra Salthavernes Kogsalt (S. 219 ø.), men i størst Mængde ved Ophedning af Kogsalt med Svovlsyre (S. 109 og 223). Det paa sidstnævnte Maade dannede vandfrie Salt, det saakaldte „Sulfat“, benyttes dog mest til Soda (S. 223). Ved Afkøling af sin vandige Opløsning udskilles det under 33° i store monokliniske Krystaller med 10 Mol. Vand, der let forvitre og derved tabe alt Vand. Det danner let overmættede Opløsninger (S. 78). Ved 33° har det et Maximum af Opløselighed (S. 78), idet her 100 Dele Vand opløse meget nær 50 Dele Na_2SO_4. En ved denne Temperatur mættet Opløsning udskiller ved Ophedning et Salt med 1 Mol. Vand. Under særlige Forhold kan det ogsaa krystallisere med andre Vandmængder. Glaubersalt anvendes i Medicinen.

b. Surt, $NaHSO_4$, faaes let ved Sammensmeltning af lige Mol. tørt Natriumsulfat og koncentreret Svovlsyre og vindes som Biprodukt ved Fabrikation af Salpetersyre (S. 146). Ved Glødning afgiver det Vand og danner Natriumpyrosulfat, $Na_2S_2O_7$, der ved stærkere Hede afgiver Svovlsyreanhydrid og kan anvendes til Fremstilling heraf.

Natriumnitrat, $NaNO_3$ (Natronsalpeter), findes i mægtige Lag paa Højsletten Tarapaca i det nordlige Chile (derfor „Chilisalpeter"), men blandet med en stor Mængde Kogsalt, hvorfra det dog let kan skilles, da det er meget lettere opløseligt, især i varmt Vand, end Kogsalt. Handelsvaren indeholder omtrent 95 Proc. $NaNO_3$. I ren Tilstand faaes det ved Neutralisation af ren Salpetersyre med ren Soda. Det krystalliserer i Rhomboedre (derfor „kubisk Salpeter", skjønt Rhomboedret er meget nær det samme som Kalkspatens (S. 264 ø.) og altsaa ikke synderlig ligner Tærningen). Det er meget hygroskopisk og kan derfor ikke anvendes til Krudt; derimod til Konversionssalpeter (S. 231); til Salpetersyre og i meget stor Mængde som Gødningsmiddel (sml. S. 146).

Natriumfosfater. — 1. Orthofosfater. Neutraliseres en Opløsning af Fosforsyre med kulsurt Natron, dannes det sekundære Salt, $Na_2HPO_4,12H_2O$ („almindeligt" fosforsurt Natron), der ved lav Temperatur krystalliserer i monokliniske Krystaller, som let forvitre under Tab af 5 Mol. Vand og let smelte i deres Krystalvand. Over 33° krystalliserer Saltet med $7H_2O$. Opløsningen reagerer svagt alkalisk. Ved Glødning giver det Natriumpyrofosfat ($2Na_2HPO_4 = Na_4P_2O_7 + H_2O$), som ved Opløsning i Vand og Inddampning faaes i Krystaller med 10 Mol. Vand. — Ved at sætte 1 Mol. Natronhydrat til 1 Mol. af det almindelige fosforsure Natron faaes efter Inddampning og Afkøling det normale Salt, $Na_3PO_4,12H_2O$, som er tungere opløseligt end det foregaaende, og hvis Opløsning reagerer alkalisk. Det dannes ogsaa (i vandfri Tilstand) ved Sammensmeltning af alle Natriumfosfater med Over-

skud af tørt kulsurt Natron. Det primære Salt, NaH_2PO_4,H_2O (surt fosforsurt Natron), fremstilles let ved til 1 Mol. af almindeligt fosforsurt Natron at sætte 1 Mol. Fosforsyre og inddampe til Krystallisation. Dette Salts Opløsning reagerer surt. Ved Glødning giver det Natriummetafosfat: $NaH_2PO_4 = NaPO_3 + H_2O$.

Natriumarsenat, Na_2HAsO_4, krystalliserer let af den med Soda neutraliserede Opløsning af Arsensyre, under 20° med $12H_2O$, men dette Salt forvitrer meget let, over 20° med $7H_2O$, og dette Salt er luftbestandigt. Begge ere isomorfe med de tilsvarende Fosfater.

Natriumantimonat, $Na_2H_2Sb_2O_7,6H_2O$ (saakaldet metaantimonsurt Natron, men efter Sammensætningen egentlig surt Natriumpyroantimonat), faaes ved at fælde en basisk eller neutral Opløsning af et Natriumsalt med metaantimonsurt Kali (S. 232 n.) som et hvidt, kornet, krystallinsk Bundfald, der som alle antimonsure Salte let sønderdeles af Syrer. Dette Salt er næsten det eneste tungtopløselige Natriumsalt, og dets Dannelse er derfor en vigtig Reaktion for Natrium, men iforvejen maa alle Metaller undtagen Kalium være fjernede af Opløsningen.

Natriumborat. Af de talrige Natriumborater har kun Borax, $Na_2B_4O_7$ med 5 eller $10H_2O$, større Vigtighed. Det forekommer naturligt (S. 171), men fremstilles nu mest af raa Borsyre (S. 172) og Soda, eller af Boronatrokalcit (et Dobbeltsalt af Borax og et analogt sammensat Kalciumborat, CaB_4O_7, der findes i stor Mængde i Nevada) ved Sønderdeling med Soda, hvorved udskilles kulsur Kalk, medens Borax opløses. Borax krystalliserer under 56° monoklinisk med $10H_2O$ (prismatisk Borax), over 56° i Regulæroktaedre med $5H_2O$ (oktaedrisk Borax). Det er meget lettere opløseligt i varmt end i koldt Vand. Opløsningen reagerer alkalisk. Ved Ophedning taber Borax under stærk Opblæring alt Vand og smelter ved høj Temperatur til et farveløst Glas. Dette opløser forskjellige Metalilter med forskjellige Farver, og de saaledes paa Øjet af en Platintraad dannede „Boraxperler“ blive herved vig-

tige analytiske Kjendemærker. Desuden anvendes det ved Lodninger af forskjellige Metaller (kobberholdigt Guld og Sølv, Jern), hvor det opløser Metalilterne og saaledes fremkalder blanke Metaloverflader; ved Metalreduktioner for at udelukke Luften; til Glasur osv.

Natriumkarbonat. — Normalt, Na_2CO_3 (kulsurt Natron, Soda), findes i mange Mineralvande (se f. Ex. S. 100) og i „Natronsøer" i Ægypten, Mexiko, Kalifornien, af hvilke det i den tørre Aarstid udkrystalliserer væsentlig som saakaldet halvandet kulsurt Natron (Trona i Ægypten, Urao i Mexiko; sml. S. 225). Enkelte Steder, t. Ex. paa den store ungarske Slette, blomstrer det om Sommeren frem af Jorden, samles og renses. Før 1794 vandtes det især af Asken af Strandplanter (Salsola, Salicornia), men var højst urent. Nu tilvirkes det næsten udelukkende af Kogsalt enten efter Leblanc's Methode (fra 1794) eller efter Ammoniakmethoden (fra 1866, uddannet af Solvay), som nu mere og mere fortrænger Leblanc's, samt i mindre Mængde af Kryolith (J. Thomsen, 1858).

1. *Leblanc's Methode.* Efter denne ophedes Kogsalt med stærk Svovlsyre (78 Proc.), helst saaledes, at den udviklede Chlorbrinte ikke blandes med Forbrændingsprodukterne fra Ovnen. Herved dannes først surt Natriumsulfat og Chlorbrinte og ved stærkere Varme normalt Natriumsulfat (saakaldet „Sulfat") og Chlorbrinte: $NaCl + NaHSO_4 = HCl + Na_2SO_4$. Chlorbrinten opsamles i Vand enten i tohalsede Balloner af Stentøj eller i høje, murede Taarne, fyldte med Kokes, der overrisles med Vand, medens Chlorbrinten træder ind tor neden. Sulfatet ophedes til omtr. 1000° med kulsur Kalk og Stenkul i Flammeovne, hvis Arbejdsrum hyppig gives Form af en roterende Jerncylinder, hvori Ophedningen ogsaa kan ske med Generatorgas (S. 182). De Processer, her foregaa, antages at være følgende:

1. $Na_2SO_4 + 2C = Na_2S + 2\ CO_2$;
2. $Na_2S + CaCO_3 = CaS + Na_2CO_3$;
3. $CaCO_3 + 2C = CaO + 3CO$.

Den sidste Reaktion (altsaa Dannelsen af Kulilteflammer i Ovnen) viser, at Processen er forbi. Efter at den smeltede Masse er taget ud og afkølet, udludes den systematisk med Vand, hvorved væsentlig det næsten uopløselige Svovlkalcium bliver tilbage. Den stærke Lud bliver sædvanlig inddampet, hvorved allerede under Inddampningen udskilles Na_2CO_3,H_2O, som tages ud og ved svag Glødning giver vandfri Soda („kalcineret Soda"). Omkrystalliseres denne af varmt Vand, faaes ved langsom Afkøling den almindelige Krystalsoda, $Na_2CO_3,10H_2O$. Af det uopløselige Svovlkalcium kan Svovlet tildels gjenvindes og paa ny anvendes til Svovlsyre.

2. *Ammoniakmethoden.* I en næsten mættet, klar Kogsaltopløsning ledes Ammoniak, indtil Vægtfylden er sunket til et bestemt Punkt. Derpaa presses under god Afkøling Kulsyre fra en Kalkovn ind under et Tryk af 2 Atmosfærer. Herved udskilles krystallinsk tvekulsurt Natron og dannes Salmiak: $NaCl + NH_3 + H_2O + CO_2 = NaHCO_3 + NH_4Cl$. Det tvekulsure Natron giver ved Glødning kalcineret Soda og Kulsyre, som igjen benyttes: $2NaHCO_3 = Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$. Af Salmiaken gjenvindes Ammoniak ved Destillation med Kalk (S. 139).

3. *Kryolithmethoden.* Kryolith og Kalksten blandes i fintmalet Tilstand og glødes: $6NaF,Al_2F_6 + 6CaCO_3 = 3Na_2O,Al_2O_3 + 6CaF_2 + 6CO_2$. Af den afkølede Masse udtrækkes Lerjordnatron med Vand, og til Opløsningen ledes Kulsyre, hvortil kan anvendes den ved selve Glødningen dannede; herved udfældes Lerjordhydrat og dannes Soda: $3Na_2O,Al_2O_3 + 3H_2O + 3CO_2 = Al_2(OH)_6 + 3Na_2CO_3$. Lerjordhydratet skilles fra og benyttes til Aluminiumsulfat (se Aluminium). Sodaluden inddampes til Krystallisation.

Den aarlige Produktion af Soda kan anslaaes til 800000 Tons (beregnet som kalcineret Soda), hvoraf i 1883 allerede 23 Proc., nu langt mere, fremstilles efter Ammoniakmethoden. Kalcineret Soda anvendes især til Glas, til Natronhydrat, hvoraf igjen fremstilles Sæbe, samt til

mange andre teknisk vigtige Natriumforbindelser; Krystalsoda især til Vask.

Det rene Salt, $Na_2CO_3,10H_2O$, faaes lettest ved at omdanne Soda til tvekuls. Natron, gløde dette og omkrystallisere Glødningsresten. Det danner store, monokliniske Krystaller, som let forvitre og derved i Sommervarme miste 9 Mol. Vand. Det smelter i sit Krystalvand ved 32°,5 og kan da, ligesom ved Inddampning af Opløsningen i Varmen, udskille Krystaller med $1H_2O$, som ved 73° bliver vandfrie. 100 Dele Vand opløse ved 0° 7,1, ved 32°,5 59 Dele vandfri Soda. Her er et Maximum for Opløseligheden, idet der ved alle højere Temperaturer lige til den mættede Opløsnings Kp., 105°, opløses 45—46 Dele vandfrit Salt af 100 Dele Vand. Soda danner let overmættede Opløsninger. Opløsningen reagerer alkalisk, og det vandfrie Salt kan smelte i Glødhede uden Forandring.

b. Surt, $NaHCO_3$ (tvekulsurt Natron), dannes ved at lede Kulsyre til en Blanding af vandholdig og afvandet Soda og er sædvanlig et hvidt, krystallinsk Pulver, som er tungere opløseligt end det normale Salt og ved Kogning af Opløsningen eller ved Glødning gaaer over til dette. Det benyttes i Medicinen og i Husholdningen.

c. Trona (S. 223), er $Na_2CO_3,2NaHCO_3,3H_2O$.

Natriumsilikater udgjøre Bestanddele af mange Mineralier (se Aluminium) samt af almindeligt Glas. Det saakaldte Natronvandglas indeholder sædvanlig $Na_2O,3SiO_2$ og fremstilles enten ved Sammensmeltning af Sand o. l. med kalcineret Soda, hvorved faaes en glasagtig, i Vand opløselig Masse, eller (i Opløsning) ved Kogning af Infusoriejord (S. 192) med Natronlud, eller (under 5-6 Atmosfærers Tryk) Flint med Natronlud. Opløsningen reagerer alkalisk, og selv ganske svage Syrer, som Kulsyre, udskille Kiselsyren. Det anvendes bl. a. til at skytte Træ mod Antændelse, til kunstig Sandsten, til Befæstelse af Freskomalerier (Stereochromi) og med forskjellige Tilsætninger til Kit for Glas og Porcellæn.

Kalium. K = 39,1.

Kalium *forekommer* i stor Mængde som Silikat i Forbindelse med Aluminiumsilikat, især som Feldspat og Glimmer. Desuden som Chlorkalium og Kaliumsulfat, især i Form af Dobbeltsalte, baade i Lag i Jorden og, dog i ringe Mængde, i Havet og i det meste Kildevand. Ved Stenenes Forvitring gaaer det over i Jordbunden, hvor det f. Ex. findes i alt Ler, og hvor det ved de kvælstofholdige Stoffers Forraadnelse omdannes til Nitrat. I denne Form optages det af Planterne, for hvilke det er et nødvendigt Næringsstof. Uden Kaliumsalte formaaer Planten ikke at omdanne Kulsyre og Vand til organiske Stoffer og Ilt (S. 174 og 185). I Planterne findes det som Salte dels af uorganiske Syrer (Saltsyre, Svovlsyre, Salpetersyre, Fosforsyre), dels af organiske (Oxalsyre, Vinsyre, Æblesyre, Citronsyre). De organiske Kaliumsalte blive ved Glødning i Luft alle til Kaliumkarbonat, som derfor findes i Planternes Aske. I den dyriske Organisme findes Kaliumsalte udbredte ligesom Natriumsalte, dog saaledes, at de første have Overvægten i de faste Bestanddele, f. Ex. Kjødet, de sidste i de flydende. I Blod findes Kaliumsalte især i Blodkornene, Natriumsalte især i Plasmaet.

Metallet *fremstilles* paa lignende Maade som Natrium. Det er endnu lettere ilteligt end Natrium og opbevares derfor under Petroleum i Flasker, som kun maa indeholde lidt Luft.

Dets fysiske *Egenskaber* ere væsentlig de samme som Natriums, dog er Vf. 0,87, Smp. 62°,5, Kp. noget lavere end Natriums og Dampen blaagrøn. Det er mere elektropositivt end Natrium, mindre end Rubidium og Cæsium. Det ilter sig yderst let, især i fugtig Luft, og sønderdeler øjeblikkelig Vand ($2K + 2H_2O = H_2 + 2KOH$) under en saa stor Varmeudvikling, at Brinten tændes, selv naar Vandet er i Form af Is (sml. S. 214 m.). I sine øvrige chemiske Egenskaber stemmer det væsentlig med Natrium.

Kalium blev først isoleret af Davy 1807 paa samme Maade som Natrium.

Kaliums Ilter og Hydroxyd.

Ogsaa Kalium danner to Ilter, Kaliumilte, K_2O (Kali), og Kaliumoverilte, K_2O_4. Det første faaes ved at lede den nødvendige Mængde Luft til netop smeltet Kalium uden videre Opvarmning, og danner et hvidt Pulver, som forener sig med Vand under Ildfænomen til Kaliumhydroxyd ($K_2O + H_2O = 2KOH$). — Kaliumoverilte dannes ved Kaliums Forbrænding i tør Luft eller Ilt som en orangegul Masse, der bliver mørkere ved Opvarmning. Langt vigtigere end disse ere:

Kaliumhydroxyd, KOH (Kalihydrat), der fremstilles ganske som Natronhydrat, i alt væsentligt har de samme Egenskaber og kun er endnu stærkere ædsende (Ædskali; kaustisk Kali). Dog er det krystallinske Hydrat sammensat $KOH,2H_2O$. Kalihydrat flyder hen i Luften uden senere at blive fast, idet det tilsidst dannede Kaliumkarbonat ogsaa er henflydende (sml. S. 216 ø.).

Kaliums Svovlforbindelser.

Kaliumsulfid, K_2S, og Kaliumsulfhydrat, KSH, dannes og forholde sig i alt væsentligt som de analoge Natriumforbindelser (S. 216). Højere Sulfider dannes ganske som ved Natrium. En Blanding, som indeholder saadanne, er Farmakopøens Svovllever (Hepar sulfuris), der faaes ved Sammensmeltning af Kaliumkarbonat med Svovlblomster. Ved omtrent lige Dele kulsurt Kali og Svovl og en Temp. ikke over 250° dannes væsentlig Kaliumpentasulfid og Kaliumthiosulfat, idet: $3K_2CO_3 + 12S = 2K_2S_5 + K_2S_2O_3 + 3CO_2$. Ved noget stærkere Hede dannes væsentlig Kaliumpentasulfid og Kaliumsulfat, idet $4K_2S_2O_3 = K_2S_5 + 3K_2SO_4$. Ved mindre Svovl faaes f. Ex. K_2S_4, K_2S_3 og K_2S_2. Svovllever er en gulbrun, noget grønlig Masse, som opløses let i Vand og med Syrer giver et hvidt Bundfald af Svovlmælk (S. 120). Den smeltede Svovllever er aldrig homogen og indeholder altid Kaliumsulfat, hvorfor den altid ved Sønderdeling med Syrer tillige giver rigelig Svovlbrinte. Derimod faaes ved Kogning af Kalilud med Svovl en brun

Opløsning ($6KOH + 12S = 2K_2S_5 + K_2S_2O_3 + 3H_2O$), som med Syren giver Svovlmælk, men kun Spor af Svovlbrinte.

Kaliumsalte

ere farveløse, naar Syren ikke selv er farvet, og næsten alle opløselige i Vand. I Modsætning til Natriumsaltene farve de Flammen violet (Spektret viser især to Linier, en i det yderste røde og en i det yderste violette) og give i nogenlunde koncentrerede Opløsninger med Brintplatinchlorid et gult, krystallinsk, i Vinaand uopløseligt Bundfald af Kaliumplatinchlorid, K_2PtCl_6, der under Mikroskopet viser sig som Regulæroktaedre; og med Vinsyre, i det mindste ved Henstand, et hvidt, kornet krystallinsk Bundfald af surt vinsurt Kali (Vinsten). Begge disse Reaktioner forudsætte dog, at Ammoniumsalte ere fjærnede, hvad let kan ske ved svag Glødning.

KCl.

Chlorkalium, KCl, *forekommer* som saadant (Sylvin), men især i en Forbindelse med Chlormagnium og Vand, $KCl,MgCl_2,6H_2O$ (Carnallit) i de øvre Lag af flere Stensaltlejer, især ved Stassfurt. Disse Lag indeholde desuden Magniumsulfat (Kieserit = $MgSO_4,H_2O$) og Forbindelser af dette med Kaliumsulfat, Chlormagnium og Kalciumsulfat. En af de vigtigste af disse er Kainit = $K_2SO_4,MgSO_4,MgCl_2,6H_2O$. Alle disse saakaldte „Afrømningssalte" gjenfindes ved Inddampning af Moderluden fra Salthavernes Kogsalt, og deres Forekomst beviser derfor, at Stensaltlaget ved Stassfurt er opstaaet ved Indtørring af et Hav. Afrømningssaltene tjene dels som Gødningsmiddel til at tilføre Planterne Kalium, dels som det vigtigste Grundlag for Fremstilling af Chlorkalium (og derigjennem alle andre Kaliumsalte) og Magniumforbindelser. Tilvirkningen af Chlorkalium beroer paa, at Carnallit efter Opløsning i en ringe Mængde varmt Vand ved Afkøling udskiller det meste Chlorkalium i Krystaller, medens Chlormagnium forbliver i Moderluden. Derfor *vindes* Chlorkalium af det fint malede Raasalt, som indeholder 58 Proc. Carnallit, 22 Kogsalt, 15 Kieserit og

5 Proc. andre Salte, ved at behandle det med kun saa meget Vand, som er tilstrækkeligt til at opløse Chlorkaliumet. Af den klarede Opløsning udkrystalliserer ved Afkøling det meste Chlorkalium. Moderluden giver ved Inddampning Krystaller af Carnallit, som behandles paa samme Maade. Det raa Chlorkalium renses ved Omkrystallisation og „dækkes" med en ren Chlorkaliumopløsning, som fortrænger Moderluden. — Chlorkalium krystalliserer i Tærninger ligesom Kogsalt, men er i Modsætning til dette meget lettere opløseligt i varmt end i koldt Vand. 100 Dele Vand opløse ved 0° 28,5, ved 108°, den mættede Opløsnings Kp., 58,5 Dele Chlorkalium. Det er lettere flygtigt end Chlornatrium.

Bromkalium, KBr, fremstilles ved at sætte Brom til Kalilud ($6KOH + Br = 5KBr + KBrO_3 + 3H_2O$), indtil Opløsningen begynder at blive gul; derpaa afdampes den til Tørhed, og Resten glødes med Sukkerkul: $KBrO_3 + 3C = KBr + 3CO$. Ved Opløsning i Bromvand og Afdampning fjernes Jod og Chlor som Bromforbindelser; endelig renses Saltet ved Omkrystallisation. Det danner letopløselige Tærninger og benyttes meget i Medicinen.

Jodkalium, KJ, fremstilles paa lignende Maade som Bromkalium og ligner dette meget. Det anvendes i Medicinen.

Kaliumhypochlorit, KClO (chlorundersyrligt Kali), faaes i Opløsning blandet med Chlorkalium paa samme Maade som Chlornatron (S. 219) og anvendes ligesom dette under Navnet „Eau de Javelle".

Kaliumchlorat, $KClO_3$ (chlorsurt Kali), dannes ved at lede Chlor i varm og stærk Kalilud, idet det først dannede chlorundersyrlige Salt i Varmen omsætter sig til Chlorkalium og chlorsurt Kali (S. 110 n., 111 ø.), hvilket sidste er meget tungtopløseligt i koldt Vand og derfor udkrystalliserer. Men det *fremstilles* sædvanlig ved at lede Chlor til Kalkmælk, sætte Chlorkalium til den dannede, klare Chlorkalkopløsning og inddampe noget, hvorpaa Kaliumchlorat ved Henstand udkrystalliserer. Processerne ere:

$$2Ca(OH)_2 + 2Cl_2 = Ca(ClO)_2 + CaCl_2 + 2H_2O;$$
$$3Ca(ClO)_2 = Ca(ClO_3)_2 + 2CaCl_2;$$
$$Ca(ClO_3)_2 + 2KCl = 2KClO_3 + CaCl_2.$$

Saltet krystalliserer i store, men sædvanlig tynde, monokliniske Tavler og kan let renses ved Omkrystallisation, da det er meget lettere opløseligt i varmt Vand end i koldt. 100 Dele Vand opløse ved 0° 3,3, ved 105°, den mættede Opløsnings Kp., over 60 Dele Kaliumchlorat. Ved Ophedning af det tørre Salt afgiver det Ilt (S. 88) og spaltes herved først til Chlorkalium, Ilt og Kaliumperchlorat, $KClO_4$ (chloroversurt Kali), som er endnu tungere opløseligt end Chloratet og derfor endnu lettere kan skilles fra Chlorkalium ved Omkrystallisation. Til brændbare Stoffer afgiver chlorsurt Kali meget let Ilt: strøet paa glødende Kul frembringer det livlige Ildfænomener, ved Sammenrivning med Svovlblomster høje Knald. Det anvendes til Tændstikkernes Sats, i Fyrværkeriet og til Fremstilling af Ilt. Med Saltsyre giver det rigeligt Chlor: $KClO_3 + 6HCl = KCl + 3H_2O + 3Cl_2$, hvad der paa forskjellig Maade finder Anvendelse i den chemiske Analyse. Det er en farlig Gift, men anvendes noget i Medicinen.

Kaliumsulfat, K_2SO_4, findes som nævnt (S. 228) i Form af forskjellige Dobbeltsalte i Stassfurtersaltene og vindes heraf samt ved Sønderdeling af Chlorkalium med Svovlsyre. Handelsvaren renses ved Omkrystallisation. Det er i Modsætning til Natriumsulfat vandfrit og krystalliserer rhombisk, og det er tungere opløseligt i Vand. 100 Dele Vand opløse ved 15° 10 Dele Kaliumsulfat. Det anvendes til Alun, og i uren Tilstand som Gødningsmiddel.

Kaliumpyrosulfat, $K_2S_2O_7$ (sædvanlig kaldet surt svovlsurt Kali), faaes let ved Sammensmeltning af lige Mol. normalt Salt og koncentreret Svovlsyre, indtil Massen flyder roligt. Ved Afkøling udskilles det i fine Naale, der først smelte over 300° og derfor anvendes i den chemiske Analyse til Sønderdeling af forskjellige Mineralier, Opløsning af glødet Lerjord osv.

Kaliumnitrit, $2KNO_2,H_2O$ (salpetersyrligt Kali), fremstilles

ved at smelte Kalisalpeter med Metaller, f. Ex. Bly eller Kobber, som derved iltes, udtrække Massen med Vand, lade det ikke afiltede Salpeter udkrystallisere i Kulden og inddampe Vædsken. Det er meget lettere opløseligt i Vand end Salpeter.

Kaliumnitrat, KNO_3 (Kalisalpeter, Salpeter), dannes i regnfattige Lande, hvis Jordbund er rig paa Kaliforbindelser (S. 226). Navnlig i Bengalen, hvis Jordbund indeholder meget forvitret Feldspat, dannes Salpeter i rigelig Mængde, især ved Iltning af Urinstof (et voxent Menneske udskiller daglig i Urinen 30—35 Grm. Urinstof, hvori 46,7 Proc. Kvælstof), og vindes ved Udludning af Jorden omkring Bygningerne. — Lignende Betingelser søger man i Europa at fremkalde i „Salpeterplantagerne", idet man af kvælstofholdige organiske Stoffer, Mergel, Kalkaffald, Aske o. l., danner Mure eller afstumpede Pyramider, som jævnlig vandes med Urin o. l. og i regnfulde Lande beskyttes mod Regn. Under Indvirkning af en næsten overalt tilstedeværende Mikrob og ved en passende Temperatur (bedst 37 °) iltes da den ved Forraadnelsen dannede Ammoniak af Luftens Ilt til Nitrater, især af Kalcium og Magnium, som efter 2-3 Aars Forløb udtrækkes med Vand. Ved Dobbeltdekomposition med kulsurt Kali udskilles da Kalcium og Magnium som Karbonater, medens Salpeter opløses: $Ca(NO_3)_2 + K_2CO_3 = 2KNO_3 + CaCO_3$, og vindes ved Inddampning. — I størst Mængde vindes dog Salpeter af Natronsalpeter og Chlorkalium (Konversionssalpeter), idet den blandede Opløsning ved Indkogning udskiller Kogsalt, som tages ud, medens Kalisalpeter, som er meget lettere opløseligt i varmt end i koldt Vand, holder sig opløst i den varme Vædske og først udskilles ved Afkøling, under Troublering (S. 59), for at Krystallerne ikke skulle indeslutte Moderlud. Krystallerne renses ved Omkrystallisation (hvorved nu indblandet Kogsalt, som ikke er tungere opløseligt i koldt end i varmt Vand, forbliver i Moderluden) og „dækkes" med en ren Salpeteropløsning. Til Krudt maa Salpeter ikke indeholde mere end 0,03 Proc. Chloralkalimetaller.

Kalisalpeter krystalliserer i hule, rhombiske Prismer

(derfor: „prismatisk Salpeter"), smelter ved 339° og størkner straalet krystallinsk. I fugtig Luft tiltrækker det Vand. Det er meget lettere opløseligt i varmt end i koldt Vand. 100 Dele Vand opløse ved 0° 13,3, ved 114°, den mættede Opløsnings Kp., 327,4 Dele Salpeter. I absolut Alkohol er det uopløseligt. Ved Glødhede afgiver det Ilt og angriber næsten alle Kar. I høj Temperatur afgiver det let Ilt til brændbare Stoffer, f. Ex. Svovl, Kul, og frembringer herved livlige Ildfænomener, ofte Explosioner. Det anvendes i Medicinen, til Saltning, i Fyrværkeriet, men i overvejende Mængde til:

Krudt, som er en meget omhyggelig Blanding af Salpeter, Svovl og Trækul. Til Skydning er Krudtet omtrent blandet af 2 Mol. Salpeter, 1 At. Svovl og 3 At. Kul, til Sprængning af omtrent 2 Mol. Salpeter, 1 At. Svovl og 6 At. Kul. Men de Forbrændingsligninger, som heraf synes at fremgaa:

$$2KNO_3 + S + 3C = K_2S + N_2 + 3CO_2 \text{ og}$$
$$2KNO_3 + S + 6C = K_2S + N_2 + 6CO$$

svare ikke til de virkelige Forhold. Krudtets Sønderdeling ved Antændelse i lukket Rum lader sig ikke udtrykke i en chemisk Ligning. Af Forbrændingsprodukterne ere omtr. 57 Proc. faste, 43 luftformige, og de sidstes Rumfang er, reduceret til 0° og 760 Mm., omtrent 280 Gange Krudtets. Forbrændingsvarmen for almindeligt sort Krudt er omtrent 750°, hvoraf Temperaturen tilnærmelsesvis lader sig beregne til 2200°.

Det primære Kaliumfosfat, KH_2PO_4, og det analoge Arsenat krystallisere let, ere vandfrie og isomorfe (tetragonale).

Kaliumantimonat, $K_2H_2Sb_2O_7, 4H_2O$ (saakaldet meta-antimonsurt Kali, sml. S. 222), faaes ved at forpuffe en Blanding af Antimon med 4 Dele Salpeter i smaa Portioner i en glødende Digel, udtrække det derved dannede salpetersyrlige Kali med koldt Vand og koge Resten ($KSbO_3$) i længere Tid med Vand, hvorved den opløses i Form af

dette Salt. Det kan krystallisere og sønderdeles let af alle Syrer. Vigtigt Reagens for Natriumsalte (S. 226).

Kaliumkarbonat, K_2CO_3 (kulsurt Kali, Potaske), vindes i det store 1. af Landplanters Aske, som udtrækkes med Vand, hvorved uopløselige Urenheder blive tilbage, medens Opløsningen afdampes og glødes. Den saaledes vundne raa Potaske kan renses ved Opløsning i 2 Dele Vand, Inddampning og Henstand, hvorved tungere opløselige Urenheder ($CaSO_4$, K_2SO_4, Na_2CO_3, KCl) udskille sig; derpaa inddampes Vædsken, som nu næsten kun indeholder kulsurt Kali, og glødes (renset Potaske). — 2. Af Chlorkalium ganske som Soda af Chlornatrium efter Leblanc's Methode. — 3. Af Roesukkermelasse, hvis Sukker først omdannes til Vinaand ved Gjæring, medens Bærmen, som indeholder betydelige Mængder af Kalisalte, inddampes og forkulles eller kalcineres. Potaske anvendes til Kalihydrat, bøhmisk Krystalglas og flere vigtige Kaliumsalte, f. Ex. Blodludsalt (S. 187), Kaliumdichromat o. fl.

I ren Tilstand faaes det normale Salt 1. ved Glødning af det sure; 2. ved Forkulning af ren Vinsten, Udludning af Kullene og Inddampning af Luden. Den koncentrerede Opløsning giver ved længere Henstand store monokliniske Krystaller, $2K_2CO_3,3H_2O$, som ved 100° tabe 1 Mol., ved Glødning alt Vand. Det vandfrie Salt er tungere smelteligt end vandfri Soda, men en Blanding af lige Mol. af begge Salte smelter lettere end noget af dem for sig. Baade det krystallinske og det glødede Salt ere meget letopløselige i Vand, ja endog henflydende. Opløsningen reagerer alkalisk. Ved Tilledning af Kulsyre udskilles det **sure Kaliumkarbonat,** $KHCO_3$ (tvekulsurt Kali), som er meget tungere opløseligt, krystallinsk. Det taber ved Ophedning let Kulsyre og Vand og gaaer over til det normale Salt. Ved Kogning af Opløsningen skeer det samme.

Kaliumsilikat forekommer som Bestanddel af mange almindelige, naturlige Silikater (se Aluminium) samt af Glas. For sig fremstilles og anvendes det under Navnet

Kalivandglas ganske som Natronvandglas. Ofte benyttes en Blanding af begge.

Ammonium.

Allerede S. 140 er fremhævet, at Ammoniakens Forbindelser med Syrer alle kunne opfattes som Salte af det sammensatte Radikal Ammonium, NH_4, der i sine Forbindelser fuldstændig har Charakter af et Metal. Radikalet selv skal være isoleret i Form af en blaa, meget ubestandig Vædske. I Forbindelse med Kvægsølv, som Ammoniumamalgam, faaes det let 1. ved at overhælde fast Natriumamalgam (S. 214) med en mættet Salmiakopløsning, eller 2. ved Elektrolyse af en stærk Salmiakopløsning, idet man lader den negative Pol dannes af Kvægsølv. I begge Tilfælde viser Ammoniumamalgam sig som en stærkt opsvulmet metalglindsende Masse, der ved lav Temperatur endog skal kunne krystallisere, men i alle Tilfælde snart sønderdeles til Kvægsølv og en Blanding af 1 Rf. Brint + 2 Rf. Ammoniak ($H + NH_3$).

Ammoniumhydroxyd kjendes ikke som saadant. Dog forholder Ammoniakvand sig i mange Maader, som om det indeholdt denne Forbindelse ($NH_3 + H_2O = NH_4.OH$). Det reagerer stærkt alkalisk, tiltrækker Kulsyre af Luften, udskiller uopløselige Baser af deres Salte, men opløser, naar det tilsættes i Overskud, mange af dem igjen, især Hydroxyderne af Zink, Kadmium, Kobolt, Nikkel, Kobber [$Cu(OH)_2$] og Sølv, hyppigst under Dannelse af Forbindelser af Ammoniak med Saltene (se S. 140).

Ammoniumsulfid, $(NH_4)_2S$, og **Ammoniumsulfhydrat**, $NH_4.SH$, kunne begge faaes ved lav Temperatur af tør Ammoniak og tør Svovlbrinte i Form af farveløse Krystaller, men de ere meget ubestandige og allerede ved 57° fuldstændig dissocierede (S. 45).

En farveløs Opløsning af Ammoniumsulfhydrat dannes ved at mætte Ammoniakvand med Svovlbrinte: $NH_4.OH + H_2S = H_2O + NH_4SH$.

Deles en Ammoniakopløsning i to lige Dele, mættes den ene med Svovlbrinte og tilsættes den anden, saa faaes en farveløs Vædske, som altsaa indeholder $NH_4OH + NH_4SH$, og som under Navnet **Svovlammonium** anvendes meget i den chemiske Analyse. Den fælder de fleste uopløselige Svovlmetaller af vedkommende Metalsalte og opløser, tilsat i Overskud, de samme som Svovlnatrium (S. 216) undtagen Svovlkvægsølv; men i Modsætning til Svovlnatrium opløser den ogsaa Svovlkobber, dog kun i ringe Mængde. Overfor Salte af Chromtveilte, Aluminium og flere sjældne Metaller virker den som Ammoniumhydrat og udskiller Hydroxyderne. I Modsætning til Svovlnatrium (S. 216) fælder det ikke Magniumsalte. — Baade Svovlammonium og Ammoniumsulfhydratets Opløsning lugte stygt og blive let gule i Luften under Dannelse af højere Ammoniumsulfider, af hvilke man kjender flere (indtil $[NH_4]_2S_7$), som ere gule eller røde og krystallinske. Ved Sulfhydratet er Virkningen den samme som ved Natriumsulfhydrat. Svovlammonium taber ved Henstand Ammoniak og gaaer altsaa delvis over til Sulfhydrat, der da paavirkes som før.

Ammoniumsalte

vise i næsten alle baade fysiske og chemiske Forhold den største Overensstemmelse med Kaliumsalte (sml. S. 140, 212—13 og 239). De adskille sig væsentlig fra disse ved at være let flygtige, sædvanlig under Dissociation (S. 45 og 46), og ved at de med stærke Baser, især ved Opvarmning, sønderdeles under Udvikling af Ammoniak, idet det Ammoniumhydroxyd, her egentlig skulde dannes ($NH_4Cl + NaOH = NaCl + NH_4.OH$), strax spaltes til Vand og Ammoniak, som er kjendelig paa Lugten, paa at den farver Kurkumapapir brunt og rødt Lakmuspapir blaat, samt paa, at en med Saltsyre befugtet Glasstang, naar den sænkes i Dampen, omgiver sig med en hvid Taage af fortættet Salmiakdamp. Disse ere de vigtigste Kjendemærker paa Ammoniaksalte.

Chlorammonium, NH_4Cl (Salmiak), dannes ved Blanding

af lige Rf. tør Ammoniak og tør Chlorbrinte under anseelig Varmeudvikling og Udskillelse af fast Salmiak: $NH_3 + HCl = NH_4Cl$. I det store *fremstilles* det af Gasvandet (S. 181), idet dette destilleres under Tilsætning af Kalk i indviklede Destillationsapparater, og den udviklede Ammoniak ledes i Saltsyre. Opløsningen inddampes til Krystallisation, og det raa Salt sublimeres i Jerngryder og afsætter sig paa Laaget som en fast, straalet krystallinsk Kage, medens organiske Urenheder forkulles. Det kan renses ved Omkrystallisation (Troublering). Salmiak krystalliserer regulært, men Krystallerne ere meget ejendommelig udviklede. Ved Ophedning fordamper det uden forud at smelte og under Dissociation (S. 44 og 45). Det er letopløseligt i Vand og binder ved sin Opløsning megen Varme. 100 Dele Vand opløser ved 15° 35,3 Dele Salmiak. Ogsaa ved Kogning af Opløsningen dissocieres det i ringe Grad, saa at lidt Ammoniak gaaer bort og Vædsken efterhaanden bliver sur. Det anvendes i Medicinen, til Fremstilling af Ammoniak og kulsur Ammoniak og ved Lodning af Metaller, idet det ved høj Temperatur let omsætter sig med Metalilter til letsmeltelige Metalchlorider og -Oxychlorider. Strøes f. Ex. Salmiak paa smeltet Zink, saa flyder dette med blank Overflade som Kvægsølv, idet $ZnO + 2NH_4Cl = ZnCl_2 + H_2O + 2NH_3$, og Chlorzinket yderligere opløser Zinkilte til letsmeltelige Forbindelser.

Ammoniumsulfat, $(NH_4)_2SO_4$ (svovlsur Ammoniak), fremstilles af Gasvandet ganske som Salmiak; dog renses det ikke ved Sublimation, fordi det sønderdeles ved Ophedning, men ved Omkrystallisation. Det er isomorft med Kaliumsulfat, men betydelig lettere opløseligt i Vand. 100 Dele Vand opløse ved 15° 74 Dele svovlsur Ammoniak. Det anvendes især som Gødning for at tilføre Planterne Kvælstof og har i denne Henseende det Fortrin for Natronsalpeter, at dette sidste let udvaskes, medens svovlsur Ammoniak bindes ved Agerjordens „absorberende“ Evne (sml. S. 138).

Ammoniumnitrat, $NH_4.NO_3$ (salpetersur Ammoniak), faaes

i lange Prismer ved at neutralisere Ammoniakvand med Salpetersyre og afdampe Opløsningen. Paa en glødende Metalplade brænder det med bleggul Flamme (Nitrum flammans), som det antages, til Salpetersyrlinganhydrid, Vand og Kvælstof: $3NH_4.NO_3 = N_2O_3 + 6H_2O + 2N_2$. Ved Ophedning i en Retort til omtrent 200° spaltes det til Vand og Kvælstofforilte (S. 142). Det opløses allerede i $^1/_2$ Del Vand under betydelig Varmebinding. Blandes 3 Dele af Saltet med 5 Dele Vand, synker Blandingens Temperatur 27°. I Modsætning til Kaliumsaltet er det ret opløseligt i Vinaand.

Ammoniumfosfat. Det primære Salt, $(NH_4)H_2PO_4$, er isomorft med det analoge Kaliumsalt.

Ammoniumnatriumfosfat, $Na(NH_4)HPO_4,4H_2O$ (fosforsur Natron-Ammoniak, Fosforsalt), *findes* undertiden i Guano og udskiller sig ved Fordampning af forraadnet Urin. Det *fremstilles* ved at opløse lige Molekuler almindeligt fosforsurt Natron og Salmiak i lidt kogende Vand og lade Vædsken henstaa til Krystallisation ($Na_2HPO_4 + NH_4Cl = Na(NH_4)HPO_4 + NaCl$) og renses ved Omkrystallisation. Store, letopløselige Prismer, som ved Glødning tabe Ammoniak og Vand og danne et glasagtigt metafosforsurt Natron: $Na(NH_4)HPO_4 = NaPO_3 + NH_3 + H_2O$. Dette opløser i Heden forskjellige Metalilter med forskjellig Farve under Dannelse af Ortho- og Pyrofosfater, f. Ex. $\overset{II}{CoO} + NaPO_3 = Na\overset{II}{C}oPO_4$; $CoO + 2NaPO_3 = Na_2CoP_2O_7$. Derfor anvendes det meget i Analysen paa samme Maade som Borax (S. 222 n.).

Kulsur Ammoniak dannes, naar kvælstofholdige organiske Stoffer raadne eller underkastes en tør Destillation; det findes derfor i raadden Urin, i flere Guanoer og i Gasvandet. Handelsvaren (det saakaldte „Hjortetaksalt", fordi det tidligere vandtes ved tør Destillation af Hjortetakker, Knogler, Horn o. l.) fremstilles nu ved at destillere en tør Blanding af Salmiak med kulsur Kalk i Jernretorter og omsublimere Produktet med lidt Vand. Efter Ligningen:

$CaCO_3 + 2NH_4Cl = (NH_4)_2CO_3 + CaCl_2$, skulde herved dannes normalt Ammoniumkarbonat, men dette Salt taber ved Destillation Vand: $[(NH_4)_2CO_3 - H_2O = NH_4.O.CO.NH_2]$ og gaaer over til den saakaldte karbaminsure Ammoniak, $(NH_4)CO_2NH_2$, som ogsaa dannes, naar tør Kulsyre og Ammoniak paavirke hinanden: $2NH_3 + CO_2 = (NH_4)CO_2NH_2$. Ved Omsublimation med lidt Vand gaaer dette Salt nu delvis over til surt Ammoniumkarbonat, idet $(NH_4)CO_2NH_2 + H_2O = (NH_4)HCO_3 + NH_3$, saa at Handelsvaren er en Forbindelse af lige Mol. sur kulsur Ammoniak og karbaminsur Ammoniak = $(NH_4)HCO_3, NH_4CO_2NH_2$. Hjortetaksalt er en farveløs, gjennemskinnende Masse af en ejendommelig stærk, pirrende Lugt. Det anvendes i Medicinen og til Hævning af finere Bagværk. Ved Henliggen fordamper den karbaminsure Ammoniak, medens surt Ammoniumkarbonat, $(NH_4)HCO_3$, bliver tilbage. Dette Salt bliver ligeledes tilbage, naar Hjortetaksalt behandles med en til Opløsning utilstrækkelig Mængde Vand, og danner et hvidt Pulver uden Lugt.

Ammoniumsilikater existere ikke.

Lithium. Rubidium. Cæsium. Thallium.

Lithium (Li = 7,0) forekommer meget udbredt, men i ringe Mængde, rigeligst i enkelte sjældne Fosfater (Trifyllin) og Silikater (Lithiumglimmer), i de fleste Saltkilder og ikke sjældent i Planter. Det kan ikke fremstilles som Kalium og Natrium, da det ikke er nær saa flygtigt, men ved Elektrolyse af det smeltede Chlorid. Dets Vf. er kun 0,59, og det smelter ved 180°. I sine Forbindelser ligner det mest Natrium. Karbonatet, Li_2CO_3, er tungtopløseligt i rent, lettere opløseligt i kulsyreholdigt Vand og anvendes i Medicinen. Saltene farve Flammen karmoisinrød, og Spektret er udmærket ved en fremtrædende rød Linie. Lithiumforbindelser opdagedes 1817 af Arfvedson.

Rubidium (Rb = 85,4) og **Cæsium** (Cs = 132,9) forekomme i endnu mindre Mængde end Lithium og ledsage hyppig dette. Desuden findes de i Carnallit, Chilisalpeter o. fl. Mineralier og i mange Saltkilder, Rubidium ogsaa i ikke faa Planter og af Planter vundne Produkter (Vinsten, Potaske), hvorimod Cæsium

synes at være en Gift for Planterne. I Egenskaber ligne de meget Kalium, dog ere de endnu stærkere elektropositive end dette (S. 207), have en højere Vf. (Rubidium 1,5, Cæsium 1,9) og et lavere Smp. (Rubidium 38°,5, Cæsium 26°,5). Begges Salte farve Flammer violette, omtrent som Kaliumsalte, men deres Spektra ere ganske forskjellige; Rubidium er udmærket ved to violette Linier og to i Spektrets yderste røde (ruber, rød), Cæsium ved en orange Linie og to blaa (cæsius, himmelblaa). Begge ere opdagede ved Spektralanalyse af Bunsen og Kirchhoff 1859.

Thallium (Tl = 204,2) forekommer især i mange Sorter Svovlkies og adskiller sig i metallisk Tilstand meget fra de øvrige Alkalimetaller, idet det nærmest ligner Bly. Det udskilles af sine Saltopløsninger med Zink, dets Vf. er 11,8, og det smelter ved 290°. Thallium optræder hyppigst monovalent og ligner da i sine Forbindelser i høj Grad Alkalimetallerne, med hvilke det sammenknyttes ved talrige Isomorfier, om det end viser forskjellige Afvigelser (S. 212). Men det kan ogsaa optræde trivalent, dog ere de herhenhørende Forbindelser temmelig ubestandige. Dets Forbindelser ere giftige og farve Flammen grøn (*θάλλος*, grøn Gren). Om Spektret se S. 93. Opdaget ved Spektralanalyse af Crookes 1861.

Isomorfier mellem Alkalimetallerne.

Som allerede ovenfor antydet (S. 213), vise mange Isomorfier, at disse Metaller falde i to Grupper, Natriumgruppen (Li og Na) og Kaliumgruppen (NH_4, K, Rb, Cs, Tl). Af disse Forhold skulle følgende fremhæves:

Haloidsaltene af hele Rækken krystallisere regulært, sædvanlig i Tærninger; men Chlornatrium og Chlorlithium ved lavere Temperatur tillige i monokliniske Former med $2H_2O$.

Haloiddobbeltsalte. Hele Kaliumgruppens Platinchloriddobbeltsalte krystallisere i vandfrie Regulæroktaedre. Natrium- og Lithiumplatinchlorid derimod med $6H_2O$ og, i det mindste det første, triklinisk.

Sulfater. Hele Kaliumgruppens Sulfater krystallisere vandfrit i samme rhombiske Form; de vandfrie Sulfater af Natrium og Sølv krystallisere vel ogsaa rhombisk, men i en afvigende Form. Det samme gjælder de selensure Salte.

Dobbeltsulfater. 1. Hele Kaliumgruppen danner med Sulfater af Aluminium- og Jerngruppen vel krystalliserende Dobbeltsalte af den alm. Formel $R_2SO_4, \overset{VI}{R_2}3SO_4, 24H_2O$, de saakaldte Aluner, der alle optræde i Regulær-oktaedre. Natriumalun krystalliserer vanskeligt og kun under særlige Forhold. Lithium danner ingen Alun.

2. Hele Kaliumgruppen danner med Sulfaterne af Magniumgruppen velkrystalliserende, isomorfe monokliniske Dobbeltsalte: $R_2SO_4, \overset{II}{R}SO_4, 6H_2O$. Natrium danner ikke Dobbeltsalte af denne Række, Lithium overhovedet ikke Dobbeltsalte med Magniumgruppens Sulfater.

Dithionaterne af Lithium, Natrium og Sølv krystallisere med $2H_2O$ i samme rhombiske Form. Dithionaterne af Kalium, Rubidium og Thallium i samme hexagonale Form og vandfrit.

Nitraterne af Lithium og Natrium, samt blandede Nitrater af Lithium og Sølv, og af Natrium og Sølv krystallisere i Rhomboedre, meget nær af Kalkspatens Form. Nitraterne af Ammonium, Kalium og Thallium krystallisere i rhombiske Prismer, meget nær af Aragonitens Form.

Baryumgruppen

indeholder Metallerne Kalcium, Strontium, Baryum og Bly. De tre første ere saa stærkt elektropositive, at de nærme sig Alkalimetallerne. Blyet indtager en Særstilling ligesom Thallium blandt Alkalimetallerne. De ere i Reglen divalente, men danne dog ogsaa Ilter af Formlen RO_2, som imidlertid have Charakter af Overilter (S. 89 og 110). Hydroxyderne $R(OH)_2$ ere stærke Baser, der minde om Alkalihydraterne. Dog er Opløseligheden langt mindre og aftager stærkt i Ordenen Ba, Sr, Ca, Pb. I samme Orden tiltager den Lethed, hvormed de gaa over til Anhydrider. Sulfiderne sønderdeles ligesom Alkalimetallernes Sulfider af Vand til Hydroxyder og Sulfhydrater.

Kun Svovlbly er bestandigt ikke blot overfor Vand, men ogsaa overfor svage Syrer, det danner intet Sulfhydrat og svarer i disse Henseender ganske til Svovlthallium. Ogsaa skiller Bly sig fra de øvrige ved, at dets opløselige Salte fældes af Ammoniak, og ved sin store Tilbøjelighed til at danne basiske og anhydrobasiske Salte (f. Ex. Blyhvidt). Alle fire Metallers Salte ere farveløse, naar Syren ikke er farvet, dog er Jodbly gult. I Opløselighed ligne Saltene hinanden meget. Sulfaterne ere tungtopløselige eller uopløselige, og Opløseligheden aftager i Ordenen Ca, Sr, Pb, Ba. De normale Fosfater ere uopløselige, de sekundære tungtopløselige og de primære letopløselige. De normale Karbonater ere uopløselige, de sure noget opløselige i Vand, Nitraterne ere opløselige, Chloriderne ligeledes, dog aftager de sidstes Opløselighed i Ordenen Ca, Sr, Ba, Pb, saa at Chlorbly (ligesom Chlorthallium) er tungtopløseligt i koldt Vand. Men medens Bromiderne af Kalcium, Strontium og Baryum ere lettere opløselige end Chloriderne, og Jodiderne endnu lettere opløselige end Bromiderne, er Brombly tungere opløseligt end Chlorbly og Jodbly endnu tungere opløseligt end Brombly, ganske som hos Thallium. Fra Metalloidernes Chemi vil det erindres, at Baryumsaltene af Chlorsyre (S. 113), Svovlundersyre (S. 131) og Fosforundersyrling (S. 153) ere opløselige. Det samme er Tilfældet med de tilsvarende Salte af de øvrige Metaller i denne Række; men med Undtagelse af disse og de ovenfor nævnte opløselige Sale, ere næsten alle andre Salte af disse Metaller tungt- eller uopløselige. Hele Rækken sammenknyttes ved talrige Isomorfier (S. 263). Atomtallene danne en Række, parallel med Kaliumgruppens:

K 39,1	Rb 85,4	Cs 132,9	Tl 204,2
Ca 40	Sr 87,5	Ba 137	Pb 206,9

Metallernes Vægtfylde voxer stærkt i samme Orden som Atomtallene.

Af analytiske Grunde sammenfattes jævnlig Baryum, Strontium, Kalcium og Magnium under Navnet: de alkaliske Jordarters Metaller.

Kalcium. Ca = 40.

Næst efter Ilt, Silicium og Aluminium er Kalcium det Grundstof, der *forekommer* i størst Mængde paa Jorden, dog aldrig frit, men i talrige Salte, af hvilke Kalciumsilikat i Forbindelse med Aluminiumsilikat ligesom Kalciumkarbonat udgjøre Hovedbestanddele af den faste Jordskorpe. Ogsaa Kalciumsulfat findes meget hyppigt; mindre almindeligt, men dog i stor Mængde forekomme Fluorkalcium og Kalciumfosfat. Kalciumnitrat er den almindeligste Form, i hvilken Planterne optage deres Kvælstof (S. 146 ø.), og Kalciumsalte findes udbredte i og ere uundværlige Næringsstoffer for Planter og Dyr; af disse sidstes Knogler udgjøre de endog Hovedbestanddelen (S. 149).

Metallet *fremstilles* ved Elektrolyse af smeltet Chlorkalcium eller ved at smelte Jodkalcium med Natrium i lukkede Jerndigler. Det kan derimod ikke reduceres af sine Iltforbindelser ved Kul.

Egenskaber. Kalcium er et gult Metal af Vf. 1,57, og som først smelter i Rødglødhede. Det ilter sig meget let i Luften, ved Opvarmning endog under Ildfænomener. Med Vand udvikler det strax Brint, uden at dog Varmeudviklingen er saa stor, at Brinten tændes.

Kalcium blev først fremstillet af Davy 1808.

Kalciums Ilter og Hydroxyder.

Af Ilter danner Kalcium to: Kalciumilte, CaO, og Kalciumoverilte, CaO_2.

Kalciumilte, CaO (Kalk), *fremstilles* saa at sige udelukkende ved Glødning af kulsur Kalk: $CaCO_3 = CaO + CO_2$. I det store anvendes Kalksten, som glødes i egne Ovne af forskjellig Konstruktion (med afbrudt eller uafbrudt Drift), og som jævnlig tilstede Anvendelse af den udviklede Kulsyre. Ved for heftig Glødning, især af lerholdig Kalksten, bliver Kalken „dødbrændt“ og læsker sig ikke med Vand (sml. S. 250 n.). Til ren Kalk benyttes i det mindre Marmor, Kalkspat eller ren, kunstig fremstillet kulsur Kalk.

— Kalk er en hvid, jordagtig Masse, som ikke kan smelte og derfor anvendes som Digler ved Platinsmeltning (se Platin) og til Drummond's Lys (S. 86). Den tiltrækker Fugtighed og kan derfor benyttes til Tørring af visse Luftarter (S. 139). Overhældes den med $^1/_2$ Del Vand, optager den det i sine Porer og falder hurtigt, under meget betydelig Varmeudvikling, hvorved en Del af Vandet fordamper, hen til et fint, hvidt Pulver (Melkalk), som bestaaer af:

Kalciumhydroxyd, $Ca(OH)_2$ (Kalkhydrat; læsket Kalk), idet $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$. Ved Læskning med omtrent 3 Dele Vand giver Kalk en hvid, fed Dejg, som med mere Vand danner en tynd Vælling (Kalkmælk). Ved 15° opløses 1 Del Kalk i 730 Dele Vand (Kalkvand), ved 100° først i 1300 Dele Vand. Kalkhydrat er en stærk Base (sml. S. 215 og 227), reagerer alkalisk, virker ædsende paa lignende Maade som Kali og Natronhydrat, og tiltrækker Kulsyre af Luften. Da den herved dannede kulsure Kalk er uopløselig i Vand, bliver Kalkvand hurtig uklart i Luften og tjener til Paavisning af Kulsyre (S. 186 ø.). Det dejgformige Kalkhydrat finder især Anvendelse til Murkalk (Mørtel), hvortil det blandes med Sand, dels for at give Massen større Stivhed, dels for at den ikke skal slaa Revner. Murkalken bliver efterhaanden til en stenhaard Masse, som maa tænkes dannet ved, at den vaade Kalk er gjennemtrængt med mættet Kalkvand, som efterhaanden optager Kulsyre af Luften og udskiller krystallinsk kulsur Kalk (sml. S. 250). Herved dannes Vand [$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$], som paany opløser Kalkhydrat, der igjen omdannes til krystallinsk kulsur Kalk, og denne Virkning fortsættes stadigt, men bestandig langsommere, saa at gamle Mure i deres indre endnu indeholde Kalkhydrat. I Tidens Længde danner Sandet ogsaa noget kiselsur Kalk.

Kalciumoveriltehydrat, $CaO_2,8H_2O$, dannes i Form af fine Krystalskæl ved at sætte Kalkvand til Brintoverilte (sml. BaO_2).

Svovlkalcium, CaS, dannes i stor Mængde som Biprodukt

ved Sodatilvirkningen efter Leblanc's Methode og fremstilles let ved at gløde Kalciumsulfat i en Brintstrøm ($CaSO_4 + 4H_2 = CaS + 4H_2O$) eller med Kul ($CaSO_4 + 2C = CaS + 2CO_2$). Det er en hvidgul Masse, som er meget tungtopløselig i koldt Vand, men opløses fuldstændig ved Tilledning af Svovlbrinte som Kalciumsulfhydrat, $Ca(SH)_2$. Ved Kogning af Kalkhydrat med Vand og Svovl faaes en gulbrun Opløsning af Kalciumpentasulfid CaS_5, og Kalciumthiosulfat, som benyttes til Fremstilling af Svovlmælk (S. 120).

Kalciumsalte

ere farveløse, naar Syren ikke selv er farvet. Om deres Opløselighed i Vand se S. 241. De i Vand uopløselige eller tungtopløselige opløses i Reglen af fortyndet Saltsyre. De opløselige give med Kali- eller Natronhydrat Bundfald af Kalkhydrat, men fældes ikke af Ammoniak. Heller ikke fældes de af Svovlbrinte (S. 124) eller Svovlammonium. Derimod give deres ammoniakalske Opløsninger med kulsur Ammoniak Bundfald af kulsur Kalk, med fosforsur Natron af fosforsur Kalk og med oxalsur Ammoniak af oxalsur Kalk, hvilket sidste Bundfald ogsaa fremkommer i eddikesure Opløsninger med fri Oxalsyre. Kalciumsalte farve Flammer gulrøde.

Fluorkalcium, CaF_2, forekommer hyppig som Flusspat i Tærninger eller Regulæroktaedre, og i Forbindelse med Kalciumfosfat som Apatit (S. 247). Det er i Modsætning til Kalciums øvrige Haloidsalte uopløseligt i Vand. Efter at have været udsat for Sollys, lyser Flusspat i Mørke (Fosforescens). Den smelter let og anvendes derfor som Flusmiddel ved Smeltninger, ligesom til Fremstilling af Fluorforbindelser (S. 104, 193).

Chlorkalcium, $CaCl_2$, findes i ringe Mængde i Havvandet, i større i mange Kilder samt som Bestanddel af Apatit. Det kan dannes ved Glødning af Kalk i Chlor, hvorved da udvikles Ilt, og faaes som Biprodukt ved Frem-

stilling af Ammoniak (S. 139), kulsur Ammoniak (S. 237 n.), Kulsyre (S. 184) og Soda (S. 224).

I ren Tilstand *fremstilles* det ved Opløsning af Marmor i Saltsyre og Digestion af Opløsningen med Overskud af Kalkmælk, hvorved Kiselsyre, Lerjord, Jern- og Manganilter m. m. udskilles. Filtratet overmættes svagt med Saltsyre og inddampes til Krystallisation. Det udskilles da som lange, hexagonale Prismer af $CaCl_2,6H_2O$ og er isomorft med Chlorstrontium. Saltet er henflydende og opløses meget let i Vand under betydelig Varmeabsorption (S. 76), hvorfor det især sammen med Sne anvendes til Kuldeblandinger (sml. S. 77). Krystallerne smelte allerede ved 29°. Ved 200° afgiver det alt Vand og bliver til en hvid, porøs Masse, som er yderst hygroskopisk og derfor benyttes meget til Tørring af Luftarter. Det afvandede Salt opløser sig i Vand under Varmeudvikling (S. 76). Ved Glødning smelter det og størkner kornet krystallinsk. Chlorkalcium er ogsaa opløseligt i Vinaand.

Kalciumhypochlorit kjendes ikke for sig, men i Forbindelse med Chlorkalcium som **Chlorkalk**, $Ca(ClO)_2,CaCl_2$ eller $\overset{\shortparallel}{Ca}\begin{matrix}.O.Cl\\.Cl\end{matrix}$. Chlorkalk fremstilles i det store ved i Kulden at lede Chlor til Melkalk, som er udbredt i tynde Lag (sml. S. 111 n.). Dog forbliver $^1/_3$ af Kalkhydratet upaavirket, og dette bliver tilbage ved Opløsning af Chlorkalk i Vand. Kalkmælk omdannes derimod fuldstændig til Chlorkalk (se S. 229 n.). Chlorkalk er et hvidt Pulver, som lugter af Chlorundersyrling, idet den delvis sønderdeles af Luftens Kulsyre. Med Underskud af stærkere Syrer giver den Chlorundersyrling, med Overskud frit Chlor (S. 111 og 112 ø.). Den klarede vandige Opløsning anvendes i stor Maalestok til Blegning af Plantetrevlestoffer, Papirmasse o. l. og som Desinfektionsmiddel, idet den overfor let iltelige Stoffer virker som Ilt in statu nascendi: $CaOCl_2 = CaCl_2 + O$. Ved Kogning af den mere fortyndede Opløsning gaaer den chlorundersyrlige Kalk over til chlorsur Kalk og Chlorkalcium (sml. S. 110 n. og S. 230 ø.). Koges

derimod den koncentrerede Opløsning, udvikles Ilt, især ved Tilsætning af lidt Kobolthydroxyd, $Co(OH)_2$, som herved strax bliver til sort Kobolttveiltehydrat, $Co_2(OH)_6$, men hvis nærmere Virkning ikke er nøje oplyst.

Kalciumsulfit (svovlsyrlig Kalk). Det normale Salt er meget tungtopløseligt, det sure letopløseligt. Det sidste anvendes til Desinfektion og Blegning.

Kalciumsulfat, $CaSO_4$ (svovlsur Kalk), *forekommer* dels vandfrit som Anhydrit i rhombiske Krystaller, isomorft med de øvrige Sulfater af denne Gruppe, dels vandholdigt, $CaSO_4, 2H_2O$, i forskjellige Former, snart i store, ofte bladede, monokliniske Krystaller (Marienglas), snart i kornede eller traadede krystallinske Masser (Alabast), hyppigst og i stor Mængde tæt (Gips). Opløst findes svovlsur Kalk i Havvandet og det meste Brønd- og Kildevand (S. 99, 100), samt i ringe Mængde, men ganske almindeligt i Agerjorden og i alle Planteasker.

I ren Tilstand *fremstilles* det vandholdige Salt ved at fælde en stærk Chlorkalciumopløsning med fortyndet Svovlsyre som et hvidt, krystallinsk Bundfald af fine Naale. Af mere fortyndede Opløsninger udskilles Bundfaldet først ved Henstand eller Tilsætning af Vinaand, hvori det er uopløseligt. Det er tungtopløseligt i Vand. 1 Del opløses ved 15° i omtr. 400 Dele Vand. I fortyndede Syrer og i flere Saltopløsninger, f. Ex. Kogsalt, er det meget lettere opløseligt. Saltet sønderdeles allerede i Kulden ved Overskud af opløst kulsurt Natron: $CaSO_4 + Na_2CO_3 = Na_2SO_4 + CaCO_3$. — Ved 120—130° taber Gips sit Krystalvand, men sammenrøres saadant „brændt" Gips med en passende Mængde Vand til en Vælling, saa størkner Massen efter kort Tids Forløb, idet Saltet igjen optager sit Krystalvand, under Varmeudvikling og Rumfangsforøgelse, hvorfor den anvendes til Støbning, idet den fuldstændig fylder Formen. Brændes Gips ved for høj Temperatur, forener den sig meget langsommere med Vand og kaldes „dødbrændt". Fældet Gips benyttes under Navnet „Annalin" til Indblanding i Papirmassen. Ogsaa som Gødning anvendes Gips,

ikke just for at tilføre Planterne Svovlsyre eller Kalk, thi begge Dele findes i Reglen i tilstrækkelig Mængde i Jorden, men for at binde den flygtige kulsure Ammoniak, der dannes ved Forraadnelsesprocesser i Jorden og i Møddinger, idet denne med Gipsen omsætter sig til kulsur Kalk og svovlsur Ammoniak, der ikke er flygtig ved almindelig Temperatur.

Kalciumnitrat, $Ca(NO_3)_2,4H_2O$ (salpetersur Kalk), dannes almindeligt i Agerjorden (S. 146) og i Salpeterplantagerne (S. 231) og undertiden i Stalde som Mursalpeter (der dog i Reglen bestaaer af andre Salte, f. Ex. Soda, Glaubersalt o. fl.). Det fremstilles ved Opløsning af kulsur Kalk i Salpetersyre ganske som Chlorkalcium, er meget letopløseligt i Vand, og i Modsætning til de øvrige Nitrater af denne Gruppe, ogsaa i Vinaand.

Kalciumfosfat. Som 3-basisk Syre danner Orthofosforsyren tre Kalciumsalte:

$Ca_3(PO_4)_2$	$CaHPO_4$	$CaH_4(PO_4)_2$
det normale	sekundære	primære (sure) Salt

1. **Normalt Kalciumorthofosfat** *forekommer* naturligt, dog mest i Forbindelse med Chlor- eller Fluorkalcium som Apatit (hexagonale Prismer) og Fosforit (tæt), der begge ere $3Ca_3(PO_4)_2,Ca(Cl,F)_2$ — eller med kulsur Kalk (i Knoglerne, i Koprolither, Osteolither og mange Sorter Guano). I ren Tilstand *fremstilles* Saltet som et hvidt, amorft, næsten uopløseligt Bundfald ved at fælde en ammoniakalsk Opløsning af et Kalksalt med almindeligt fosforsurt Natron: $3CaCl_2 + 2NH_3 + 2Na_2HPO_4 = Ca_3(PO_4)_2 + 2NH_4Cl + 4NaCl$. Bundfaldet er lettere opløseligt i Opløsninger af Ammoniaksalte end i Vand. I Syrer opløser det sig let under Dannelse af det primære Salt [$Ca_3(PO_4)_2 + 4HCl = 2CaCl_2 + CaH_4(PO_4)_2$] og fældes igjen af disse Opløsninger ved Ammoniak. Ved længere Tids Kogning med oftere skiftet Vand afgiver det noget Fosforsyre og omdannes til et basisk Salt, som svarer til Apatit i Sammensætning, kun at det indeholder Hydroxyl istedetfor Chlor, altsaa: $3Ca_3(PO_4)_2,Ca(OH)_2$.

Apatit kan fremstilles i samme Former som den naturlige ved Sammensmeltning af fosforsur Kalk med Overskud af Chlorkalcium eller Fluorkalcium. Anvendes herved et meget stort Overskud af Chlorkalcium (eller Fluorkalcium), faaes monokliniske Krystaller af et andet Dobbeltsalt, $Ca_3(PO_4)_2,CaCl_2$, som er isomorft med den i Naturen forekommende Wagnerit, $Mg_3(PO_4)_2,MgF_2$, og derfor kaldes Kalkwagnerit. Til Kalkwagneriten svare Krystaller, som udskille sig i Slaggen fra Jernudsmeltningen efter Thomasprocessen (se Jern), idet disse ere sammensatte som Kalkwagnerit, kun med Ilt istedetfor Chlor, altsaa: $Ca_3(PO_4)_2,CaO$.

2. **Sekundært Kalciumorthofosfat**, $CaHPO_4$, faaes ved at dryppe almindeligt fosforsurt Natron til et Overskud af Chlorkalcium: $CaCl_2 + Na_2HPO_4 = 2NaCl + CaHPO_4$. Ved Opløsning af Bundfaldet i lidt Eddikesyre og svag Opvarmning udskilles Saltet i perlemorglindsende Krystaller med 2 Mol. Krystalvand. Det er lettere opløseligt end det normale Salt, især ved Nærværelse af Kulsyre og forskjellige Salte. Det fremstilles i det store ved at fælde en saltsur Opløsning af fosforsur Kalk, der faaes som Biprodukt ved forskjellige Fabrikationer, med en passende Mængde Kalkmælk: $CaH_4(PO_4)_2 + Ca(OH)_2 = 2CaHPO_4 + 2H_2O$. Det saaledes fremstillede anvendes under Navnet „fældet fosforsur Kalk“ som Gødningsmiddel. Ligeledes indeholder det saakaldte „Thomaspræcipitat“, der vindes ved at opløse Thomasslagger i en passende Mængde Saltsyre og fælde Opløsningen med en bestemt Mængde Kalkmælk, væsentlig dette Salt. Ogsaa Superfosfaternes sure fosforsure Kalk (se nedenfor) gaaer i Jorden over til dette Salt ved Indvirkning af den saa almindelig udbredte kulsure Kalk.

3. **Primært Kalciumorthofosfat**, $CaH_4(PO_4)_2,H_2O$ (sur fosforsur Kalk), dannes ved Opløsning af de to foregaaende i Saltsyre, men faaes i ren Tilstand ved at opløse de foregaaende i Fosforsyre og udskiller sig af den koncentrerede Opløsning i tynde Krystalblade. I det store fremstilles Saltet ved at behandle brændte Ben eller naturlige, saavidt mulig jern- og lerjordfrie Kalkfosfater i

fintmalet Tilstand med Svovlsyre (Kammersyre, S. 128): $Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 + 4H_2O = CaH_4(PO_4)_2 + 2(CaSO_4,2H_2O)$. Den saaledes erholdte Blanding af sur fosforsur Kalk og Gips bliver ved Henliggen fast og danner i fintdelt Tilstand de bekjendte, som Gødningsmiddel saa vigtige „Superfosfater", der tjene til at gjengive Jorden den Fosforsyremængde, som ophober sig i Frøene (S. 149) og saaledes berøves den. Foruden Superfosfaterne anvendes i dette Øjemed „fældet fosforsur Kalk", Thomaspræcipitat, forskjellige naturligt forekommende, jordagtige Kalkfosfater og Guanoer, Benmel og malet Thomasslagge, som i den nyeste Tid Dag for Dag vinder i Betydning. Det maa herved erindres, at den i Vand næsten uopløselige normale fosforsure Kalk i fintdelt Tilstand paavirkes baade af Agerjordens kulsyrerige Vand og af Muldsyrerne, samt at Planternes Rodspidser udskille sure Vædsker, som ligeledes bidrage til at opløse Kalkfosfatet, naar dette kun er tilstrækkelig fint fordelt i Jorden.

Kalciumkarbonat, $CaCO_3$ (kulsur Kalk), *forekommer* i mangehaande Former i Naturen. I krystalliseret Tilstand findes den i to forskjellige Former, som Kalkspat (hexagonal, isomorf med Magniumgruppens Karbonater og af Vf. 2,71) og som Aragonit (rhombisk, isomorf med de øvrige Karbonater af denne Gruppe og med Vf. 2,94); kornet krystallinsk som Marmor; tæt som Kalksten; i skifrede Former, f. Ex. lithografisk Sten; desuden som Kridt; som Hovedbestanddelen af Koraller, Bløddyrs og Krebsdyrs Skaller, Æggeskaller og ægte Perler; som underordnet Bestanddel af de højere Dyrs Knogler. Fremdeles findes kulsur Kalk i de fleste naturlige Vande (S. 99—100), hvor den holdes opløst af Kulsyre i Form af sur kulsur Kalk, og hvoraf den ved Kulsyrens Fordampning udskiller sig i mangehaande Former (Kalksinter, Kalktuf, Drypsten), ved kunstig Opvarmning som Kjedelsten. I Forbindelse med Magniumkarbonat findes Kalciumkarbonat udbredt, undertiden i mægtige Lag som Dolomit.

I Danmark findes store Masser af kulsur Kalk i for-

skjellige Former. Den ældste er Skrivekridt, en fintkornet Dybvandsdannelse (Møens og Stevns Klint, Limfjordskysterne o. fl. St.). Til det saakaldte nyere Kridt høre: 1) Koralkalk (Faxe); 2) Bryozokalk, der optræder i flere Former: grovkornet Limsten (i Stevns, over Skrivekridtet; fra Randers til Løgstør); marmoragtig Saltholmskalk (paa Saltholm, under Kjøbenhavn, ved Grenaa); Blegekridt (Daubjerg, Mønsted o. fl. St. i Jylland). Desuden findes kulsur Kalk blandet med Ler her til Lands udbredt som Mergel.

I ren Tilstand *fremstilles* kulsur Kalk ved at fælde en ren Opløsning af Chlorkalcium med kulsur Ammoniak. Dog bliver Fældningen først fuldstændig ved Kogning, fordi den almindelige kulsure Ammoniak indeholder det sure Salt (hvorved dannes opløselig sur kulsur Kalk, som først sønderdeles ved Kogning, S. 99 n.) og karbaminsur Ammoniak, som ikke fælder Kalksalte, før det ved Opvarmning med Vand er blevet omdannet til kulsur Ammoniak: $NH_4.CO_2NH_2 + H_2O = (NH_4)_2CO_3$.

Egenskaber. Den ved Fældning dannede kulsure Kalk er et fyldigt, amorft Bundfald, som dog snart bliver krystallinsk. Saltet er næsten uopløseligt i rent Vand, men i amorf Tilstand ret let i kulsyreholdigt Vand, og denne Opløsning afsætter ved Henstand i Kulden Kalkspat, ved Opvarmning til 90° Aragonit. — Af Syrer sønderdeles kulsur Kalk let under Udvikling af Kulsyreanhydrid (S. 184 ø.). Ved Glødning under saadanne Forhold, at Kulsyren kan undvige, f. Ex. i en Luftstrøm, spaltes kulsur Kalk til Kalk og Kulsyreanhydrid (se S. 242 n.), men ved hurtig Opvarmning i lukkede Rør eller i Digler smelter den til en marmoragtig Masse næsten uden Tab af Kulsyre. Indeholder den kulsure Kalk en vis Mængde Ler („mager" Kalksten; Cæmentsten), saa læsker den brændte Kalk sig ikke med Vand, men har den mærkelige Egenskab, naar den som et fint Pulver sammenrøres med Vand, at hærdne under Vand, sandsynligvis under Dannelse af vandholdige Dobbeltsilikater af Aluminium og Kalcium. Derfor an-

vendes saadan brændt lerblandet Kalk til Vandbygningsarbejder (hydraulisk Mørtel, Cæment). Romancæment brændes af naturligt forekommende, Portlandcæment af kunstig dannede Blandinger af kulsur Kalk og Ler i de rette Forhold.

Kulsur Kalk anvendes som Byggemateriale, til brændt Kalk, til Glas, ved Fremstilling af Soda, Kulsyre, kulsur Ammoniak og som Udgangspunkt ved Fremstilling af alle Kalciumforbindelser. Som Mergel tjener den dels til at ændre Jordbundens fysiske Beskaffenhed, dels til at lette Formuldningen og Dannelsen af salpetersur Kalk i Agerjorden, dels til at neutralisere Muldsyrerne; men desuden indeholder Mergel, om end i ringe Mængde, fosforsure Salte og Kalisalte.

Kalciumsilikat forekommer for sig som Mineralet Wollastonit, $CaSiO_3$, i hvide, glasglindsende Krystaller og overordentlig hyppig forbundet med andre Silikater, især af Aluminium, Magnium osv. Kalciumsilikat er uopløseligt i Vand, Alkalisilikaterne ere opløselige (S. 225 og 233 n.). Uopløselige Blandinger af begge ere de vigtige, kunstigt sammensmeltede Silikater, som indbefattes under Navnet Glas.

Glas er amorft; derpaa beroer dets Gjennemsigtighed. Men Amorfien beroer igjen paa, at Sammensætningen er meget kompliceret; saasnart den nærmer sig simple Forhold, begynder Glasmassen at krystallisere, og selv amorft Glas bliver ved længere Tids Opvarmning til en Temperatur, hvorved det begynder at blive blødt, uigjennemsigtigt („Réaumur's Porcellæn"), idet der udskiller sig Krystaller i en amorf Grundmasse. Efter talrige Analyser synes Sammensætningen af alt godt Glas at ligge mellem Grændserne:

$$R_2O,\overset{II}{R}O,6SiO_2 \quad \text{og} \quad 5R_2O,7\overset{II}{R}O,36SiO_2,$$

hvor $R = K$ eller Na, $\overset{II}{R} = Ca$ eller Pb. De vigtigste Arter af Glas ere:

1. Bøhmisk Krystalglas ($R = K$, $\overset{II}{R} = Ca$), som er fuldstændig farveløst, tungtsmelteligt, haardt og meget

bestandigt mod chemiske Indvirkninger. Det anvendes til slebne og især til chemiske Glasvarer og blandet med (2) til Spejlglas. Ogsaa Optikernes Kronglas hører herhen.

2. Fransk Glas ($R = Na$, $\overset{II}{R} = Ca$) er ikke fuldstændig farveløst (svagt grønligt) og lettere smelteligt end (1). Det anvendes til Rudeglas, Spejlglas og almindelige Glasvarer.

3. Engelsk Krystalglas ($R = K$, $\overset{II}{R} = Pb$) er lettere smelteligt og blødere end de foregaaende, men har en høj Vægtfylde og en stor Lysbrydningsevne. Det anvendes til slebne Glasvarer. Hertil høre Optikernes Flintglas og den Masse, der benyttes til Efterligning af Ædelstene.

4. Flaskeglas (R væsentlig = Na, $\overset{II}{R}$ væsentlig = Ca), men da der hertil anvendes de simpleste Raamaterialer, indeholder dette Glas mange andre Bestanddele, nemlig Silikater af Aluminium, Jern, Mangan, Magnium. Det er, vistnok paa Grund af Lerjordindholdet, tungtsmelteligt, haardt og modstaaer godt chemiske Indvirkninger, men er sædvanlig stærkt farvet (mørkegrønt eller mørkrødgult).

Glasset dannes ved at sammensmelte Kvartssand med kalcineret Potaske eller Soda og Kridt eller Kalksten i Digler eller i overhvælvede Kummer af ildfast Ler. I sidste Tilfælde anvendes altid Generatorgas (S.182) som Brændmateriale. Til engelsk Krystalglas benyttes istedetfor kulsur Kalk Mønie, til Flaskeglas mange simple Raamaterialer, f. Ex. Granit, Ler, Mergel, Slagger, Fluorkalcium fra Tilvirkninger af Kryolithsoda (S. 224) og især Glasskaar. Ved noget over 1200° er Glasmassen tyndflydende og udskiller Urenheder, som i Reglen svømme ovenpaa som „Glasgalle“. Ved Rødglødhede er den overordentlig smidig og strækkelig, og ved denne Temperatur bearbejdes den derfor. Hulglas „blæses“ frit eller i Former ved Hjælp af „Piben“. Spejlglas støbes, idet den flydende Glasmasse hældes ud paa en meget tyk, glat Jernplade med Rande, der bestemme Tykkelsen, og derpaa fordeles jævnt ved en glat

Jernvalse; senere maa Pladerne slibes og poleres, hvis de skulle anvendes til Spejle. Rudeglas blæses til store, aflange Balloner, hvoraf Bunden blæses ud, medens det øverste Stykke sprænges af. Den saaledes dannede aabne Cylinder skæres op paa Siden og strækkes ud til en Plade i egne Ovne. Al Afkøling af Glasset maa skee meget langsomt (Glasdraaber). Glasmassen kan farves paa forskjellig Maade ved Hjælp af forskjellige Metalilter, som danne farvede Silikater; saaledes farver Kobbertveilte Glasset grønt, Koboltilte blaat, Mangantveilte violet, Jerntveilte rødbrunt, Kobberforilte ligesom (metallisk?) Guld rubinrødt. Mælkeglas er farvet hvidt med Kalciumfosfat (Benaske), Opalglas med Flusspat eller Kryolith, hvid Emaille med Tinsyreanhydrid.

Strontium. Sr = 87,5.

Strontium *forekommer* især som Sulfat (Cølestin, sædvanlig blaalig, som det synes af Ferrofosfat) og som Karbonat (Strontianit; af Strontian i Skotland, hvor det først fandtes). Næsten al Aragonit indeholder Strontiumkarbonat, som ogsaa findes i talrige Mineralvande.

Metallet *fremstilles* ligesom Baryum (S. 254). Det er guldgult, af Vf. 2,6 og smelter henimod Rødglødhede. I sine øvrige Egenskaber ligner det ganske Kalcium (S. 242).

Forbindelserne fremstilles ganske analogt med de tilsvarende Baryumforbindelser og ligne disse meget, men udmærke sig ved at farve en farveløs Flamme smukt rød. De bleve opdagede 1792 af Hope.

Strontiumhydroxyd, $Sr(OH)_2,8H_2O$ (Strontianhydrat), er lettere opløseligt end Kalkhydrat, tungere opløseligt end Barythydrat og giver ved Ophedning **Strontiumilte**, SrO (Strontian). Strontianhydrat anvendes til Udvinding af Sukker af Roemelasse.

Svovlstrontium, SrS, fremstilles som Svovlbaryum og sønderdeles paa samme Maade af Vand.

Strontiumsalte.

Chlorstrontium, $SrCl_2,6H_2O$, er isomorft med Chlorkalcium og ligesom dette meget letopløseligt i Vand og opløseligt i Vinaand.

Strontiumsulfat, $SrSO_4$, er isomorft med Baryumsulfat og med Anhydrit og meget tungtopløseligt i Vand. Ved almindelig Temperatur kræver 1 Del af Saltet 6—7000 Dele Vand til sin Opløsning. Strontiumsalte fældes af svovlsur Kalk. Ligesom svovlsur Kalk, men i Modsætning til svovlsur Baryt, sønderdeles svovlsur Strontian i Kulden af kulsurt Natron.

Strontiumnitrat, $Sr(NO_3)_2$, krystalliserer af sin vandige Opløsning ved højere Temperatur i vandfrie Regulæroktaedre ligesom Baryumnitrat, ved lav Temperatur med 4 Mol. Vand og monoklinisk ligesom Kalciumnitrat. Ligesom Baryumnitrat, men i Modsætning til Kalciumnitrat, er det vandfrie Salt uopløseligt i stærk Vinaand. Det anvendes i Fyrværkeriet til rødt Lys.

Strontiumkarbonat, $SrCO_3$, er isomorft med Aragonit, og taber ved Glødhede, skjønt langsomt, sin Kulsyre.

Strontiumfluorsilikat, $SrSiF_6,2H_2O$, er i Modsætning til Baryumforbindelsen letopløseligt.

Baryum. Ba = 137.

Ligesom Strontium, men hyppigere, *forekommer* Baryum fortrinsvis og meget hyppig som Sulfat (Tungspat), som Karbonat (Witherit, især i England), og ikke sjældent i Manganmalme.

Metallet kan *fremstilles* ved Elektrolyse af smeltet Chlorbaryum, men kjendes næppe i ren Tilstand. Vf. angives til 3,75. Dets Smp. skal ligge over Støbejernets. I sine Egenskaber ligner det ellers ganske Kalcium. Forbindelserne ere giftige med Undtagelse af det uopløselige Sulfat og i Reglen meget vægtfyldige (βαρύς, tung). De bleve opdagede 1774 af Scheele.

Ilt- og Svovlforbindelser af Baryum.

Baryum danner to Ilter, Baryumilte, BaO, og Baryumoverilte, BaO_2.

Baryumilte, BaO (Baryt), faaes ved Glødning af Nitratet, men vanskeligt i ren Tilstand, fordi det ved høj Temperatur angriber alle Kar. Det er en næsten usmeltelig, graahvid Masse, som ved Befugtning med Vand forener sig dermed under Ildfænomener til:

Baryumhydroxyd, $Ba(OH)_2$ (Barythydrat). Dette fremstilles sædvanlig af Tungspat, som ved stærk Glødning med Kul og kulstofrige Stoffer reduceres til Svovlbaryum, BaS, idet: $BaSO_4 + 2C = BaS + 2CO_2$. Udkoges Massen med Vand, opløses Svovlbaryum, men spaltes samtidig til Baryumhydroxyd og Baryumsulfhydrat: $2BaS + 2H_2O = Ba(OH)_2 + Ba(SH)_2$; af disse udskiller Baryumhydroxydet sig krystallinsk ved Afkøling af den klare Vædske uden Luftens Adgang (Kulsyre), medens Baryumsulfhydratet forbliver opløst. Digereres det hele med Kobberilte, gaaer alt Svovl over paa Kobberet, idet $Ba(SH)_2 + 2CuO = Ba(OH)_2 + 2CuS$, og det varme Filtrat fra det sorte, uopløselige Svovlkobber indeholder nu alene Baryumhydroxyd, som ved Afkøling udkrystalliserer med $8H_2O$ i farveløse tetragonale Krystaller, isomorft med Strontianhydrat, men lettere opløseligt i Vand. 100 Dele Vand opløse ved 15° 3,2, ved 80° 100,4 Dele $Ba(OH)_2$. Opløsningen (Barytvand) reagerer stærkt alkalisk og tiltrækker Kulsyre af Luften under Udskillelse af uopløselig kulsur Baryt (sml. S. 186 ø.). Ved 100° tabe Krystallerne 7 Mol., ved Rødglødhede alt Vand og smelte da uforandret som $Ba(OH)_2$.

Baryumoverilte, BaO_2, fremstilles ved at ophede Baryt eller lettere tørt Barythydrat til mørk Rødglødhede i en Luftstrøm: $Ba(OH)_2 + O = BaO_2 + H_2O$. Ved Opløsning i ganske fortyndet Saltsyre dannes Chlorbaryum og Brintoverilte: $BaO_2 + 2HCl = H_2O_2 + BaCl_2$ (sml. S. 101). Neutraliseres nu Vædsken med Barytvand, udskilles Urenheder som Lerjord, Jerntveilte og Kiselsyre, og Filtratet herfra

giver ved Overmætning med Barytvand det tungtopløselige Baryumoveriltehydrat, $BaO_2,8H_2O$, som perlemorglindsende Krystalskæl (sml. CaO_2).

Baryumsalte

ere hyppigt tungtopløselige eller uopløselige (sml. S. 241) i Vand, men i saa Fald, med Undtagelse af Sulfatet og enkelte andre, opløselige i fortyndet Saltsyre eller Salpetersyre. Opløsningerne fældes hverken af Svovlbrinte, Svovlammonium eller Ammoniak, men baade af fortyndet Svovlsyre, af en Opløsning af svovlsur Kalk og ved Henstand endog af en Opløsning af svovlsur Strontian. Chloridet, Nitratet o. fl. meddele en farveløs Flamme en intensiv gulgrøn Farve.

Chlorbaryum, $BaCl_2,2H_2O$, faaes ved at sætte Overskud af Saltsyre til den Blanding af Barythydrat og Baryumsulfhydrat, der dannes ved Sulfidets Sønderdeling med Vand, eller ved at opløse Karbonatet i Saltsyre, og i begge Tilfælde inddampe den klare Opløsning til Krystallisation. Saltet er letopløseligt i Vand, tungtopløseligt i stærk Saltsyre, uopløseligt i stærk Vinaand. Det taber sit Krystalvand ved 121° og smelter i Glødhede.

Baryumsulfat, $BaSO_4$, forekommer hyppigt, især paa Gange (S. 210), som Tungspat (Vf. 4,5), oftest tæt, ofte i rhombiske Krystaller, isomorfe med de øvrige vandfrie Sulfater af denne Gruppe. Det faaes let som et hvidt, fint pulverformigt Bundfald ved Fældning af opløselige Barytsalte med fortyndet Svovlsyre eller et opløseligt Sulfat. Da det er næsten absolut uopløseligt i Vand og fortyndede Syrer, tjener dets Dannelse baade til Reaktion paa Barytsalte og paa Svovlsyre. I Modsætning til svovlsur Kalk sønderdeles det næppe i Kulden, langsomt ved Kogning med kulsurt Kali eller kulsurt Natron (sml. S. 48); men ved Smeltning med Overskud af disse Salte sønderdeles det fuldstændigt: $BaSO_4 + Na_2CO_3 = Na_2SO_4 + BaCO_3$. Det fældede Salt anvendes som hvid Malerfarve („Blanc fixe"; „Permanenthvidt").

Baryumnitrat, $Ba(NO_3)_2$ (salpetersur Baryt), fremstilles ligesom Chlorbaryum, kun med Anvendelse af fortyndet Salpetersyre, og kan ogsaa faaes ved at blande varme, mættede Opløsninger af Chlorbaryum og Natronsalpeter, hvoraf det da ved Afkøling udkrystalliserer: $BaCl_2 + 2NaNO_3 = 2NaCl + Ba(NO_3)_2$. Regulæroktaedre ligesom det analoge Strontium- og Blysalt. Saltet er opløseligt i Vand, tungtopløseligt i Salpetersyre, uopløseligt i stærk Vinaand.

Baryumkarbonat, $BaCO_3$, forekommer naturligt som Witherit i rhombiske Krystaller og er isomorft med Aragonit. Det fremstilles ganske som Kalciumsaltet (se S. 250), med hvilket det har stor Lighed, kun optræder det altid i Aragonitform og taber ikke Kulsyre i Rødglødhede.

Baryumfluorsilikat, $BaSiF_6$, faaes ved Tilsætning af Fluorsiliciumbrinte til et opløseligt Baryumsalt, især ved svag Opvarmning eller Tilsætning af Vinaand, som et krystallinsk Bundfald, der i Modsætning til de øvrige Fluorsilikater af denne Gruppe er meget tungtopløseligt, næsten uopløseligt i Vand.

Bly. Pb = 206,9.

Bly *forekommer* meget sjældent som saadant, væsentlig som Svovlbly (Blyglands, især i Nordamerika, Spanien, England, Ungarn og mange Steder i Tyskland). Af lokal Betydning som Blymalme ere Karbonatet (Cerussit) og Sulfatet (Anglesit), begge især i Nordamerika. I mindre Mængde forekomme ikke faa Blysalte naturligt, saaledes af Molybdæn- og Wolframsyre (S. 201), Chromsyre (se Chrom), Fosfor- og Arsensyre (S. 262), Vanadinsyre (S. 201); fremdeles Selen- og Tellurbly (S. 132) og Chlorbly.

Metallet *udvindes*, naar Blyglandsen er nogenlunde ren, 1. ved delvis Ristning i Flammeovne; herved iltes en Del af Svovlblyet til Blyilte og Blysulfat, som da ved højere Temperatur omsætte sig med uforandret Blyglands til metallisk Bly og Svovlsyrling: $PbS + 2PbO = 3Pb + SO_2$; $PbS + PbSO_4 = 2Pb + 2SO_2$. — 2. Ved Sammensmeltning med Jern: $PbS + Fe = Pb + FeS$. Af mindre rene Malme

vindes Blyet 3. ved at riste dem saa fuldstændig som mulig og derpaa reducere den iltede Malm med Kul i Skaktovne under Tilsætning af Kiselsyre og Kalk, der tilligemed de fremmede Metallers Ilter danne Slagge. Det paa disse Maader vundne „Værkbly" er ikke rent og indeholder sædvanlig Sølv, som ad forskjellige Veje vindes deraf (se Sølv). Det urene Bly raffineres ved ufuldstændig Ristning eller ved at lede overhedede Vanddampe i det rødglødende Bly: i begge Tilfælde iltes fortrinsvis de fremmede Metaller.

Chemisk rent Bly fremstilles ved at omdanne rent Blysulfat med kulsur Ammoniak til Blykarbonat og reducere dette ved Smeltning med Cyankalium (S. 188).

Egenskaber. Bly er et blaagraat, meget blødt Metal, der ved Smeltning og delvis Størkning kan faaes i Regulæroktaedre. Det lader sig udvalse til tynde Blade (Blyfolie) og trække til Traad, men ikke til fin Traad. Vf. 11,4. Smp. 334°. Det koger i Hvidglødhede. I Luften overtrækker det sig snart med et tyndt Lag Blyunderilte og bliver derved mat. Men i Berøring med Vand og Luft ilter det sig hurtigt og opløses tildels i Vandet som surt kulsurt Salt. Indeholder Vandet derimod tvekulsurt Natron eller tvekulsur Kalk, overtrækkes Blyet vel med en fast, hvid Hinde, men der gaaer ikke Spor af Bly i Opløsningen. Smeltes Bly i Luften under Omrøring, omdannes det til gulgraa „Blyaske", en Blanding af Blyilte og fintdelt Bly. Ved Glødhede brænder det med hvidt Lys til Blyilte, PbO. Først i Hvidglødhede sønderdeler det Vanddamp. Bly angribes vel af varm, fortyndet Svovlsyre eller Saltsyre under Brintudvikling, men da det dannede Blysulfat og Chlorbly ere tungtopløselige, anvendes disse Syrer ikke som Opløsningsmidler for Bly. Hertil anvendes varm, fortyndet Salpetersyre, som under Udvikling af lavere Kvælstofilter (S. 147 n.) danner Blynitrat, det eneste letopløselige Blysalt af almindeligere uorganiske Syrer. Ogsaa Eddikesyre opløser Bly, men kun under Luftens Adgang, under Dannelse af letopløseligt eddikesurt Blyilte (Bly-

sukker), som dog sædvanlig fremstilles ved Opløsning af Blyilte i Eddikesyre. Under Luftens Adgang opløses Bly ogsaa af Alkalier (Kali- eller Natronlud, Kalkvand). Næsten alle Blyforbindelser ere giftige.

Bly *anvendes* til Plader (f. Ex. til Blykamre i Svovlsyrefabrikker, Afdampningspander osv.) og Rør, til Blyfolie, til Kugler og Hagl, hvilke sidste faaes ved at granulere arsenikholdigt Bly gjennem gjennemhullede Plader i høje Taarne; fremdeles til Udvinding af ædle Metaller paa lignende Maade som Kvægsølv; endelig til Blypræparater, især Blyhvidt og Mønie. Legeringer af Bly og Tin anvendes paa Grund af deres lave Smeltepunkt (S. 75 n.) som Loddemidler, især lige Dele Bly og Tin. Om Legeringer af Bly og Antimon se S. 164. Rose's Legering (1 Del Bly, 2 Vismut og 1 Tin) smelter ved 93°,75.

Blyets Ilter og Hydroxyder.

Foruden et ikke nøje bekjendt Underilte (Pb_2O?) danner Bly mindst 3 Ilter: Blyilte, PbO; Blymellemilte, Pb_3O_4, og Blyoverilte, PbO_2.

Blyilte, PbO, fremstilles 1. i det store ved Iltning af Bly, enten ved saa høj Temperatur, at det dannede Blyilte smelter og ved Afkøling størkner til gullige eller rødlige Krystalskæl („Sølverglød", fordi det dannes ved Udvinding af Sølv af Værkbly) — eller ved lavere Temperatur, hvor da den dannede Blyaske slemmes for at skille det metalliske Bly fra Blyiltet („Massicot"). I ren Tilstand faaes det 2. ved svag Glødning af Blyhvidt eller Blynitrat som et rødgult Pulver eller 3. ved Fældning af en kogende Blysukkeropløsning med Ammoniak eller med Barytvand, i Form af lysegule Krystaller. — Blyilte tiltrækker langsomt Kulsyre af Luften og opløser sig i ringe Grad i Vand. Ved Ophedning med Reduktionsmidler, f. Ex. Brint, Kul, Cyankalium afiltes det let til Bly. Blyilte anvendes til Mønie, til tørrende Fernisser, til Plastre og Blysalte.

Blyhydroxyd. Det normale $Pb(OH)_2$ kjendes ikke. Det s. k. Blyiltehydrat er en Anhydrobase $= 3Pb(OH)_2 - 2H_2O$ (S. 33).

Det faaes bedst ved at dryppe salpetersurt eller eddikesurt Blyilte i Ammoniakvand eller ved at fælde disse Blysalte med Kali- eller Natronhydrat og danner et hvidt Bundfald, som er opløseligt i Overskud af Kali eller Natron, men ikke i Overskud af Ammoniak. I Vand er det ganske lidt opløseligt, og det blaaner rødt Lakmuspapir. Ved 145° gaaer det over til Blyilte.

Blymellemilte, Pb_3O_4 (Mønie), fremstilles i det store ved Ophedning af Massicot eller Blyhvidt til 450° under Luftens Adgang. Skarlagenrødt Pulver, der ved Ophedning bliver næsten sort, ved Afkøling igjen rødt. Ved Glødning afgiver det Ilt og bliver til Blyilte. Det anvendes til Malerfarver, Kit, Blyglas (S. 252). Mønie kan opfattes som Blysaltet af Blysyren, $H_4\overset{IV}{P}bO_4$, der dog kun kjendes som Anhydridet:

Blyoverilte, PbO_2 (brunt Blyilte), der i Overensstemmelse hermed faaes ved at opvarme Mønie med svag Salpetersyre: $\overset{II}{Pb}_2(PbO_4) + 4HNO_3 = 2Pb(NO_3)_2 + H_4PbO_4$, idet Blysyren strax spaltes: $H_4PbO_4 = 2H_2O + PbO_2$. Blyoverilte er et brunt, i Vand næsten uopløseligt Pulver, som ved Glødning giver Blyilte og Ilt; ved Opvarmning med stærk Svovlsyre Blysulfat og Ilt: $PbO_2 + H_2SO_4 = PbSO_4 + O + H_2O$; med Saltsyre Chlorbly og Chlor: $PbO_2 + 4HCl = PbCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$. Med tør Svovlsyrling forener det sig under Ildfænomener til Blysulfat: $PbO_2 + SO_2 = PbSO_4$. Smeltes Blyoverilte forsigtig med Kalihydrat, faaes ved langsom Fordampning af det vandige Udtræk Rhomboedre af Kaliumplumbat, $K_2PbO_3,3H_2O$ (blysurt Kali), der dog let sønderdeles. Blyoverilte anvendes undertiden i Satsen paa Tændstikker.

Blyets Svovlforbindelser.

Svovlbly, PbS, forekommer naturligt som Blyglands (S. 257) i tunge, glindsende blygraa Tærninger eller dog i Masser, som let lader sig spalte efter Tærningflader. I lignende Form kan det faaes ved Sammensmeltning af Bly med Svovl. Af Blysaltopløsninger udskille Svovlbrinte eller Svovlalkalimetaller Svovlbly som et sort, fyldigt Bund-

fald, der ved Smeltning bliver krystallinsk. Bundfaldet er uopløseligt i Vand, Svovlkalium og Svovlammonium og kolde, ganske fortyndede Syrer, men opløseligt i varm, svag Salpetersyre. I koncentreret Saltsyre opløses baade det fældede og Blyglands ved Opvarmning, især ved Nærværelse af Kogsalt, under Udvikling af en meget ren Svovlbrinte. Et Sulfhydrat af Bly kjendes ikke.

Blysalte

ere i Reglen tungt- eller uopløselige i Vand (sml. S. 241 og 258 n.), men opløselige i Natron og, med faa Undtagelser, f. Ex. Sulfatet og Chromatet, ogsaa i fortyndet Salpetersyre. En Opløsning af et Blysalt i fortyndet Salpetersyre giver med Svovlbrinte sort Svovlbly, som er uopløseligt i Svovlammonium, men opløseligt i varm fortyndet Salpetersyre. Denne Opløsning giver, naar den inddampes med Svovlsyre og derpaa fortyndes med Vand, et hvidt Bundfald af Sulfatet, som er opløseligt i Natron.

Chlorbly, $PbCl_2$, fremstilles ved Fældning af opløselige Blysalte med Saltsyre som et hvidt, osteagtigt Bundfald, der er meget tungtopløseligt i koldt, men ret letopløseligt i kogende Vand, hvoraf det ved Afkøling krystalliserer i blanke Naale. I fortyndet Saltsyre er det langt tungere, i koncentreret langt lettere opløseligt end i Vand. I stærk Vinaand er det uopløseligt. Det smelter henimod Glødhede og størkner hornagtigt. Ved meget høj Temperatur fordamper det, og Damptætheden er normal. Med en passende Mængde Kalkvand giver den varme Opløsning et hvidt Bundfald af basisk Chlorbly, $Pb(OH)Cl$ („Pattinson's Hvidt"), der fremstilles i det store og anvendes som Blyhvidt.

Jodbly, PbJ_2, faaes som et gult Bundfald ved Fældning af et opløseligt Blysalt med Jodkalium. Det er meget tungtopløseligt i koldt Vand, men opløses i 200 Dele kogende Vand og udskilles ved Afkøling i glindsende Krystalskæl. I stærk Jodbrintesyre opløses Bly let under Brintudvikling. Ved Fortynding af Opløsningen udskilles krystallinsk Jodbly.

Blysulfat, $PbSO_4$ (svovlsurt Blyilte), findes naturligt som Anglesit i rhombiske Krystaller, isomorft med de øvrige Sulfater af denne Gruppe. Det faaes som et hvidt Bundfald ved Fældning af et opløseligt Blysalt med fortyndet Svovlsyre og vindes i stor Mængde som Biprodukt i Farverierne, naar Alun eller Aluminiumsulfat fældes med Blysukker. Det er først opløseligt i 23000 Dele Vand, endnu tungere opløseligt i fortyndet Svovlsyre, men noget opløseligt i koncentreret Svovlsyre (sml. S. 129 ø.), i Saltsyre og i Salpetersyre. I Vinaand er det uopløseligt. Det taaler Glødhede, men ved Ophedning med Kul eller Svovl reduceres det let til Svovlbly. Af opløst kulsurt Natron sønderdeles det allerede i Kulden (sml. S. 246 og 256 n.). Med Svovlammonium bliver det sort og adskiller sig derved fra de øvrige tungtopløselige Sulfater af denne Gruppe.

Blynitrat, $Pb(NO_3)_2$, fremstilles ved at opløse Bly eller Blyilte i fortyndet Salpetersyre og afdampe Opløsningen til Krystallisation. Det danner ligesom Baryum- og Strontiumsaltet Regulæroktaedre og er opløseligt i koldt, men langt lettere i kogende Vand, uopløseligt i stærk Salpetersyre og i stærk Vinaand. Ved Ophedning smelter Saltet og sønderdeles derpaa til Blyilte (S. 259), Salpeterundersyre (S. 144) og Ilt. Koges en Opløsning af Blynitrat med Blyilte, giver Filtratet Krystaller af det basiske Salt, $Pb(OH).NO_3$, som er meget tungtopløseligt i koldt Vand.

Blyfosfater. 1. **Normalt Orthofosfat**, $Pb_3(PO_4)_2$, faaes let ved at fælde et opløseligt Blysalt med Underskud af almindeligt fosforsurt Natron: $3Pb(NO_3)_2 + 2Na_2HPO_4 = Pb_3(PO_4)_2 + 4NaNO_3 + 2HNO_3$. Hvidt ukrystallinsk Bundfald, som er uopløseligt i Eddikesyre. I Naturen forekomme de med Apatit isomorfe Forbindelser: $3Pb_3(PO_4)_2, PbCl_2$ (Pyromorfit) og $3Pb_3(AsO_4)_2, PbCl_2$ (Mimetesit), og lignende Blyapatiter ligesom Blywagneriter kunne fremstilles ved Sammensmeltning (sml. S. 248 ø.).

2. **Sekundært Orthofosfat**, $PbHPO_4$, faaes som et smukt krystallinsk Bundfald ved af fælde en kogende Opløsning af Blynitrat med Fosforsyre.

Blykarbonat (kulsurt Blyilte). — 1. Normalt, $PbCO_3$. Dette findes naturligt som Cerussit i rhombiske Krystaller, isomorft med de øvrige Karbonater af denne Gruppe. Det

kan fremstilles ved at lede Kulsyre til en fortyndet Blysukkeropløsning. Det er uopløseligt i rent, noget opløseligt i kulsyreholdigt Vand. Langt vigtigere er:

2. Anhydrobasisk Blykarbonat, $2PbCO_3,Pb(OH)_2$ = HO.Pb.CO_3.Pb.CO_3.Pb.OH (Blyhvidt). Saltet fremstilles i det store paa noget forskjellig Maade; men Fremstillingsmaaden beroer altid paa, at Blysukker i Berøring med Blyilte forener sig med 2 Mol. deraf til et anhydrobasisk eddikesurt Blyilte, som ogsaa dannes, naar Overskud af Bly er i Berøring med Eddikesyre og Luft, og at Kulsyre af dette Salt udskiller Blyhvidt under Gjendannelse af Blysukker, som paany opløser Blyilte, hvilket igjen af Kulsyre udskilles i Form af Blyhvidt osv. Blyhvidt er et hvidt, amorft Pulver, der undertiden forekommer i Handelen næsten chemisk rent („Kremserhvidt"), men hyppigst blandet med Baryumsulfat. Ved Glødning taber det rene Blyhvidt 13,7 Proc. i Vægt under Dannelse af rent Blyilte. Paa Grund af sin udmærkede „Dækkraft" anvendes Blyhvidt i stor Maalestok til Malerfarver, uagtet det baade er giftigt og i svovlbrinteholdig Luft bliver mørkt under Dannelse af Svovlbly (sml. S. 102 ø.).

Blysilikat. Blyilte giver meget let ved Sammensmeltning med Kiselsyre et letsmelteligt Glas, som udgjør Hovedbestanddelen af engelsk Krystalglas (S. 252) og af Glasuren paa almindelige Pottemagervarer.

Isomorfier i Baryumgruppen.

Chloriderne, $RCl_2,6H_2O$, hvor R = Ca, Sr, krystallisere i samme hexagonale Form.

Sulfaterne, RSO_4. Hele Rækken krystalliserer i samme rhombiske Form.

Dithionaterne, $RS_2O_6,4H_2O$, hvor R = Ca, Sr, Pb, ere isomorfe (hexagonale).

Nitraterne, $R(NO_3)_2$, hvor R = Sr, Ba, Pb, optræde i Regulæroktaedre.

Karbonaterne, RCO_3. Hele Rækken krystalliserer rhombisk, meget nær i samme Form som Kalisalpeter;

men Kalciumkarbonat er dimorft, idet det som Kalkspat krystalliserer meget nær i Natronsalpeterets Form, nemlig i Rhomboedre paa 105° 5′, og danner herved en Overgang til Magniumgruppen, for hvis Karbonater dette er den charakteristiske Form.

Apatitgruppen, $3R_3(PO_4)_2,RCl_2$. Hele Rækken krystalliserer i samme hexagonale Form.

Wagneritgruppen, $R_3(PO_4)_2,RCl_2$. Hele Rækken krystalliserer i samme monokliniske Form.

De to sidste Isomorfier faa et endnu større Omfang derved, at baade i Apatiter og Wagneriter Fosfor kan være erstattet af Arsenik og Vanadin, Chlor af Fluor, Brom og Jod. Men Apatiter og Wagneriter danne ligesom Kalkspat en Overgang til Magniumgruppen, idet man ogsaa af flere af denne Gruppes Metaller har fremstillet begge Arter af Forbindelser, ja den eneste med Sikkerhed bekjendte naturlige Wagnerit er netop en Magniumforbindelse (S. 248 ø.).

Skandiumgruppen.

I endel sjældne, fortrinsvis skandinaviske Mineralier findes en Række Grundstoffer, som man har kaldet de sjældne Jordarters Metaller. De forekomme i disse Mineralier dels som Silikater, f. Ex. i Cerit, Gadolinit og Thorit (S. 202), dels som tantal- og niobsure Salte, f. Ex. i Euxenit. Af disse Metaller danne fire: Skandium, Yttrium, Lanthan og Ytterbium den saakaldte Skandiumgruppe, der staaer i et lignende Forhold til Baryumgruppen som denne til Kaliumgruppen:

K 39,1	Rb 85,4	Cs 135,4		Tl 204,2
Ca 40	Sr 87,5	Ba 137		Pb 206,9
Sc 44	Y 89	La 138	Yb 173	(Bi 208?)

Skandiumgruppens Metaller ere sandsynligvis alle trivalente, deres Ilter ere hvide og kunne ikke reduceres ved Kul, Hydroxyderne ere stærke Baser, Saltene ere farveløse og vise intet Absorptionsspektrum. De oxalsure Salte ere uopløselige i Vand og svage Syrer. Med Kaliumsulfat danne Sulfaterne Dobbeltsalte, $3K_2SO_4,R_2(SO_4)_3$, af hvilke nogle (Sc, La, Ce) ere uopløselige i en mættet Opløsning af Kaliumsulfat, andre (Y, Yb) ikke.

Nær til Lanthan slutter sig i mange Henseender Cerium (Ce = 140), dog danner dette ogsaa en anden Række Salte, hvori Metallet er tetravalent, og som ere gule eller røde og lidet bestandige.

Sammen med disse har man fundet en Række andre Metaller, som ere betegnede med Navnene Erbium, Didym, Samarium, Holmium og Thulium, og som i mangt og meget ligne hine, men alle udmærke sig ved, at deres Saltopløsninger, skjønt næsten farveløse, vise ejendommelige Absorptionsspektra (S. 209). Men de nyeste Undersøgelser have dels bevist, dels gjort det sandsynligt, at flere af disse, om ikke alle, ere Blandinger af forskjellige, hidtil næsten ganske ubekjendte Metaller.

Magniumgruppen

i snævrere Forstand omfatter de 4 Metaller Beryllium, Magnium, Zink og Kadmium, som kun danne et Ilte, RO, og altid optræde divalente. Dog staa, som saa ofte, Rækkens Yderled Kadmium og især Beryllium noget særskilte. Intet af disse Metaller findes frit i Naturen. Zink og Kadmium kunne reduceres af deres Ilter ved Kul, Beryllium og Magnium derimod ikke. De staa i et lignende Forhold til Natriumgruppen (S. 213 m.) som Baryumgruppen til Kaliumgruppen (sml. S. 241 n.):

Li 7	Na 23,1	Cu 63,3	Ag 107,9
Be 9,1	Mg 24,4	Zn 65,4	Cd 112,1.

Vægtfylden af Magniumgruppens Metaller tiltager, deres Smeltepunkt og Kogepunkt synker med stigende Atomtal. De adskille sig fra Alkalimetallerne ved, at Hydroxyderne, de normale Karbonater og Fosfater ere uopløselige, fra Baryumgruppen ved, at Sulfaterne ere letopløselige. Chlorider og Nitrater ere letopløselige baade i Vand og Vinaand. Alle Salte ere farveløse, naar Syren ikke selv er farvet.

Men til Forbindelserne af Magniumgruppen, og især til Forbindelserne af de to vigtigste Led, Magnium og Zink, slutte sig saavel i chemiske Forhold som ved talrige Isomorfier de Forbindelser af Kobber, Nikkel, Kobolt, Jern, Mangan og Chrom, hvori disse Metaller optræde

divalente. De ovennævnte Opløselighedsforhold for Saltene gjenfindes for alle disse Metaller, men medens Saltene af Magniumgruppen i snævrere Forstand ere ufarvede, ere næsten alle Salte af disse Metaller mere eller mindre farvede. Af Forhold, som kunne tjene til at charakterisere hele Rækken (Magniumgruppen i udvidet Forstand), skal her fremhæves, at alle Saltene med Ammoniumsalte danne Dobbeltsalte, som ikke fældes af Ammoniak, og at Saltene derfor ikke fældes af Ammoniak, naar der er en tilstrækkelig Mængde Salmiak tilstede, og kun ufuldstændigt af Ammoniak alene, idet det dannede Ammoniaksalt beskytter Resten af Saltet mod Bundfældning. Flere af Hydroxyderne ere opløselige i Overskud af Ammoniak alene, nemlig $Zn(OH)_2$, $Cd(OH)_2$, $Cu(OH)_2$, $Ni(OH)_2$, $Co(OH)_2$ og $Cr(OH)_2$, hvorimod $Be(OH)_2$, $Mg(OH)_2$, $Fe(OH)_2$ og $Mn(OH)_2$ ikke opløses i Overskud af Ammoniak. I Kali og Natron opløses $Be(OH)_2$ og $Zn(OH)_2$, de andre ikke. Med Undtagelse af Beryllium- og Magniumsaltene fældes alle af Svovlammonium som vandholdige Sulfider RS. Kobber- og Kadmiumsalte fældes ogsaa af Svovlbrinte i svagt sure Opløsninger, som indeholde frie stærke Syrer; Zinksalte fældes af Svovlbrinte i sure, Kobolt- og Nikkelsalte kun i ganske svagt sure Opløsninger, som indeholde frie svage Syrer, f. Ex. Eddikesyre; de øvrige fældes slet ikke af Svovlbrinte i sure Vædsker. Sulfaterne krystallisere med faa Undtagelser (Be, Cd) med 5 eller 7 Mol. H_2O, som de let tabe paa 1 Mol. nær, der først gaaer bort ved høj Temperatur, og danne alle, undtagen Berylliumsulfatet, Dobbeltsalte, $R_2SO_4,R''SO_4,6H_2O$ (S. 240) med Sulfaterne af Kaliumgruppen. Ved Fældning af de opløselige Salte med Overskud af fosforsur Ammoniak og Digestion af Bundfaldet med Vædsken ved almindelig Temperatur, dannes to Rækker af krystallinske Dobbeltsalte: $NH_4RPO_4,6H_2O$ (R = Mg, Co, Ni) og NH_4RPO_4,H_2O (R = Zn, Cd, Mn, Fe). De første sønderdeles af en stor Mængde kogende Vand saaledes: $3NH_4RPO_4 = R_3(PO_4)_2 + (NH_4)_3PO_4$; Dobbeltsaltene med 1 Mol. Vand sønderdeles derimod ikke.

Magnium. Mg = 24,4.

Dette Metal *forekommer* aldrig frit i Naturen, men i Forbindelser findes det ligesaa almindeligt, skjønt ikke i saa stor Mængde, som Kalcium. Især forekommer det som Karbonat, dels alene (Magnesit), dels i Forbindelse med kulsur Kalk (Dolomit), og i talrige Silikater, undertiden som væsentlig, men i Reglen som underordnet Bestanddel. I Stassfurtersaltene (S. 228) findes Sulfatet som Kieserit, og forbundet med Kaliumsulfat og Chlorkalium som Kainit, Chloridet forbundet med Chlorkalium som Carnallit o. fl. Sulfatet og Chloridet findes ogsaa i Havvandet og i mange Kilder. Ogsaa i Planter og Dyr forekomme Magniumsalte, som maa regnes mellem Plantens nødvendige Næringsstoffer.

Magnium *fremstilles* 1. ved Elektrolyse af en smeltet Blanding af Chlormagnium og Chlorkalium, 2. ved Smeltning af Chlormagnium (blandet med Chlornatrium eller Chlorkalium og Flusspat) med Natrium. Det kan renses ved Destillation i en Brintstrøm ved Hvidglødhede.

Egenskaber. Magnium er et sølvhvidt, glindsende Metal, som er meget smidigt, men lidet trækkeligt. Vf. 1,7. Smp. omtr. 500°. Kp. omtr. 1100°. Det holder sig godt i tør Luft; i fugtig Luft overtrækkes det langsomt med en tynd Hinde af Hydroxyd. Ved stærk Ophedning i Luften brænder det med et yderst intensivt Lys, hvorfor det anvendes til Signallys og i Fotografien, ligesom det kan fremkalde den explosive Forening af Chlor og Brint (S. 107 n.). Magnium sønderdeler først Vand over 70°, men antændt Magnium brænder videre i Vanddamp og Kulsyre (S. 185).

Black adskilte 1755 med Sikkerhed Magnesia fra Kalk. Bussy isolerede Metallet 1829.

Magniums Ilt- og Svovlforbindelser.

Magniumilte, MgO (Magnesia), dannes ved Forbrænding af Metallet, men *fremstilles* ved Glødning af Karbonatet eller Nitratet. Efter Udgangsmaterialet og Glød-

ningens Heftighed og Varighed er Magnesia tungt og tæt eller et meget løst og fint Pulver. Den førstnævnte Form har sædvanlig det, som er fremstillet af Nitratet og det krystallinske Karbonat, den sidstnævnte (Magnesia usta) det, som er dannet af det basiske, kulsure Salt (Magnesia alba); men ogsaa dette bliver i Hvidglødhede meget tæt, endog krystallinsk. Magnesia anvendes i Medicinen, og da det er ildfast, til Digler og til Drummond's Lys (S. 86). Har Magnesia ikke været glødet for stærkt, forener det sig let med Vand til:

Magniumhydroxyd, $Mg(OH)_2$ (Magnesiahydrat). Dette fremstilles ved Fældning af opløselige Magniumsalte med Kali eller Natron. Ammoniak fælder ufuldstændigt, idet det samtidig dannede Ammoniaksalt forener sig med det ikke fældede Magniumsalt til et Dobbeltsalt, som ikke fældes af Ammoniak (sml. S. 266). Magnesiahydrat er amorft, hvidt og yderst tungtopløseligt i Vand; dog reagerer Opløsningen svagt alkalisk.

Svovlmagnium kjendes næppe i ren Tilstand, men **Magniumsulfhydrat,** $Mg(SH)_2$, faaes let i Opløsning ved at udrøre Magnesiahydrat i Vand og i længere Tid tillede Svovlbrinte, eller ved at fælde en Opløsning af Magniumsulfat med Baryumsulfhydrat: $MgSO_4 + Ba(SH)_2 = BaSO_4 + Mg(SH)_2$.

Magniumsalte

ere farveløse, af bitter Smag og hyppig opløselige; de uopløselige opløses let i fortyndede Syrer. Opløsningerne fældes hverken af Svovlbrinte, Svovlammonium eller (ved Nærværelse af Ammoniaksalte) af Ammoniak, eller af Svovlsyre, eller i fortyndede Opløsninger af oxalsur Ammoniak. Derimod fældes de ammoniakalske Opløsninger af fosforsurt Natron.

Chlormagnium, $MgCl_2$, forekommer som Bestanddel af Carnallit og flere Stassfurtersalte samt i Havvandet, hvis bitre Smag hidrører fra dette Salt. Det vindes i stor Mængde som Biprodukt ved Tilvirkning af Chlorkalium sml. S. 228 n.). I det mindre kan det fremstilles ved

Opløsning af Karbonatet i Saltsyre og udskilles da af den meget koncentrerede Opløsning i henflydende Krystaller med $6H_2O$. Opvarmes det krystallinske Salt, gaaer paa et vist Punkt Chlorbrinte bort, saa at Glødningsresten er næsten rent Magnesia: $MgCl_2 + H_2O = 2HCl + MgO$. For at faa Saltet vandfrit kan man gløde Dobbeltsaltet Ammoniummagniumchlorid, $NH_4Cl,MgCl_2,6H_2O$, som først afgiver alt Vand og derpaa Salmiak. Dog er det heller ikke let ad denne Vej at faa Saltet fuldkommen frit for Magnesia. Chlormagnium anvendes til Slette i Bomuldsvæveriet. Den stærke Opløsning giver ved Sammenrøring med stærkt brændt Magnesia en plastisk Masse, som hærdner og da ikke angribes af Vand (Magnesiacæment).

Kaliummagniumchlorid, $KCl,MgCl_2,6H_2O$, er Carnallit. Det kan omkrystalliseres af en stærk Chlormagniumopløsning.

Magniumsulfat, $MgSO_4$ (svovlsur Magnesia), forekommer rigeligt i Naturen, i Stassfurtersaltene især som Kieserit ($MgSO_4,H_2O$), men ogsaa i flere Dobbeltsalte, f. Ex. Kainit (S. 228), desuden i mange Mineralvande, f. Ex. fra Epsom (hvoraf det først fremstilledes; derfor: „engelsk Salt"), Seidschütz, Seidlitz, Eger. Det meste vindes nu af Kieserit (som er næsten saa tungtopløseligt i koldt Vand som Gips og derfor let kan skilles fra letopløselige Urenheder) samt ved Tilvirkning af kunstige Mineralvande, til hvilke Kulsyren hyppig fremstilles af Magnesit og Svovlsyre: $MgCO_3 + H_2SO_4 = H_2O + CO_2 + MgSO_4$. Kieserit opvarmes, indtil den afgiver sit Krystalvand, og antager herved det almindelige Magniumsulfats Opløselighed. Den opløses derpaa i varmt Vand og udkrystalliserer ved Afkøling som alm. Magniumsulfat, $MgSO_4,7H_2O$ (engelsk Salt), i rhombiske Krystaller, isomorfe med Zinkvitriol. Ved 52° tabe Krystallerne $1H_2O$, ved 101° $5H_2O$; over 132° beholde de kun 1 Mol. Vand, som først gaaer bort ved 232°. Saltet er meget let opløseligt i Vand. 100 Dele Vand opløse ved 0° 26,9, ved 108°, den mættede Opløsnings Kp., 77,9 Dele vandfrit Salt. Det danner let overmættede Opløsninger

(sml. S. 78). Det anvendes i Medicinen og som Appretur til Bomuldstøj.

Med Ammonium- og Kaliumsulfat danner Magniumsulfat smukt krystalliserende monokliniske Dobbeltsalte, $R_2SO_4,MgSO_4,6H_2O$ (R = K, NH_4), af hvilke Kaliumsaltet forekommer naturligt ved Stassfurt som Schønit.

Magniumnitrat, $Mg(NO_3)_2,6H_2O$, faaes ved Opløsning af kulsur Magnesia i Salpetersyre og Afdampning i henflydende, letsmeltelige Krystaller.

Magniumorthofosfat, $Mg_3(PO_4)_2$, forekommer i ringe Mængde i Asken af Korn og Knogler.

Ammoniummagniumfosfat, $NH_4MgPO_4,6H_2O$ (forforsur Magnesia-Ammoniak), findes undertiden naturligt, udskilles krystallinsk af raadden Urin og forekommer jævnlig i Blæresten og Nyregrus. Saltet faaes let ved Tilsætning af alm. fosforsurt Natron til en ammoniakalsk og salmiakholdig Opløsning af et Magnesiasalt. Ved passende Forhold fældes Saltet strax krystallinsk; i alle Fald bliver det det snart ved Henstand under Vædsken eller ved Omrøring. Det er næsten uopløseligt i Vand og endnu tungere opløseligt i Ammoniakvand og er derfor den Form, hvori baade Magnium og Orthofosforsyre paavises qvalitativt og udskilles qvantitativt. Sml. S. 156. Ved Glødning afgiver det Vand og Ammoniak og efterlader Magniumpyrofosfat: $2NH_4MgPO_4 = 2NH_3 + H_2O + Mg_2P_2O_7$.

Magniumkarbonat, $MgCO_3$ (kulsur Magnesia), forekommer som Magnesit ofte krystallinsk, isomorft med Kalkspat, men sædvanlig tæt. I de samme Former og endnu hyppigere findes dets Dobbeltsalt med kulsur Kalk (Dolomit), jævnlig dannende hele Bjergmasser. I mindre Mængde findes kulsur Magnesia i al Aragonit (S. 249) og næsten i enhver Kalksten eller Mergel. Med $5H_2O$ og krystallinsk faaes det normale Salt, naar man ved 0° sætter kulsurt Natron til et Overskud af svovlsur Magnesia, indtil der begynder at fremkomme Bundfald, og lader Blandingen henstaa ved lav Temperatur. Ved 80° og ved Anvendelse af lige Mol. kulsurt Natron og svovlsur Magnesia faaes

basiske Salte (Magnesia alba), der fremstilles i det store og danner en let, hvid Masse, som sædvanlig indeholder $5MgO,4CO_2,7H_2O$ til $4MgO,3CO_2,4H_2O$. Den førstnævnte Sammensætning har det engelske, der fremstilles af Dolomit ved at behandle den med Vand og Kulsyre under et Tryk af 5–6 Atmosfærer. Herved opløses Dolomitens kulsure Magnesia og udskilles af Opløsningen ved Tilledning af Damp som Magnesia alba. Magnesia alba er meget tungtopløseligt i Vand, men ret let i Kulsyrevand, især under Tryk, og i mange Saltopløsninger. Kulsur Ammoniak fælder ikke Magniumsalte i Kulden, men anvendes en meget koncentreret Opløsning af kulsur Ammoniak i Ammoniakvand, saa faaes et fyldigt Bundfald, som opløses i Overskud af Fældningsmidlet og snart igjen udskiller sig som krystallinsk Ammoniummagniumkarbonat, $(NH_4)_2CO_3,MgCO_3,4H_2O$, der er ganske uopløseligt i Fældningsmidlet.

Magniumsilikater forekomme hyppig i Naturen. – $MgSiO_3$ danner (dog med stærke Indblandinger af Kalk, Jernilter og Lerjord istedetfor Magnesia) de udbredte Mineralier Augit og Hornblende. Begge ere sædvanlig sorte eller mørkegrønne og forekomme dels som Fjæld, dels som Bestanddel af almindelige Stene, Augit især i Basalt, Hornblende især i Syenit, begge i Grønsten. Se S. 289. En egen Varietet af Hornblende er den af fine, bøjelige Naale bestaaende Asbest. – Mg_2SiO_4 forekommer jernholdigt som den grønne Olivin, ofte indsprængt i Basalt og Lava, og som den smukt grønne Chrysolith, der benyttes som Ædelsten og især findes i Ægypten og Brasilien. – Vandholdige ere de bløde Magniumsilikater Talk og Spæksten ($3MgO,4SiO_2,H_2O$) samt det porøse Merskum ($2MgO,3SiO_2,4H_2O$); desuden Serpentin ($3MgO,2SiO_2,2H_2O$), der i renere Tilstand er gul til grøn, men ogsaa ved allehaande Indblandinger meget mørkegrøn og brunlig og i denne Form kan optræde som Fjæld. Serpentin anvendes ligesom de bløde Magniumsilikater til mangehaande skaarne og drejede Gjenstande.

Zink. Zn = 65,4. M = Zn.

Zink *forekommer* især som Karbonat (Zinkspat, ædel Galmej; ved Vieille-Montagne paa Grændsen mellem Tyskland og Belgien, i Schlesien og Spanien), som Silikat (Kalamin, Kiselgalmej, uædel Galmei; smst.), som Sulfid (Zinkblende, ved Åmmeberg i Sverig), mere lokalt som Zinkilte (rød Zinkmalm eller Zinkit i New Jersey) og som Jerntveiltezinkilte (Franklinit; smst.). I smaa Mængder findes Zink overordentlig udbredt i alle Formationer ligesom i Havvandet. Undertiden forekommer det i Planter, som voxe paa zinkholdig Grund (f. Ex. Viola calaminaria i Rhinpreussen).

Zink *vindes* af de iltede Malme ved Destillation med Kul i smalle Rør eller Mufler, som ligge mange sammen i én Ovn og ophedes til en meget høj Temperatur, hyppig ved Generatorgas (S. 182). Det destillerede Zink samles i Forlag af forskjellig Form. I Begyndelsen af Destillationen danner der sig Zinkstøv, en Blanding af Zink og Zinkilte, som, naar Malmen indeholder Kadmium (S. 276), tillige indeholder dette, væsentlig som brunt Kadmiumilte. Zinkblende ristes først meget omhyggelig til Zinkilte, der da reduceres som de iltede Malme, og det ved Ristningen dannede Svovlsyrlinganhydrid anvendes ofte til Svovlsyre.

Raazinket raffineres sædvanlig blot ved Smeltning og rolig Henstand, hvor da Bly og en Legering af Zink og Jern sætte sig til Bunds, medens iltede Urenheder skummes af. Chemisk rent Zink kjendes paa, at det ikke opløses i kold, fortyndet Svovlsyre (sml. S. 84).

Egenskaber. Zink er et blaalighvidt, stærkt glindsende Metal med udpræget krystallinsk Brud. Ved Smeltning og delvis Størkning kan det faaes i hexagonale Krystaller. Vf. 7,0. Smp. 430°. Kp. 1040°. Damptæthed 32,7 (sml. S. 14). Ved almindelig Temperatur er det sprødt, ved 100—150° lader det sig udvalse til Zinkblik; ved 200° er det igjen saa sprødt, at det lader sig pulverisere. I tør Luft og i luftfrit Vand holder det sig godt, i fugtig Luft overtrækkes det med et fast Lag af anhydrobasisk Karbonat,

som beskytter Metallet mod videre Iltning; men i Berøring med Jern angribes det stærkt. Ophedes Zink i Luften til henimod sit Kogepunkt, brænder Dampen med stærkt hvidt Lys til et løst, hvidt Ilte. Ogsaa med de fleste andre elektronegative Stoffer forener Zink sig let direkte, vanskeligst med Svovl. Dog kan en Blanding af Zinkstøv og Svovlblomster tændes og brænde med stor Flamme til Svovlzink. Zink sønderdeler ikke kogende Vand, men let Vanddamp ved Glødhede. Rent Zink opløses ikke af kold, fortyndet Svovlsyre (S. 84), men almindelig Zink let under Brintudvikling, idet Zink med Kul og de fremmede Metaller, som sædvanlig ere mere elektropositive end Zink (S. 207), i Berøring med Syrer danner et galvanisk Element. Kun Kvægsølv danner Zinkamalgam, som ikke angribes af fortyndet Svovlsyre. Endnu lettere opløses Zink af Saltsyre og ganske fortyndet Salpetersyre. Stærk, varm Svovlsyre og stærk Salpetersyre reduceres paa forskjellig Maade af den udviklede Brint, som her virker in statu nascendi (se S. 130 og 147 n.). Ogsaa af Alkalier opløses Zink under Brintudvikling.

Zink *anvendes* til Zinkblik og til Støbning, desuden til Udvinding af Sølv af Værkbly (se Sølv) samt i galvaniske Elementer og til Zinkpræparater, især Zinkhvidt. Det legerer sig kun i ringe Grad med Bly (Zink optager kun 1,6 Proc. Bly, Bly kun 2 Proc. Zink), men let med Sølv, Kobber og Jern. „Galvaniseret Jern" er ved Neddypning i smeltet Zink overtrukket med et tyndt Lag Zink, som beskytter det mod Rust.

Zink nævnes først af Paracelsus 1541, men dets Legeringer, f. Ex. Messing, vare allerede kjendte i Oldtiden.

Zinkets Ilt- og Svovlforbindelser.

Zinkilte, ZnO, forekommer naturlig som rød Zinkmalm (se S. 272) og *fremstilles* 1. i det store ved Forbrænding af Zink (Zinkhvidt), jævnlig direkte af de ved Reduktion af Malmene, især Zinkit og Franklinit, erholdte Zinkdampe; — 2. i det mindre ved svag Glødning af rent Zinkkarbonat.

Zinkilte er et hvidt Pulver, som ved Ophedning bliver gult; befugtet med Koboltnitrat bliver det grønt ved Glødning (Rinmann's Grønt). Det reduceres meget vanskelig ved Brint og først i stærk Rødglødhede ved Kul. Rent Zinkilte anvendes i Medicinen; Zinkhvidt som Malerfarve; vel dækker det ikke saa godt som Blyhvidt, men har den Fordel ikke at blive mørkt i svovlbrinteholdig Luft.

Zinkhydroxyd, $Zn(OH)_2$ (Zinkiltehydrat), fældes som et hvidt fyldigt Bundfald af Zinksalte med Kali, Natron eller Ammoniak og er opløseligt i Overskud af alle tre Fældningsmidler. Bedst fremstilles det af Nitratet med Underskud af Natron.

Zinksulfid, ZnS, forekommer naturligt som Zinkblende i regulære, bleggule eller sædvanlig af Svovljern sorte Krystaller, sjældent hexagonalt som Wurtzit. Af opløste Zinksalte fældes det ved Svovlammonium i vandholdig Tilstand som et hvidt, amorft Bundfald, der ogsaa dannes ved Svovlbrinte i eddikesure eller alkaliske Zinkopløsninger, men ikke i Opløsninger, som indeholde frie, stærke Syrer. Det er nemlig uopløseligt i Eddikesyre og Alkalier, men opløseligt i fortyndede stærke Syrer.

Zinksalte

ere farveløse og giftige. De neutrale rødne Lakmuspapir. I Opløselighed ligne de Magniumsaltene, men i eddikesure Opløsninger udskiller Svovlbrinte, i alkaliske Svovlammonium et hvidt Bundfald af vandholdigt Svovlzink (sml. S. 266).

Chlorzink, $ZnCl_2$, kan fremstilles 1. ved Ophedning af Zink i Chlor, 2. ved at opløse Zink eller Zinkhvidt i Saltsyre og afdampe Opløsningen. Af den meget koncentrerede Vædske udkrystalliserer Saltet i henflydende Regulæroktaedre med 1 Mol. Vand. Ved forsigtig Ophedning kan det faaes i vandfri Tilstand næsten uden at tabe Chlorbrinte (sml. $MgCl_2$). Det vandfrie smelter ved 260° og kan støbes i Stænger, der benyttes i Medicinen som Ædsmiddel. Det koger først ved 700° og fordamper ikke kjendeligt ved 400°. Det er letopløseligt (henflydende)

baade i Vand og Vinaand. Den stærke Opløsning kan ikke filtreres gjennem Papir, som nemlig derved omdannes til vegetabilsk Pergament, men gjennem grovt Glaspulver. Sammenrørt med Zinkhvidt giver den stærke Opløsning en plastisk Masse, som snart hærdner og anvendes som Tandkit. Opløst Chlorzink benyttes som antiseptisk Middel.

Zinksulfat, $ZnSO_4,7H_2O$ (svovlsurt Zinkilte, Zinkvitriol, hvid Vitriol), forekommer undertiden naturligt og fremstilles i det store ved Ristning af Zinkblende ($ZnS + 2O_2 = ZnSO_4$) og Udtrækning med Vand. Dog indeholder Handelsvaren hyppig Magniumsulfat. I ren Tilstand faaes Saltet ved at opløse Zink i fortyndet Svovlsyre og digerere Opløsningen med et Overskud af Zink, hvorved de fleste fremmede Metaller, dog ikke Jern, ville udskilles (sml. S. 204). Jernet, der nu er tilstede som Ferrosalt, kan overføres til Ferridsalt med Chlorvand ($6FeSO_4 + 3Cl_2 = 2\,Fe_2.3SO_4 + Fe_2Cl_6$), og ved nu at digerere Opløsningen med frisk fældet og udvasket kulsurt Zinkilte, som kan fremstilles af en Del af selve Opløsningen, udskilles alt Jern som Jerntveiltehydrat, og Filtratet giver ved Inddampning og Afkøling Krystaller af det rene Salt. Zinkvitriol krystalliserer under 30° i rhombiske Prismer, isomorft med Magniumsulfat. Krystallerne forvitre lidt ved almindelig Temperatur. Ved 100° taber det 6, men først ved højere Temperatur det sidste Mol. Vand. Ved stærk Glødning spaltes det til ZnO, SO_2 og O. Zinkvitriol er meget letopløseligt i Vand. Det anvendes i Medicinen, i Farveriet og som antiseptisk Middel.

Med Ammonium- og Kaliumsulfat danner det monokliniske Dobbeltsalte, isomorfe med de analoge Magniumforbindelser.

Zinknitrat, $Zn(NO_3)_2,6H_2O$, danner meget letopløselige og letsmeltelige Krystaller.

Zinkorthofosfat, $Zn_3(PO_4)_2,4H_2O$, udskilles krystallinsk, naar man sætter almindeligt fosforsurt Natron til en eddikesur Opløsning af et Zinksalt og opvarmer Blandingen.

Zinkkarbonat, $ZnCO_3$ (kulsurt Zinkilte), findes naturligt

som Zinkspat i Rhomboedre af Kalkspatens Form og som ædel Galmei (se S. 272). Vandholdigt faaes det ved at fælde Zinkvitriol i Kulden med tvekulsurt Kali (ikke tvekulsurt Natron). Fældes Zinkvitriol med Sodaopløsning, faaes hvide Bundfald af anhydrobasiske Salte, hvis Sammensætning vexler med Temperatur og Fortynding. Bundfaldene ere uopløselige i Vand, men opløselige i Kulsyrevand. Kulsur Ammoniak fælder vel Zinksalte, men Bundfaldet er opløseligt i Overskud af Fældningsmidlet.

Zinksilikat, Zn_2SiO_4, forekommer i Naturen baade vandfrit som Willemit og med 1 Mol. Vand som Kalamin: se S. 272.

Kadmium. Cd = 112,1. M = Cd.

Dette Metal *forekommer* sammen med Zink, dog indeholde Zinkmalmene kun højst 2–3 Proc. Kadmium, samt sjældent som Svovlkadmium (Greenockit).

Det *vindes* paa samme Maade som Zink, idet man benytter Zinkstøv (S. 272) som Raamateriale.

Egenskaber. Kadmium ligner Zink meget og har som dette et udpræget krystallinsk Brud, men krystalliserer i Regulæroktaedre. Det er blødt og bøjeligt og lader sig let udvalse til tynde Blade og trækkes til Traad. Vf. 8,7. Smp. 315°. Kp. 860°. Damptæthed 56 (se S. 14). Overfor Luft, Vand og Syrer forholder det sig som Zink, navnlig brænder det ogsaa ved høj Temperatur til Kadmiumilte, men dette er, i Modsætning til Zinkilte, brunt. Kadmium er mindre elektropositivt end Zink og udskilles af sine Saltopløsninger ved Zink.

Flere af dette Metals Legeringer udmærke sig ved deres lette Smeltelighed. Saaledes smelter Wood's Metal (15 Dele Vismut, 8 Bly, 4 Tin, 3 Kadmium) under 70°. Kadmiumamalgam anvendes til Plombering af Tænder, fordi det i frisk Tilstand er plastisk, men snart hærdner.

Kadmium opdagedes samtidig af Stromeyer og Hermann 1818.

Forbindelserne fremstilles gjennemgaaende som Zink-

forbindelserne og ligne disse meget, men vise dog i flere Henseender et afvigende Forhold. Saaledes er **Kadmiumilte**, CdO, brunt; **Hydroxydet**, $Cd(OH)_2$, er hvidt og letopløseligt i Ammoniak, men uopløseligt i Kali og Natron. — **Sulfidet**, CdS, fældes ved Svovlbrinte ud af sure Opløsninger, der indeholde stærke, frie Syrer i fortyndet Tilstand, som et gult, fyldigt Bundfald, der anvendes som Malerfarve. Det forekommer ogsaa, skjønt sjældent, i Naturen som Greenockit i hexagonale Krystaller og isomorft med Wurtzit (S. 274). — **Chloridet**, $CdCl_2,2H_2O$, danner forvitrende Krystaller. — **Jodidet**, CdJ_2, er opløseligt i en Blanding af Vinaand og Æther og anvendes derfor i Fotografien. — **Sulfatet**, $3CdSO_4$, $8H_2O$, krystalliserer monoklinisk og anvendes i Medicinen. Dets Sammensætning er ganske ejendommelig; men det danner med Kalium- og Ammoniumsulfat Dobbeltsalte af den normale Type (S. 266 n.). — **Nitratet** er $Cd(NO_3)_2,4H_2O$.

Beryllium. Be = 9,1.

Beryllium findes i den grønne Ædelsten Chrysoberyl, BeO,Al_2O_3 (Ceylon), i Silikatet Fenakit, Be_2SiO_4, som er isomorft med Willemit (S. 276), og i Dobbeltsilikatet Beryl, $3BeO,Al_2O_3$, $6SiO_2$, af hvilket den græsgrønne Ædelsten Smaragd (Sibirien, Columbia) og den søgrønne til blaa Aqvamarin (smst.) ere Varieteter. Metallet er staalfarvet og af Vf. 1,6. Chloridet, $BeCl_2$, fremstilles som Chloraluminium (S. 284); det er flygtigt, og dets Damptæthed er normal, men Metallets Varmefylde følger ikke Dulong-Petit's Lov (S. 8). Hydroxydet, $Be(OH)_2$, udskilles ved Svovlammonium og ved Ammoniak, selv ved Nærværelse af Ammoniaksalte (S. 266); dog opløses det ved Kogning med Salmiak. Kulsur Ammoniak fælder kulsurt Berylliumilte, som let opløses i Overskud af kulsur Ammoniak.

Da Isomorfierne i Magniumgruppen i videre Forstand ogsaa omfatte Metallerne af Jerngruppen, ville de først blive anførte efter denne.

Aluminiumgruppen

i snævrere Forstand omfatter de trivalente Metaller Aluminium, Gallium og Indium, som kun danne et nøjere bekjendt Ilte, R_2O_3, og hvis Chlorider have en Damptæthed, som svarer til Formlen RCl_3. Mulig hører ogsaa Bor herhen, men staaer dog saa særskilt, at det er behandlet andetsteds (S. 171). Dog fortjener det at bemærkes, at ligesom Borsyre forener sig med Svovlsyre og Fosforsyre til temmelig bestandige Forbindelser, saaledes have Hydroxyderne af Aluminiumgruppen næsten ligesaa megen Charakter af Syrer som af Baser. Intet af Metallerne findes frit i Naturen, og kun Aluminiumforbindelser i stor Mængde. Bor og Aluminium kunne ikke reduceres af deres Ilter ved Kul, Gallium og Indium derimod let. Efter Atomtallene staaer Gruppen i et lignende Forhold til Magniumgruppen som Skandium- til Baryumgruppen:

Be 9,1	Mg 24,4	Zn 65,4	Cd 112,1
B 11	Al 27,1	Ga 69,9	In 113,7;

men Aluminiumgruppen skiller sig fra Skandiumgruppen ved, at dens Oxalater ere letopløselige i Vand eller svage Syrer, og at dens Dobbeltsulfater med Kaliumgruppens Sulfater ere „Aluner“ (S. 240 ø.) af Formlen $R_2SO_4,R^{VI}_2(SO_4)_3,24H_2O$. I Forbindelsernes Opløselighedsforhold ligner Aluminiumgruppen Magniumgruppen, idet Hydroxyder og normale Fosfater ere uopløselige, Sulfater, Chlorider og Nitrater letopløselige i Vand. Ligesom kun det sidste Led af den egentlige Magniumgruppe, Kadmium, fældedes som Sulfid af Svovlbrinte i sure Opløsninger, saaledes gjælder dette her om Indium. Ogsaa ere alle Salte farveløse, naar Syren ikke selv er farvet. Men ligesom de vigtigste Led af Magniumgruppen ved Isomorfier og chemiske Forhold vare knyttede til en Række Metaller, især af Jerngruppen, som danne farvede Salte, saaledes er det samme Tilfældet her. Især slutte Aluminiumforbindelserne sig baade i chemiske Forhold og ved fremtrædende Isomorfier

til de i Reglen farvede Forbindelser af Jern, Mangan og Chrom, hvori 2 At. af disse Metaller virke hexavalent og det enkelte Metalatom altsaa kan siges at virke trivalent (sml. S. 23). Vi maa saaledes antage, at f. Ex.

$AlCl_3$ og $\begin{matrix}FeCl_2\\FeCl_3\end{matrix}$; $Al_2O_3 = \begin{matrix}AlO\\AlO\end{matrix}>O$ og $\begin{matrix}FeO\\FeO\end{matrix}>O$; $Al(OH)_3$ og $\begin{matrix}Fe(OH)_3\\Fe(OH)_3\end{matrix}$ osv.

i chemisk og fysisk Henseende ere analoge, og vi sammenfatte derfor, som man forlængst har gjort det, Aluminium, Jern, Mangan og Chrom i disse og lignende Forbindelser som Aluminiumgruppen i videre Forstand. Saltenes Opløselighedsforhold ere væsentlig de samme (se ovenfor). Hydroxyderne ere alle svage Baser, som kun danne løse og usikre Forbindelser med Kulsyre, ja man kjender en stor Række baade naturlige og konstigt fremstillede Forbindelser, hvor disse Hydroxyder optræde som Syrer. I Modsætning til Magniumgruppens Hydroxyder ere disse uopløselige i Ammoniak selv ved Nærværelse af Ammoniaksalte og udskilles af deres svagt sure Saltopløsninger ved Digestion med kulsur Baryt. Lerjordhydrat og Chromtveiltehydrat ere opløselige, Jern- og Mangantveiltehydrat uopløselige i kold Natron. Intet af disse Metaller fældes af Svovlbrinte i sur Vædske, men Ferrid- og Manganidsaltene reduceres af Svovlbrinte til Ferro- og Manganosalte (sml. S. 124 ø.). Derimod fældes de alle af Svovlammonium, men paa forskjellig Maade. Man kan antage, at der i alle Tilfælde strax dannes R_2S_3, men at disse Forbindelser i Dannelsesøjeblikket sønderdeles af Vand, Al_2S_3 og Cr_2S_3 til Hydroxyder og Svovlbrinte: $R_2S_3 + 6H_2O = R_2(OH)_6 + 3H_2S$; — Fe_2S_3 og Mn_2S_3 derimod til lavere Sulfider og Svovl: $R_2S_3 = 2RS + S$. Med Sulfaterne af Kaliumgruppen danne alle (undtagen Mangan) Aluner.

Aluminium. Al = 27,1.

Aluminium er næst Ilt og Silicium det af alle Grundstoffer, som *forekommer* almindeligst og i størst Mængde

paa Jorden, dog aldrig i fri Tilstand. Hyppigst findes det som Silikat, dels for sig (Ler i dettes mangfoldige Former), dels i talrige Dobbeltsilikater, af hvilke de mest udbredte ere Feldspat og Glimmer. Ogsaa forekommer det som Ilte, Al_2O_3 (Lerjord), dels for sig, f. Ex. i Korund, dels som Hydroxyd eller Anhydrobaser, f. Ex. $Al_2O_3,2H_2O$ (Bauxit), dels som talrige saltagtige Forbindelser, hvori Anhydrobasen $AlO.OH = Al_2O_3,H_2O$ forholder sig som en enbasisk Syre, f. Ex. i Spinel, MgO,Al_2O_3. Ogsaa forekommer Aluminium som Fluorid, f. Ex. i Kryolith, som Sulfat, f. Ex. i Alunsten (S. 285), og som Fosfat. Ikke faa Mineralvande indeholde Aluminiumforbindelser, sædvanlig dog kun i meget ringe Mængde. I højere Planter forekomme de kun undtagelsesvis, men i lavere ret jævnlig, f. Ex. i Ulvefødder, Svampe, Lavarter.

Aluminium *fremstilles* sædvanlig ved at reducere Natriumaluminiumchlorid ($NaCl,AlCl_3$) med Natrium i Flammeovne under Tilsætning af Kryolith som Flusmiddel (for at opløse Slaggens Lerjord). Det reducerede Metal samler sig paa Bunden af Herden og støbes i Barrer. Raamaterialet (Malmen) er Bauxit, jernholdigt Lerjordhydrat, $Al_2O_3,2H_2O$, som glødes med Soda, hvorved dannes Lerjordnatron, Na_2O,Al_2O_3, som udtrækkes med Vand og ved Tilledning af Kulsyre giver kulsurt Natron og rent Lerjordhydrat. Dette udvaskes, tørres, blandes med Kogsalt og Kul til Kugler, som tørres skarpt og derpaa ophedes i en Chlorstrøm til Hvidglødhede i lodrette Retorter af ildfast Ler. Herved sublimerer Dobbeltsaltet $NaCl,AlCl_3$, idet: $Al_2O_3 + 2NaCl + 3Cl_2 + 3C = 2(NaCl,AlCl_3) + 3CO$. Lerjordhydrat fra Kryolithsodaen (S. 224) kan anvendes paa samme Maade.

Egenskaber. Rent Aluminium er tinhvidt, stærkt glindsende og krystalliserer ved langsom Størkning i Oktaedre. Vf. 2,6. Smp. omtr. 700°. Det er saa blødt som Sølv og af en meget betydelig Styrke. Det lader sig slaa til de tyndeste Blade (Bladaluminium), og det er meget strækkeligt og klangfuldt. I Luften ilter det sig ikke ved almindelig Temperatur, og selv ved Smeltning kun i ringe Grad. Ophedes Aluminiumbronze (se nedenfor) til Rødglød-

hede, iltes Kobberet, men Aluminiumet ikke. Selv ved Smeltning med Salpeter iltes Aluminium ikke i Rødglødhede. Men i Form af Bladaluminium brænder det let i en Flamme med stor Glands til Lerjord, og i denne Form sønderdeler det ogsaa kogende Vand under Brintudvikling, om end langsomt. Ellers sønderdeler det næppe Vanddamp selv i Hvidglødhede. Af fortyndet Svovlsyre angribes det næsten ikke, af Salpetersyre slet ikke, selv ved Kogning, men i Saltsyre opløses det let under Brintudvikling og ligeledes af Kali- og Natronlud. Af Opløsninger af salpetersure Salte udskiller det intet Metal, ikke engang Sølv, hvorimod mange Metaller udskilles deraf i saltsure Opløsninger.

Aluminium *anvendes* som saadant til Briller, Theaterkikkerter, Vægtstænger i fine Vægte o. l., hvor en ringe Vf. er ønskelig, men især som Aluminiumbronze (90 Dele Kobber, 10 Aluminium), en Legering, der udmærker sig ved sin Guldfarve, store Haardhed (Taplejer), Styrke og Strækkelighed. Aluminiumbronze fremstilles nu i Amerika i den elektriske Smelteovn af en Blanding af granuleret Kobber, grovtknust Korund og Trækul.

Aluminium blev først isoleret af Wøhler 1827, efter at Ørsted 1826 havde fremstillet vandfrit Chloraluminium.

Aluminiums Ilte og Hydroxyder.

Aluminiumilte, Al_2O_3 (Lerjord), *forekommer* især paa Ceylon og i Sibirien som de haarde Ædelstene Korund (farveløs), Rubin (rød) og Safir (blaa), samt fintkornet som Smergel (Naxos), hvilket sidste anvendes til Polering og Slibning. Rubinens røde Farve skyldes et Spor af en Chromforbindelse, Safirens blaa mulig en Koboltforbindelse. De krystallisere i Rhomboedre paa 86°, ere isomorfe med Jerntveilte og Chromtveilte og kunne begge fremstilles konstigt. Lerjord *fremstilles* ved Glødning af Hydroxydet i haarde, farveløse, hornagtige Stykker eller ved Glødning af Ammoniakalun (S. 286) som et hvidt Pulver. Jo stærkere den har været glødet, desto mere uopløselig er den

i Syrer og Alkalier, men kan i alle Tilfælde bringes i Opløsning efter Smeltning med pyrosvovlsurt Kali (S. 230 n.).

Aluminiumhydroxyd (Lerjordhydrat). a. Normalt, $Al(OH)_3$ eller $Al_2O_3,3H_2O$, forekommer naturligt som Hydrargillit og fremstilles i det store ved Tilvirkning af Kryolithsoda (S. 224) og Aluminium (S. 280). I det mindre faaes det ved Fældning af Aluminiumsalte med Ammoniak i Form af et hvidt, geléeagtigt Bundfald, som dog, saafremt man til Fældningen anvendte Kalialun, ogsaa efter Udvaskning indeholder baade Kali og Svovlsyre og derfor maa renses ved gjentagen Opløsning i Saltsyre og Fældning med Ammoniak. Det fældede Lerjordhydrat er efter Tørring ved 100° $Al(OH)_3$. Det er letopløseligt i Syrer og ligeledes i Kali eller Natron, men tungtopløseligt i Ammoniak. Af Opløsninger i Natron (eller Kali) udskilles det derfor ved Tilsætning af Salmiak, idet: $NaOH + NH_4Cl = NH_4OH + NaCl$. Ligeledes udskilles det ved Tilsætning af tilstrækkelig Svovlbrinte eller Kulsyre, thi det er ogsaa uopløseligt i Natriumsulfhydrat og i kulsurt Natron. Lerjordhydrat opløses i vandigt Chloraluminium, og bringes en slig Opløsning i en Dialysator, saa diffunderer næsten alt Chloraluminium bort, og man faaer en Opløsning af Lerjordhydrat i Vand, som dog let gelatinerer ved et Spor af forskjellige Syrer eller Salte, ja blot ved Henstand.

Fældet Lerjordhydrat forener sig meget let med organiske Farvestoffer. Blandes et Udtræk af Kampeschetræ med frisk fældet Lerjordhydrat, saa forener dette sig med Farvestoffet, saa at Filtratet er farveløst. Saadanne Forbindelser kaldes „Farvelakker". Derfor anvendes Aluminiumsalte hyppig som „Beitse" i Farveriet. Gjennemtrænges Tøjer med eddikesur Lerjord (af Aluminiumsulfat og Blysukker, sml. S. 262), og opvarmes de derpaa svagt, saa gaaer Eddikesyren bort, og Lerjordhydrat bliver tilbage. Natriumaluminat, anvendt paa samme Maade, sønderdeles af Luftens Kulsyre til kulsurt Natron og Lerjordhydrat. Dyppes Tøjerne derpaa i en Farvestofopløsning, forener

Farvestoffet sig med Lerjordhydratet, som nu findes udskilt i selve Tøjernes Porer.

b. $Al_2O(OH)_4$ eller $Al_2O_3,2H_2O$ er Hovedbestanddelen af Bauxit (S. 280), som især findes i Sydfrankrig.

c. AlO(OH) eller Al_2O_3,H_2O findes i Naturen som Diaspor i rhombiske Krystaller, isomorft med de tilsvarende Hydrater af Jerntveilte og Mangantveilte. Den samme Sammensætning har fældet Lerjordhydrat efter Tørring ved 280°. Dette Hydrat forholder sig i visse Maader som en Syre; thi ved Sammensmeltning med Natriumkarbonat uddriver det Kulsyre under Dannelse af opløseligt Natriumaluminat: $2AlO(OH) + Na_2CO_3 = 2AlO.ONa + H_2O + CO_2$. Saadant Natriumaluminat fremstilles af Bauxit og anvendes som Beitse. Tilsvarende uopløselige Salte med Magniumgruppens Metaller i Stedet for Natrium forekomme i Naturen, f. Ex. Spinel, $MgO,Al_2O_3 = Mg.O_2.(AlO)_2$, hvoraf flere farvede Varieteter fra Ostindien benyttes som Ædelsten, Gahnit, ZnO,Al_2O_3; og flere andre ere fremstillede konstigt. De krystallisere regulært og ere isomorfe med analogt sammensatte Forbindelser af Jerntveilte og Chromtveilte. Sml. ogsaa Chrysoberyl (S. 277).

Aluminiumsalte.

ere farveløse; de opløselige (sml. S. 278) smage sammensnerpende og rødne Lakmus. De sure Opløsninger fældes ikke af Svovlbrinte; men Overskud af Ammoniak eller Svovlammonium udskiller fyldigt, hvidt Lerjordhydrat, som er opløseligt i Natron og igjen udskilles, naar Vædsken overmættes først med Saltsyre, derpaa med Ammoniak, og som, naar det vædes med en Opløsning af Koboltnitrat og glødes for Blæserøret, giver en himmelblaa, usmeltet Masse.

Fluoraluminium, AlF_3, sublimerer i tærninglignende Rhomboedre, naar man opheder en Blanding af Lerjord og Fluorkalcium til Hvidglødhede i en Strøm af tør Chlorbrinte: $Al_2O_3 + 3CaF_2 + 6HCl = 2AlF_3 + 3CaCl_2 + 3H_2O$. Det er uopløseligt i Vand, og det samme er Tilfældet med

Fluoraluminiumnatrium, $3NaF,AlF_3$ eller $6NaF,Al_2F_6$, der som Kryolith forekommer ved Ivigtut i Grønland, hyppigst i hvide, glasglindsende, ukrystallinske Masser, undertiden i trikliniske Krystaller.

Chloraluminium, $AlCl_3$, kan dannes ved Ophedning af Aluminiumpulver i Chlor, men *fremstilles* ved at gløde en tør Blanding af Lerjord og Kul i en Strøm af tørt Chlor: $Al_2O_3 + 3C + 3Cl_2 = 2AlCl_3 + 3CO$ (sml. S. 40) og endnu lettere ved at lede en Blanding af Petroleumdamp og Chlor over glødende Lerjord. Aluminiumchloridet fordamper og sublimerer i Forlaget som en blød Masse af farveløse Krystalblade. Damptætheden svarer til Formlen $AlCl_3$. Det ryger svagt i Luften og opløses i Vand under Syden og stærk Varmeudvikling. Den samme Opløsning faaes ogsaa af Lerjordhydrat og Saltsyre og giver ved Fordampning over Svovlsyre hexagonale Krystaller, $AlCl_3,6H_2O$. Dette Salt kan ikke afvandes, idet det ved Ophedning spaltes til Lerjord og Chlorbrinte (sml. S. 269 ø.). Chloraluminium forener sig med andre Chlormetaller til Dobbeltsalte, af hvilke Forbindelserne med Alkalimetallernes Chlorider ere flygtige (sml. Aluminium).

Aluminiumsulfat, $Al_2.3SO_4,17H_2O$ (svovlsur Lerjord), *fremstilles* ved at opløse Lerjordhydrat i Svovlsyre og inddampe til Krystallisation. Saaledes fremstilles Saltet ogsaa i det store af Bauxit eller af det ved Tilvirkning af Soda af Kryolith dannede Lerjordhydrat, og i sidste Tilfælde vælges Syrens Mængde og Styrke saaledes, at Opløsningen ved Afkøling stivner og derfor kan støbes i Plader („koncentreret Alun"). Denne vindes ogsaa ved Kogning af glødet og pulveriseret Porcellænler med Svovlsyre og Udtrækning af den stivnede Masse med Vand, hvorved Aluminiumsulfat gaaer i Opløsning, medens Kiselsyren bliver tilbage. Saltet kan under visse Forhold krystallisere i Regulæroktaedre ligesom det analoge Chromtveiltesalt. Det opløses i 3 Dele Vand ved almindelig Temperatur. Opløsningen opløser Lerjordhydrat under Dannelse af et opløseligt basisk Salt, $Al\begin{cases}SO_4\\OH\end{cases}$. Mange andre basiske Salte

kjendes; flere forekomme naturligt. Det normale Salt *anvendes* i Farveriet til Fremstilling af eddikesur Lerjord (sml. S. 282 og 262); fremdeles til Alun og til „Limning" af Papir.

Med Sulfaterne af Kaliumgruppen danner Aluminiumsulfat Aluner, $R_2SO_4,Al_2 3SO_4,24H_2O$, der alle krystallisere regulært og sædvanlig i Oktaedre. Den vigtigste af disse er:

Kaliumaluminiumsulfat, $K_2SO_4,Al_2.3SO_4,24H_2O$ (Alun, Kalialun), som *fremstilles* 1. ved at blande de enkelte Salte i nogenlunde stærke Opløsninger, hvorved da Dobbeltsaltet udskilles som „Alunmel", der renses ved Omkrystallisation og nu faaes i Grupper af store Krystaller. Det hertil anvendte Aluminiumsulfat vindes dels som ovenfor nævnt, dels af Alunskifer, en sort, kulholdig Lerskifer (S. 287) med indsprængt Svovlkies. Ved Forvitring eller Ristning af Skiferen iltes Svovlkiesen, og der dannes svovlsur Lerjord og svovlsurt Jerntveilte, som udtrækkes med Vand. Afdampes Opløsningen, udskilles største Delen af Jernet som basisk Ferridsulfat, og af den klarede Vædske vindes da Alun ved Tilsætning af Kaliumsulfat, men er i Reglen jernholdig. — 2. Af Alunsten, et stenagtigt Mineral, som findes ved Tolfa i Italien o. fl. St., og som er sammensat som vandfri Alun + $2Al_2(OH)_6$. Alunstenen ophedes, indtil Vandet er gaaet bort, og henlægges derpaa til Forvitring, hvorefter Alunen kan udtrækkes med Vand. Denne Alun krystalliserer i Tærninger og er som „kubisk Alun", „romersk Alun" meget skattet, fordi dens Opløsning er jernfri. Alun er tungtopløselig i koldt, letopløselig i kogende Vand. 100 Dele Vand opløse ved 0° 3,0, ved 112°, den mættede Opløsnings Kp., 210 Dele vandfri Alun. Den danner let overmættede Opløsninger. En Alunopløsning smager sammensnerpende og reagerer svagt surt, men kan gjøres neutral ved Tilsætning af Alkalier, uden at der udskilles Lerjordhydrat, idet der dannes opløselige basiske Salte. Af den neutraliserede Opløsning udskilles Alun i Tærninger under 42°. Ved 92° smelter Alun i sit Krysal-

vand og taber ved stærkere Opvarmning efterhaanden og under stærk Opblæring alt Vand („brændt Alun"). Ved Hvidglødhede efterlader den en Blanding af Lerjord og svovlsurt Kali. Alun *anvendes* i Farveriet, til Lakfarver, til at gjøre brændbare Stoffer mindre letantændelige, i Hvidgarveriet samt i Medicinen.

Ammoniakalun, $(NH_4)_2SO_4,Al_2.3SO_4,24H_2O$, fremstilles af Ammonium- og Aluminiumsulfat og ligner ganske Kalialun. Ogsaa Opløseligheden er næsten ganske den samme.

Aluminiumnitrat, $Al.3NO_3,9H_2O$, fremstilles ved Opløsning af Lerjordhydrat i Salpetersyre; det krystalliserer kun af sure Opløsninger, er isomorft med det analoge Jerntveiltesalt og henflydende.

Aluminiumfosfat, $Al.PO_4,3H_2O$, er et hvidt, fyldigt Bundfald, som dannes ved at fælde et Aluminiumsalt med alm. fosforsurt Natron, hvorved Vædsken bliver stærk sur. Det er uopløseligt i Vand og i Modsætning til de fleste fosforsure Salte ogsaa i Eddikesyre; derimod er det ligesom Lerjordhydrat opløseligt i Kali eller Natron (men ikke i Ammoniak); af disse Opløsninger fælder Barytvand Fosforsyren, medens Lerjorden forbliver opløst som Baryumaluminat. Et samtidig surt og basisk Salt, $[(HO)_2Al]_2PO_4H$, er den smukke blaa (kobberholdige) Ædelsten, Tyrkis (Mesched i Persien).

De Bundfald, som kulsure Alkalier frembringe i Opløsninger af Aluminiumsalte, indeholde efter Omstændighederne vexlende Mængder Kulsyre og forholde sig i alt væsentligt som Lerjordhydrat.

Aluminiumsilikater forekomme i stor Mængde i Naturen. Det vandfrie $Al_2O_3,SiO_2 = (AlO)_2SiO_3$ forekommer trimorft, i to rhombiske Former (Andalusit og Sillimanit) og i en monoklinisk (Disthen). Samme Sammensætning, kun at $^1/_6$ af Ilten er erstattet af Fluor, har den smukke gule Ædelsten Topas, der findes i rhombiske Prismer (Ural, Sibirien, Brasilien). Men det vandfrie kiselsure Lerjord har ringe Betydning i Forhold til det vandholdige:

Kaolin, $Al_2O_3,2SiO_2,2H_2O$ (Porcellænler). I ren Tilstand eller dog kun blandet med Kiselsyre findes dette vel ikke meget hyppigt (Rønne, Meissen, Passau, St. Yrieux, Cornwall, China, Nordamerika) og altid paa det Sted, hvor det oprindelig er dannet ved Sønderdeling af Feldspat, men

i mindre ren Tilstand overordentlig almindeligt (Ler) og da paa sekundært Leje. Kaolin er hvidt, blødt og tilsyneladende amorft; det er ildfast og smelter først i Knaldluftsflammen. Det sidste er ogsaa Tilfældet med det temmelig rene Pibeler (ildfast Ler), som anvendes til Fayence, Stentøj, Kridtpiber, ildfaste Sten o. l. Men de urene Lersorter, Pottemagerler, og de endnu mindre rene Sorter, der anvendes til simple Lervarer, Mur- og Tagsten, Drænrør o. l., indeholde forskjellige Indblandinger (Sand, Silikater af Jernilter, Kalk, Magnesia og Alkalier), som dels farve Leret, dels gjøre det smelteligt. Indeholder Leret større Mængder af kulsur Kalk, kaldes det Mergel (S. 251). Lerskifer er hærdnet, lagdelt Ler, som sædvanlig indeholder Glimmer, Sand og Brudstykker af ældre Bjergarter. Den har Charakter af Sten og danner mægtige Bjergmasser. Stærkt skifrede og meget homogene Lerskifre anvendes til Tagskifer, Tavler og Griflér; kulholdige og med Svovlkies indsprængte (Alunskifer) til Fremstilling af Alun (S. 285); bløde, stærkt kulholdige og derfor helt sorte til Sortkridt.

Lervarer. Baade det rene og det urene Ler er plastisk, idet det, sammenrørt med Vand, danner en Masse, der let kan gives allehaande Former, som den efter Ophedning bevarer. Herpaa beroer Tilvirkningen af Lervarer.

1. Porcellæn dannes af en Blanding af slemmet Kaolin, fintmalet Kvarts og jernfri Feldspat og undertiden Gips. De sidstnævnte Bestanddele kunne i Forening smelte og saaledes danne et Glas, hvori de ildfaste Kaolinpartikler ligge fordelte. Porcellæn brændes to Gange. Ved „Forglødningen“ gives dog kun saa megen Varme, at Vandet gaaer bort og Massen bliver porøs. Derefter glaseres den ved Neddypning i en tynd Vælling af Vand og fintpulveriseret Glasurmasse. Denne bestaaer af de samme Bestanddele som Porcellænmassen selv, men er lettere smeltelig end Grundmassen og smelter ved „Blankbrændingen“ sammen med denne og overtrækker den med et gjennemsigtigt Glas.

2. Almindeligt Stentøj er ligesom Porcellæn en halvsmeltet Masse, men af mindre rene Stoffer og derfor

ikke hvidt. Det brændes kun en Gang, og Glasuren (Saltglasur) dannes ved at man, naar Heden er stærkest, kaster Salt ind i Ovnen. Dette fordamper og omsætter sig med Forbrændingsprodukternes Vanddampe til Chlorbrinte og Natron, som forener sig med Leret til et letsmelteligt Natriumaluminiumsilikat.

3. Fayence er væsentlig forskjellig fra de foregaaende, idet den har en porøs Grundmasse, som enten er hvid (engelsk F.) og da bestaaer af mere eller mindre rent Kaolin med Flint, halvforvitret Granit o. l., eller farvet. Den vilde smelte i Porcellænsovnen og ophedes derfor ikke saa stærkt. Fayence glaseres ved Neddypning enten med et gjennemsigtigt, ofte borsyreholdigt, eller med et uigjennemsigtigt, tinsyreholdigt Blyglas (S. 263). Det første anvendes ved den engelske Fayence, det sidste ved Majolika, Kakler osv. I begge Tilfælde er Glasuren forskjellig fra Grundmassen og springer derfor let.

4. Almindeligt Pottemagerarbejde dannes af Pottemagerler. Massen er mere eller mindre stærkt farvet, især rød og gul, og Glasuren er en gjennemsigtig, ofte farvet Blyglasur. Jævnlig anvendes slet ingen Glasur (Urtepotter; Jydepotter).

Af de talrige **Dobbeltsilikater** af Aluminium og andre Metaller, som findes i Naturen, fremhæves:

1. Feldspat, som deler sig i:

Orthoklas, $K_2O,Al_2O_3,6SiO_2$ (Kalifeldspat), monoklinisk,
Albit, $Na_2O,Al_2O_3,6SiO_2$ (Natronfeldspat) } trikliniske.
Anorthit, $CaO,Al_2O_3,2SiO_2$ (Kalkfeldspat) }

Oligoklas og Labrador ere Blandinger af de to sidstnævnte, den første med fremherskende Albit, den sidste med fremherskende Anorthit. — Zeolither, der dog sjældent forekomme i større Mængde (Færøerne, Island), have en lignende Sammensætning som Feldspaterne, men ere vandholdige og indeholde foruden Aluminium- især Natrium- og Kalciumsilikater. Exempelvis kan nævnes Desmin, $CaO,Al_2O_3,6SiO_2,6H_2O$.

2. Glimmer, der udmærker sig ved sit bladede Brud og sin i forskjellige Varieteter meget vexlende og indviklede Sammensætning (især Kalium- og Magniumsilikater i Forbindelse med Aluminiumsilikater). Sml. ogsaa S. 238.

3. Granater have den almindelige Sammensætning $^{II}_{3}RO,R_2^{VI}O_3,3SiO_2$, hvori R^{II} = Ca, Mg, Fe, Mn og R_2^{VI} = Al_2, Fe_2, Mn_2, Cr_2. De krystallisere næsten altid i Rhombedodekaedre, og de smukkeste Varieteter anvendes som Smykkesten.

Bjergarterne bestaa hyppigst af Blandinger af Feldspat, Glimmer, Kvarts, Augit og Hornblende (S. 271). Saaledes er Granit: Feldspat, Kvarts og Glimmer; Gneis ligeledes, men udmærker sig ved sin skifrede Struktur, idet en kornet Blanding Blanding af Feldspat og Kvarts er lagdelt ved indlejret Glimmer. Glimmerskifer er Glimmer og Kvarts og indeholder hyppig Granater. Porfyr er hyppig en Blanding af Feldspat og Kvarts, hvori enkelte større Krystaller eller Brudstykker af det ene eller andet findes indlejret. Farven er meget vexlende. Trachyt er en Blanding af forskjellige Feldspater. Syenit er en kornet krystallinsk, graa eller rødlig Blanding af Orthoklas og Hornblende; Grønsten en finkornet, grøn til næsten sort Blanding af Oligoklas eller Labrador med Hornblende eller Augit. Dolerit er en kornet, Basalt en tæt Blanding; begge bestaa væsentlig af Labrador og Augit.

Lapis lazuli (Lasursten), et temmelig sjældent Mineral, leverede i ældre Tid et meget kostbart, himmelblaat Farvestof, Ultramarin. Da imidlertid Analyserne viste, at det kun indeholdt et Natriumaluminiumsilikat, noget svovlsurt Natron og Svovl i Form af et let dekomponibelt Svovlmetal, forsøgte man at fremstille det konstigt, hvilket lykkedes (1828), men uden at man endnu kjender den nøjagtige Sammensætning af det egentlige Farvestof. Til Fremstilling af Ultramarin glødes en Blanding af Kaolin, Natriumsulfat og Kul i bestemte Forhold, hvorved faaes en grøn Masse, som ved passende Ophedning med Svovl bliver blaa. Ultramarin forandres ikke af Vand eller Alkalier, men meget let af Syrer under Udvikling af Svovlbrinte og Affarvning.

Gallium. Ga = 69,9. Indium. In = 113,7.

Begge disse Metaller ere fundne ved Spektralanalyse i Zinkblende, Gallium af Lecoq de Boisbaudran 1875, Indium af Reich og Richter 1863. Begge, dog især Gallium, forekomme i yderst ringe Mængde. Begge ere hvide eller næsten hvide og meget bløde; Gallium smelter allerede ved 30°, Indium ved 176°. Vf. er for Gallium 5,9, for Indium 7,4. Hydroxyderne ere opløselige i Natron, og Chloriderne, RCl_3, flygtige med normal Damptæthed og henflydende. Begge Metaller danne Ammoniakaluner af sædvanlig Form og Sammensætning.

Da Isomorfierne i denne Gruppe ogsaa omfatte Metaller af Jerngruppen, ville de først blive omtalte efter denne.

Jerngruppen.

Hertil høre Metallerne Nikkel, Kobolt, Jern, Mangan og Chrom. I Modsætning til de foregaaende optræde disse Metaller med forskjellig Valens og danne derfor flere Rækker af Forbindelser med ganske forskjellig Charakter. Især optræde de divalente, tetravalente og hexavalente, dog saaledes, at det ene Metal har størst Tilbøjelighed til at optræde med en, det andet med en anden Valens. Alle kunne optræde divalente, og de herhenhørende Forbindelser slutte sig, som allerede tidligere udviklet (S. 265 n., 266), i chemiske og fysiske Forhold nøje til Magniumgruppen. Af denne Række ere Nikkelforbindelserne de mest bestandige; de paavirkes ikke af Luftens Ilt, hverken i alkaliske, neutrale eller sure Opløsninger, og iltes kun af Chlor eller Brom ved Nærværelse af Alkalier til Forbindelser, hvori Nikkelet har en højere Valens. Forbindelserne af det divalente Kobolt og Mangan iltes under ingen Omstændigheder i Opløsninger, som indeholde frie stærke Syrer; i neutrale Opløsninger iltes de ikke af Luft, men vel af Chlor eller Brom, men i alkaliske Opløsninger allerede af Luftens Ilt. Derimod iltes Forbindelserne af det divalente Jern selv i sure Opløsninger allerede af Luftens Ilt, og i end højere Grad gjælder dette om Forbindelserne af det divalente Chrom, som paa det omhyggeligste maa skyttes mod Luften, da de ellers strax iltes. — Som tetravalente Enkeltatomer optræde Jerngruppens Metaller sjældent, f. Ex. i MnO_2, MnS_2, FeS_2. Derimod virke to med hinanden forbundne tetravalente Atomer af denne Metalgruppe hyppig som hexavalente Dobbeltatomer (sml. S. 23), og de herhenhørende Forbindelser stemme da jævnlig i alle væsentlige Hen-

seender med Forbindelserne af Aluminiumgruppen, som det nærmere er udviklet S. 278 n. og 279*). Især gjælder dette om Forbindelserne af $(Fe_2)^{VI}$ og $(Cr_2)^{VI}$, hyppig ogsaa om Forbindelser af $(Mn_2)^{VI}$, sjældnere om Forbindelser af $(Co_2)^{VI}$. Derimod kjendes Salte af $(Ni_2)^{VI}$ overhovedet ikke. Iltet Ni_2O_3 har fuldstændig Charakter af et Overilte (S. 89 og 110); det samme kan dog tildels siges om Co_2O_3 og Mn_2O_3, for saa vidt som de med Saltsyre udvikle Chlor; Jerntveilte giver ikke med Saltsyre frit Chlor, men dog med Jodbrinte frit Jod, men Chromtveilte mangler ganske Charakter af Overilte. — Den Overensstemmelse, Jerngruppens Metaller vise paa den ene Side med Magnium-, paa den anden Side med Aluminiumgruppen, finder ogsaa et mærkeligt Udtryk deri, at de alle, maaske med Undtagelse af Chrom, danne Mellemilter $R_3O_4 = \overset{II}{R}.O.RO \atop \cdot O.\dot{R}O'$, der ganske svare til Spinel (S. 283), og hvori en Del af Metallet er divalent, medens en anden Del virker som hexavalent Dobbeltatom. — Af Jern, Mangan og Chrom, men ikke af de andre, kjendes Forbindelser, hvori det enkelte Metalatom virker hexavalent, nemlig de jern-, mangan- og chromsure Salte, som afledes af tobasiske Syrer $H_2RO_4 = \overset{VI}{(HO)_2}.RO_2$ og hvis Sammensætning altsaa svarer til Sulfaterne, hvormed de ogsaa stemme baade i Opløselighed og krystallografiske Forhold. De jernsure Salte ere meget ubestandige; noget mere bestandige ere de mangansure Salte, og de chromsure Salte ere ret bestandige Forbindelser. — Endelig kjendes Forbindelser af Mangan (men ikke af de andre), hvori et enkelt Manganatom virker heptavalent, nemlig Manganoversyre, $HMnO_4 = HO.\overset{VII}{Mn}O_3$, og de manganoversure Salte, som ere isomorfe med de chloroversure

*) Ogsaa frembyde de Tilknytningspunkter med flere Platinmetaller, der optræde paa samme Maade. Exempelvis skal nævnes, at Ferridcyankalium (S. 189) er isomorft med en Række tilsvarende Salte $6KCy,R_2Cy_6$, hvori $R = Co_2$, Mn_2, Cr_2, Ir_2, Rh_2.

Salte, i hvilke jo ogsaa et enkelt Chloratom maa antages at virke heptavalent.

Om Ilternes Forhold ved høj Temperatur og mod Reduktionsmidler kan erindres, at ved Glødning i Luft give alle Nikkelets Ilter NiO, alle Koboltets Co_6O_7 og først ved Hvidglødhede CoO, alle Manganets Mn_3O_4, alle Jernets Fe_2O_3 og først ved langvarig Hvidglødhede Fe_3O_4, alle Chromets Cr_2O_3 selv ved de højeste Temperaturer. Af Brint reduceres ved Glødhede alle Ilter af Nikkel, Kobolt og Jern til Metal, Manganets Ilter kun til MnO, Chromets kun til Cr_2O_3. Af Kul reduceres de ved høj Temperatur alle til Metal, som næsten altid samtidig forener sig med en større eller mindre Mængde Kulstof.

Medens Atomtallene af de enkelte Led i de foregaaende Metalgrupper viste lovbundne og temmelig store Differenser, have de enkelte Led af denne Gruppe tilnærmelsesvis samme Atomtal, idet de kun variere fra 52,3 (Cr) til 59,1 (Co). Intet af disse Metaller er flygtigt, og de smelte først ved de højeste Temperaturer.

Nikkel, Ni = 58,5,

forekommer tildels som saadant, men i ringe Mængde, i Meteorjern og tellurisk Jern, men hyppigst i Forbindelser med Arsenik og Svovl, af hvilke de vigtigste ere det blegt kobberrøde Kobbernikkel (AsNi; i Ungarn, Sachsen, Pyrenæerne) samt nikkelholdig Svovl-, Magnet- og Kobberkies (Sverrig-Norge, Pennsylvanien). Disse sidste indeholde vel kun nogle faa Proc. Nikkel, men levere dog $^4/_5$ af den europæiske Nikkelproduktion. En i den nyere Tid vigtig Nikkelmalm er Garnierit, $[Ni,Mg]SiO_3,xH_2O$ (Ny Kaledonien), der i Modsætning til alle andre Nikkelmalme er koboltfri.

Nikkel *vindes* 1. af naturligt forekommende eller konstigt fremstillet Arseniknikkel (Koboltspeise, se S. 299) samt af ovennævnte Svovlmetaller, idet disse Raamaterialer gjentagne Gange afvexlende ristes og nedsmeltes med slaggedannende Stoffer (Kiselsyre, Kalk o. l.) og Kul, og

sluttelig ad vaad Vej skilles fra de fremmede Metaller. Ved den egentlige metallurgiske Behandling faaes tilsidst et Produkt (Nikkelsten), som renses yderligere og nu foruden Nikkel, Kobber og ofte Jern væsentlig indeholder Arsenik og Svovl. Af kobberrige, jernfrie Nikkelstene vindes en Legering af Nikkel og Kobber (til Nysølv), idet Stenen ristes, indtil Metallerne ere blevne til Ilter, som da reduceres med Kul — af kobberfattige derimod Nikkel, idet den ristede Sten opløses i Saltsyre og Indblandingerne udskilles ad lignende Vej som i den chemiske Analyse. Herved erindres, at Kobber, men ikke Nikkel og Kobolt, fældes af Svovlbrinte i sur Opløsning; at Jerntveilte fældes af kuls. Kalk; at Chlorkalk af neutrale og varme Opløsninger udskiller Kobolt som $Co_2(OH)_6$ før Nikkel, og at dette sidste kan udskilles af Filtratet med Kalkmælk. Det saaledes fældede Nikkeliltehydrat glødes, blandes med Trækul og Melasse e. lgn. til en Dejg, som skæres i Tærninger, og reduceres ved Glødning mellem Trækulpulver i Digler. — 2. Af Garnierit vindes paa Ny Kaledonien ved Nedsmeltning med Kul i Skaktovne et jernholdigt Raanikkel, som renses i Europa.

Rent Nikkel faaes ved Reduktion af rent Nikkelilte eller Chlornikkel ved Ophedning i Brint. Reduceret ved lav Temperatur er det noget pyroforisk, ved Glødning derimod ikke.

Egenskaber. Nikkel er næsten sølvhvidt, svagt graaligt. Vf. er 8,9, og det er tungere smelteligt end Jern. Det er magnetisk og i ren Tilstand meget smidigt, strækkeligt og svejseligt. Det ilter sig ikke selv i fugtig Luft og sønderdeler selv i Glødhede langsomt Vanddamp under Dannelse af olivengrønt, krystallinsk NiO. I Saltsyre og fortyndet Svovlsyre opløses det meget langsomt i Kulden, i fortyndet Salpetersyre derimod let.

Nikkel *anvendes* til Plader, Blik og Traad, til Fornikling ad galvanisk Vej (S. 295 n.) og ved Plattering samt til Legeringer. Nysølv er en Legering af Kobber, Nikkel og Zink i temmelig vexlende Forhold. Belgiske, tyske og nordamerikanske Nikkelmønter indeholde 1 Del Nikkel og 3 Dele Kobber, de schweiziske bestaa af Nikkel alene.

Nikkel blev opdaget af Cronstedt 1751, men Chineserne kjendte da forlængst Nysølv (Packfong), og baktriske Mønter fra 2det Aarh. f. Chr. indeholde $^1/_5$ Nikkel.

Nikkelets Ilter og Svovlforbindelser.

Af Nikkel kjendes 3 Ilter: NiO, Ni_2O_3 og Ni_3O_4.

Nikkelilte, NiO, faaes ved stærk Glødning af Hydratet, Karbonatet eller Nitratet som et grønliggraat Pulver, der ved Ophedning i Brint (allerede ved 230°) reduceres til Metal. **Nikkelhydroxyd**, $Ni(OH)_2$ (Nikkeliltehydrat), faaes som et fyldigt, lysegrønt Bundfald ved at fælde et opløst Nikkelsalt med Kali eller Natron. Det er opløseligt i Ammoniak med blaa Farve.

Nikkelmellemilte, Ni_3O_4, fremstilles ved at ophede Chloridet i fugtig Ilt til omtrent 450° og danner da graa, metalglindsende Regulæroktaedre.

Nikkeltveilte, Ni_2O_3, er et sort Pulver, som faaes ved ikke for stærk Ophedning af Nitratet eller Karbonatet under Adgang af Luft. **Hydroxydet**, $Ni_2(OH)_6$ (Nikkeltveiltehydrat), er et sort, fyldigt Bundfald, som dannes ved at behandle Nikkeliltehydrat med Chlornatron. Det opløses, i Modsætning til den analoge Koboltforbindelse, i varm, kulsur Ammoniak med blaa Farve og under Kvælstofudvikling:

$$3Ni_2(OH)_6 + 2NH_3 = 6Ni(OH)_2 + 6H_2O + N_2.$$

Alle Nikkelets højere Ilter og Hydroxyder give ved stærk Glødning NiO og med Saltsyre Nikkelchlorid, $NiCl_2$, og frit Chlor. Kun til Nikkelilte, NiO, svare Salte.

Svovlnikkel, NiS, forekommer sjældent naturligt (hexagonalt, S. 331). Ved Fældning af Nikkelsalte med Svovlammonium faaes det vandholdige som et sort Bundfald, der i ringe Grad opløser sig i gult Svovlammonium med sortebrun Farve; det er uopløseligt i ganske svag Saltsyre, men opløseligt i Kongevand.

Nikkelsalte

ere i vandholdig Tilstand lysegrønne, i vandfri gule eller brungule. De normale rødne Lakmuspapir. I Opløselighed ligne de Magnium- og Zinksaltene. Opløsninger, som indeholde frie, stærke Syrer, fældes ikke af Svovlbrinte; men i ganske svagt eddikesure Opløsninger udskiller Svovlbrinte, i neutrale eller alkaliske Svovlammonium et sort Bundfald

af Svovlnikkel, som er uopløseligt i ganske fortyndet Saltsyre, men opløseligt i Kongevand. Inddampningsresten er opløselig i Vand med grøn Farve, og denne Opløsning giver med Cyankalium et grønt Bundfald af Cyannikkel, som opløses i Overskud af Cyankalium og igjen udskilles ved fortyndede Syrer. Af Cyankaliumopløsningen fælder Overskud af Chlornatron ved svag Opvarmning sort Nikkeltveiltehydrat (Forskjel fra Kobolt).

Chlornikkel, $NiCl_2,6H_2O$, faaes ved Opløsning af Metallet eller Sulfidet i Kongevand eller af Karbonatet eller Ilterne i Saltsyre og Inddampning i grønne, monokliniske Krystaller, isomorfe med Koboltsaltet. Saltet er letopløseligt i Vand og Vinaand; Opløsningen bliver ved koncentreret Saltsyre brungul. Afdampes den til Tørhed, faaes det vandfrie Salt som et brungult Pulver. Dette kan ogsaa faaes i gule Krystalskæl ved Glødning af Nikkel i Chlor.

Nikkelsulfat, $NiSO_4$, fremstilles ved Opløsning af Karbonatet i fortyndet Svovlsyre eller ved Opløsning af Metallet i fortyndet Svovlsyre under Tilsætning af Salpetersyre. Det i Vand letopløselige Salt krystalliserer efter Omstændighederne med 6 eller 7 Mol. Krystalvand, i sidste Tilfælde isomorft med Magniumsulfat og Zinkvitriol. Af sur Opløsning krystalliserer Saltet nemlig med $6H_2O$, ved 30—40° i blaalige, tetragonale Pyramider, ved 50—70° i grønne, monokliniske Tavler; af neutral Opløsning ved 15—20° med $7H_2O$ i grønne, rhombiske Krystaller, isomorft med Magnium- og Zinksulfat. Ved 103° taber det alt Vand paa 1 Mol. nær, som først gaaer bort ved henimod 300°. Det vandfrie Salt er lysegult.

Ammoniumnikkelsulfat, $(NH_4)_2SO_4,NiSO_4,6H_2O$, udskilles let, naar man hælder en sur Opløsning af det foregaaende Salt i en Opløsning af Ammoniumsulfat, idet det er næsten uopløseligt i en sur Opløsning af svovlsur Ammoniak. Renses ved Omkrystallisation. Isomorft med de analoge Salte af denne Gruppe. Den ved 25° mættede Opløsning, som indeholder omtrent 12 Dele Salt i 100 Dele Vand, anvendes ved galvanisk Fornikling, idet der som positiv Pol benyttes kompakt metallisk Nikkel.

Nikkelnitrat, $Ni(NO_3)_2,6H_2O$, faaes ved Opløsning af Metallet i Salpetersyre. Grønt, monoklinisk, isomorft med Koboltsaltet.

Nikkelkarbonat. Basiske Salte af vexlende Sammensætning faaes som lysegrønne, fyldige Bundfald ved at fælde opløste Nikkelsalte med Sodaopløsning.

Nikkelsilikater. Af disse har kun den S. 292 nævnte Garnierit større Interesse. Den indeholder i Gjennemsnit 6,6 Proc. Nikkel.

Kobolt. Co = 59,1.

Kobolt *forekommer* i de fleste Nikkelmineralier undtagen Silikaterne, ligesom Nikkel i de fleste Koboltmineralier. De vigtigste Koboltmalme ere Speiskobolt, $CoAs_2$ (Sachsen), og Glandskobolt, AsCoS (Sverrig og Norge), begge med meget Jern og Nikkel istedetfor Kobolt. Men desuden findes Kobolt, ligeledes ledsaget af Nikkel og Jern, i talrige andre Forbindelser med Arsenik og Svovl.

Kobolt *vindes* af det som Biprodukt ved Nikkeltilvirkningen dannede Kobolttveiltehydrat. I ren Tilstand faaes det ved Glødning af rent Koboltilte eller rent Koboltchlorure i Brint. Foretages Reduktionen ved lav Temperatur (250°), er det reducerede Metal pyroforisk. Det rene Koboltchlorure faaes lettest ved Glødning af Chloropurpureokoboltchlorid (S. 297).

Egenskaber. Kobolt er hvidere og mere glindsende end Nikkel og har Vf. 8,6. I fysiske og chemiske Egenskaber ligner det meget Nikkel, det er ogsaa magnetisk. Men det smelter lettere end Jern, er haardt og sprødt i Kulden, men i Glødhede overordentlig strækkeligt.

Kobolt opdagedes 1735 af Brandt.

Koboltets Ilt- og Svovlforbindelser.

Kobolt danner mindst tre Ilter: CoO, Co_2O_3 og Co_3O_4.

Koboltforilte, CoO, faaes som et brunligt Pulver ved Glødning af et af de højere Ilter i en Kulsyrestrøm eller ved Hvidglødning i Luften. — **Hydroxydet**, $Co(OH)_2$. Fældes

et Koboltforiltesalt med Kali eller Natron, faaes et blaat, fyldigt Bundfald af et basisk Salt, som dog ved Opvarmning med Vædsken let gaaer over til det blegrøde Hydroxyd. Dette er opløseligt i Ammoniak med rød Farve, men Opløsningen ilter sig let og bliver brun.

Koboltmellemilte, Co_3O_4, faaes som Nikkelmellemilte i sorte, metalglindsende Oktaedre. Ved Glødning i aaben Digel afgiver det lidt Ilt og efterlader et sort Pulver, meget nær = Co_6O_7. Ved Hvidglødhede dannes Koboltforilte.

Kobolttveilte, Co_2O_3, og **Hydroxydet**, $Co_2(OH)_6$, fremstilles som Nikkelforbindelserne (s. ogsaa S. 293) og ligne disse meget. Men Kobolttveiltehydrat opløses ikke ved Opvarmning med kulsur Ammoniak, og medens $Ni_2(OH)_6$ ikke danner Salte, kjendes dog endel saltagtige Forbindelser, som afledes af $Co_2(OH)_6$. Ledes saaledes Chlor til en kold, fortyndet Opløsning af Koboltforchlorid, $CoCl_2$, dannes Co_2Cl_6, der vel er meget ubestandigt, men hvis Opløsning dog med kulsur Baryt udskiller Kobolttveiltehydrat (sml. S. 279 m.). Sættes Cyankalium til et Koboltforiltesalt, faaes et rødbrunt Bundfald af $CoCy_2$, som er opløseligt i Overskud af Cyankalium. Denne Opløsning iltes let af Luften eller andre Iltningsmidler til Koboltidcyankalium, $6KCy,Co_2Cy_6$, som krystalliserer i bleggule Krystaller og er isomorft med Ferridcyankalium (S. 189). Sættes Eddikesyre og Kaliumnitrit til et opløst Koboltforiltesalt, faaes snart et gult, krystallinsk Bundfald af Koboltidkaliumnitrit, $6KNO_2$, $Co_2.6NO_2$ (salpetersyrligt Kobolttveilte-Kali). Endelig optage ammoniakalske og salmiakholdige Opløsninger af Koboltforiltesalte meget let Ilt af Luften eller andre Iltningsmidler og danne herved forskjellige Koboltidammoniakforbindelser, af hvilke nogle, f. Ex. det purpurrøde Chloropurpureokoboltchlorid, $10NH_3,Co_2Cl_6$, og det brungule Luteokoboltchlorid, $12NH_3,Co_2Cl_6$, ere meget bestandige og kunne koges med stærk Saltsyre uden Forandring. Ved alle disse Forhold skiller Kobolt sig fra Nikkel.

Svovlkobolt, CoS, fremstilles som Svovlnikkel og ligner dette ganske, kun er det slet ikke opløseligt i Svovlammonium.

Co_3S_4 forekommer naturligt som Linnæit i Regulæroktaedre. Varieteter med Nikkel istedetfor en Del af Koboltet ere lokalt (Missouri) vigtige Nikkelmalme.

Koboltforiltesalte (Koboltosalte)

ere i Reglen i vandholdig Tilstand kermesinrøde, i vandfri Tilstand blaa. De normale rødne Lakmuspapir. I Opløselighed ligesom overfor Svovlbrinte og Svovlammonium forholde de sig væsentlig som Nikkelsaltene, men naar Opløsningen af Svovlkobolt i Kongevand indtørres og Resten opløses i Vand, faaes en rød Opløsning, som ved Tilsætning af Eddikesyre og salpetersyrligt Kali strax eller ved Henstand giver et gult Bundfald, hvoraf en ringe Mængde farver Boraxperlen dybt blaa (sml. S. 222 n.).

Chlorkobolt, $CoCl_2,6H_2O$, fremstilles ved Opløsning af Karbonatet eller et af Ilterne i Saltsyre, hvorved de højere Ilter da udvikle Chlor (f. Ex. $Co_3O_4 + 8HCl = 3CoCl_2 + Cl_2 + 4H_2O$), eller ved Opløsning af Svovlkobolt eller metallisk Kobolt i Kongevand. Det danner mørkerøde, monokliniske Krystaller, isomorfe med Nikkelsaltets. Krystallerne blive uden synderligt Vægttab blaa allerede ved 54°. Opløsningen bliver ligeledes blaa ved Opvarmning og især ved Tilsætning af stærk Saltsyre. Ligeledes bliver Saltet blaat ved Afvanding (sympathetisk Blæk; Hygrometre). Det blaa, vandfrie Salt dannes ogsaa ved Glødning af Metallet i Chlor og sublimerer i krystallinske Skæl. Saltet er meget letopløseligt i Vand, ogsaa i Vinaand.

Koboltsulfat, $CoSO_4,7H_2O$, faaes ved Opløsning af Karbonatet i fortyndet Svovlsyre, Inddampning og Afkøling i kermesinrøde Krystaller af Jernvitriolens Form (S. 310). Ved Ophedning efterlader det det vandfrie Salt som en rosenrød Masse, der taaler svag Glødhede.

Koboltnitrat, $Co(NO_3)_2,6H_2O$, danner granatrøde, letopløselige og letsmeltelige Krystaller, isomorfe med Nikkelsaltet.

Koboltkarbonat. Ved Fældning af Koboltforiltesalte med kulsurt Natron faaes blegrøde Bundfald af basiske Karbonater af vexlende Sammensætning.

Koboltsilikater. Smeltende Glas opløser Koboltilte og farves derved smukt mørkeblaat under Dannelse af Koboltsilikater. Derfor anvendes Koboltilte til at farve Glas og Porcellæn blaat. Ved Sammensmeltning af ristede Koboltmalme med Kvartssand og Potaske faaes den saakaldte Smalte som en glasagtig Masse, hvis farvende Bestanddel sandsynligvis er $K_2O,CoO,6SiO_2$, og som i pulveriseret Tilstand gaaer i Handelen som et meget bestandigt og smukt blaat Farvestof, der dog paa Grund af Fremstillingsmaaden jævnlig er arsenikholdigt. Smalte anvendes til Vandfarver og til Farvning af Glas og Porcellæn, hvorimod det til Blaaning af Vasketøj og til Farvning af Papir nu er fortrængt af Ultramarin. Ved Dannelsen af Smalte, som egentlig er en Slagge, afsætte sig de i Malmen tilstedeværende fremmede Stoffer, især Nikkel og Arsenik, paa Bunden af Diglerne som en Legering, der under Navnet „Koboltspeise" anvendes til Fremstilling af Nikkel.

Jern. Fe = 56.

Jern *forekommer* ligesaa udbredt i Naturen som Natrium og Kalcium og i næsten ligesaa stor Mængde som dette sidste. Gediegent Jern af tellurisk Oprindelse er dog sjældent (Grønland o. fl. St.); hyppigere findes det som Meteorjern, der ved Ædsning med fortyndede Syrer viser de saakaldte Widmannstätten'ske Figurer. De vigtigste Jernmalme ere: 1) Jernmellemilte, Fe_3O_4 (Magnetjernsten, især ved Dannemora, Taberg og Gellivare i Sverig, i Ural og Algier); 2) Jerntveilte, Fe_2O_3 (Jernglands og Hæmatit, den første især paa Elba, den sidste ved Bilbao i Spanien, i Sverig, England, Belgien, Vesttydskland, Nordamerika); 3) Jerntveiltehydrater; hertil høre: Gøthit, Fe_2O_3, H_2O; Brun- og Guljernsten med vexlende Vandmængder i Westfalen, Pyrenæerne, Bøhmen o. m. a. St.; Myremalm eller Sømalm, som indeholder megen Fosforsyre, og som endnu stadig dannes paa Bunden af Søer og Kjær ved Iltning af kulsurt Jernforilte, opløst i kulsyreholdigt

Vand; paa lignende Maade ere mange Okkere og Alen under Jyllands Hedesletter dannede; 4) kulsurt Jernforilte, $FeCO_3$, der dels forekommer nogenlunde rent som Jernspat (Steyermark, Kärnthen, Westfalen), dels blandet med Ler og Mergel som Lerjernsten (England, Westfalen, Nordamerika og Frankrig) eller med Kul som Kuljernsten (Skotland, det sydlige Wales, Westfalen). Fremdeles forekommer Jern som Svovljern (Svovlkies er FeS_2, Magnetkies er Fe_8S_9) samt i Forbindelse med Arsenik eller Antimon og Svovl, f. Ex. Arsenikkies, AsFeS; i Forbindelse med Kobber og Svovl f. Ex. som Kobberkies, $CuFeS_2$; eller med Antimon, Kobber og Svovl f. Ex. som Fahlerts. Ogsaa findes det som Silikater, Sulfater, Fosfater o. m. a. Salte og saltagtige Forbindelser, f. Ex. Chromjernsten, FeO,Cr_2O_3. Uden Jernforbindelser synes Planten ikke at kunne danne Bladgrønt. I Blodets Farvestof, som udgjør Hovedbestanddelen af de røde Blodlegemer, findes 0,4 Proc. Jern. Saaledes synes baade Plantens og Dyrets Aandedræt at være betinget af dette Metal.

Jernet *vindes* af de iltede Malme, som ovenfor ere nævnte; desuden anvendes som Raamateriale Jerntveilte fra Ristning af Svovlkies (sml. S. 128 og 126), Jernaffald og jernholdige Slagger. Den aarlige Produktion af Jernmalme kan anslaaes til 50 Mill. Tons. De sønderslaaede og ad mekanisk Vej rensede, undertiden forvitrede eller ristede Malme reduceres med Kul i meget store Skaktovne af cirkulært Gjennemsnit (Højovne, Marsovne) under Tilsætning af slaggedannende Stoffer („Tilslag"), som bestaa af Kalk ved kiselsyrerige, Kiselsyre ved kalkrige Malme. Fra den øverste Munding af Ovnen (Gikten) udvider Ovnrummet sig nedefter (Kulsækken), indsnævres derpaa igjen (Rasten) og ender forneden i en forholdsvis snæver cylindrisk Beholder (Stellet). Gjennem Giktaabningen kastes de med Tilslag blandede Malme og Brændselet (Trækul, Stenkul eller Cinders) ned i afvexlende Lag. I Stellet indblæses stærkt spændt og hyppigst ophedet Luft, hvorved det nederste Brændsel iltes til Kulsyre, som i de højere

Lag igjen afiltes til Kulilte. Denne sidste er det væsentlige Reduktionsmiddel, idet den forener sig med Malmens Ilt til Kulsyre, medens Jernet udskilles som en usmeltet Metalsvamp, der, idet den synker ned igjennem Ovnen, forener sig med Kulstof til smelteligt Kulstofjern (Raajern, Støbejern). Dette samler sig paa Bunden af Stellet, bedækket af et Lag af smeltet Slagge, som beskytter det mod Iltning af Blæseluften. Slaggen løber stadig ud af en Sideaabning, medens Raajernet af og til tappes ud forneden. De Luftarter, der strømme ud af Gikten, ere væsentlig Generatorgas (S. 182), altsaa en Blanding af Kulilte og Kvælstof. Tidligere lod man dem brænde i Gikten, men nu (fra 1829; J. B. Neilson) samles de, idet Gikten bedækkes med en Slags Hætte, og anvendes dels til at forvarme Blæseluften, hvorved spares betydelig i Brændsel og Udsmeltningen forløber hurtigere, dels til andre Formaal.

Raajernet indeholder 2—6 Proc. Kulstof, enten, ved lavere Temperatur i Ovnen, i chemisk Forbindelse med Jernet (hvidt Raajern) eller, ved højere Temperatur, for en stor Del udskilt i Form af Grafit (graat Raajern, Støberijern). Desuden indeholder Raajernet Mangan, Silicium og Fosfor, medens Svovlet for største Delen allerede er fjernet i Højovnen ved kalkrige Tilslag. Det hvide Raajern er meget haardt, har Vf. 7,6, Smp. 1100° og anvendes til Smedejern og Staal. Det graa Raajern har Vf. 7,1, Smp. 1200° og egner sig til Støbning, idet det trækker sig regelmæssig sammen ved Afkøling. — Staal indeholder 0,6 til 1,8 Proc. Kulstof, som væsentlig er chemisk bundet. Vf. 7,7. Smp. 1400°. Det kan svejses (S. 206 n.) og, i Modsætning til Smedejern, hærdes ved Ophedning og hurtig Afkøling samt igjen berøves mere eller mindre af Haardheden ved Ophedning og langsom Afkøling („Anløbning"). Det bliver vanskeligere magnetisk end Smedejern, men bevarer Magnetismen, og desto bedre, jo haardere det er. — Smedejern indeholder kun 0,01 til 0,6 Proc. Kulstof. Dets Vf. er 7,8, dets Smp. 1600°, saa at det

ikke kan smeltes i almindelige Ovne. Det kan svejses, men ikke hærdes. Det bliver let magnetisk, men taber strax Magnetismen, naar den magnetiserende Virkning hører op. Baade Staal og Smedejern blive ved et Indhold af Svovl rødskøre, ved et Indhold af Fosfor koldskøre.

Staal og Smedejern fremstilles væsentlig paa samme Maade, nemlig ved at ilte en mindre eller større Del af Raajernets Kulstof til Kulilte. Operationen udføres 1) ved Friskning, idet Raajernet nedsmeltes, blandet med Trækul og Slagge, i stærk Blæsevind i aabne Esser, eller 2) ved Puddling, hvor Ophedningen skeer i Flammeovne, og hvor der kan benyttes Stenkul; her fremmer man Berøringen med Luften og derigjennem Iltningen ved kraftig Omrøring (to puddle, at røre om). De ved disse Fremgangsmaader erholdte usmeltede Boller af Smedejern eller Staal befries for Slagge ved Maskinhamre, hvorpaa de udglødes og hamres eller valses. 3) Ved Bessemerprocessen (først indført af Bessemer 1855) flyder det smeltede Raajern enten direkte fra Højovnen eller efter senere Smeltning ind i en „Konvertor", en stor, pæreformig Beholder af Smedejern, som er udforet med ildfaste Sandsten, og gjennem Aabninger i Konvertorens Bund blæses Luft ind i den smeltede Masse. Herved iltes først Silicium og Mangan, derpaa Kulstof, hvorved Kulilten brænder ud af Konvertorens Tud med lang, hvid Flamme, samt noget af Jernet. Ved disse Iltninger frembringes en saa stærk Hede, at det dannede Smedejern holder sig smeltet. 6000 Kilogr. Raajern omdannes i 20—30 Minuter til Smedejern. Ved nu at bringe en passende Mængde hvidt Raajern eller Ferromangan (en Legering af Jern og Mangan, som fremstilles i Højovne af en Blanding af Jern- og Manganmalme) til det i Konvertoren smeltede Smedejern dannes Staal. Ved Bessemerprocessen fjernes imidlertid ikke Fosforet, hvis Raajernet indeholder dette skadelige Stof; dette sker derimod 4) ved Thomasprocessen (indført 1878 af Thomas og Gilchrist); denne ligner ganske Bessemerprocessen, kun udfores Konvertoren med en Blanding af

Kalk og Magnesia (brændt Dolomit), og der bringes desuden brændt Kalk i Konvertoren. Under disse Forhold forbrænder som før Silicium og Mangan i Løbet af et Par Minuter, og derpaa Kulstoffet, og først naar dette er næsten bortbrændt, ilter Fosforet sig under en meget betydelig Varmeudvikling og danner fosforsur Kalk (sml. S. 248). Medens det ved Bessemerprocessen væsentlig er Silicium, er det her Fosforet, hvis Forbrændingsvarme betinger Processen. Slaggen indeholder i Gjennemsnit 17 Proc. P_2O_5, ja ved at sætte Kalken til i to Sæt samler næsten al Fosforsyren sig i den første Slagge, saa at denne kommer til at indeholde 30 Proc. P_2O_5. Ved Thomasprocessen vindes altsaa ikke blot et saa godt som fosforfrit Jern eller Staal, men tillige en Slagge, der spiller en stor Rolle som Gødningsmiddel (S. 249). Ved de hidtil nævnte Fremgangsmaader vindes Smedejern og Staal ved at bortbrænde en passende Mængde af Raajernets Kulstof ved Luftens Ilt, men det samme Resultat kan opnaaes paa flere andre Maader, saaledes 5) ved at sammensmelte Raajern med Smedejernsaffald eller 6) med rene Jernmalme, hvis Ilt da forbrænder Raajernets Kulstof. Endelig kan man fremstille Staal 7) ved at gløde Smedejern i længere Tid nedpakket i Kulpulver i lukkede Kasser af ildfast Ler (Cæmentstaal).

I den nyere Tid benævnes Smedejern og Staal, som ere dannede af dejagtige Masser (ved Friskning eller Puddling og mechanisk Bearbejdelse) Svejsjern og Svejsstaal, hvorimod, naar de ere dannede ved Udstøbning af smeltede Masser (efter Bessemer- eller Thomasprocessen) kaldes Flusjern og Flusstaal. Ved Støbestaal forstaaes et ved Omsmeltning i Digler forbedret Staal.

Rent Jern fremstilles i det mindre ved Glødning af Jernforchlorid eller Jerntveilte eller oxalsurt Jernforilte i ren Brint.

Egenskaber. De almindelige Jernsorters fysiske Egenskaber ere omtalte ovenfor, og det rene Jern skiller sig i saa Henseende ikke væsentlig fra kulstoffattigt Smedejern,

kun er det næsten sølvhvidt og endnu blødere end det blødeste Smedejern. Det er meget strækkeligt, men lader sig ikke slaa ud til tynde Blade. Det ved Brint reducerede Jern er, naar det er fremstillet ved lav Temperatur (440°), men hertil kræves lang Tid, pyroforisk, ɔ: det gløder, naar det bringes i Luften, under Dannelse af Jerntveilte; ogsaa sønderdeler det Vand, vel langsomt ved almindelig Temperatur, men let ved 100°. Det ved Glødhede reducerede Jern er derimod aldrig pyroforisk. Sammenhængende Jern ilter sig ikke i tør Luft eller luftfrit Vand; men i fugtig Luft eller almindeligt luftholdigt Vand iltes det let til Jerntveiltehydrat („Rust", S. 307), og naar denne Virkning først er begyndt, fortsættes den let, idet Rusten overfører Luftens Ilt paa de nærmest liggende Jerndele, hvorved det har en særlig Betydning, at Jernet danner flere Ilter. For at beskytte Jern mod Rust kan man ilte det overfladisk til Jernmellemilte, eller give det forskjellige Overtræk af Metal (Zink S. 273, Tin S. 186, Kobber), Grafit eller Fernisser. Under Vand, som indeholder Alkalier eller kulsure Alkalier, ruster Jern ikke. Ved kortvarig Glødning i Luft overtrækkes Jern med Jernmellemilte, som i tynde Lag vise forskjellige Farver (Staalets Anløbningsfarver); ved længere Glødning dannes „Hammerskæl" af noget vexlende Sammensætning, de ydre Lag indeholde mest Jerntveilte, de indre mest Jernforilte. Ved Hvidglødhede brænder Jern i Ilt eller Luft til Jernmellemilte og spruder derved Gnister (S. 89). Ogsaa i Vanddamp iltes Jern ved høj Temperatur til Mellemilte under Udvikling af Brint, men Processen er reciprok (S. 47 n.). Med de fleste Metalloider forener det sig direkte og hyppig under Ildfænomener. Ogsaa danner det Legeringer med flere Metaller, men af disse have kun faa større Vigtighed. Det smukke og holdbare guldgule Deltametal er Messing med nogle faa Proc. Jern. Af Syrer angribes Jern i Reglen let. I fortyndet Svovlsyre eller Saltsyre opløses det kulstofholdige under Udvikling af Brint (og Kulbrinter) til Ferrosulfat eller Ferrochlorid, dog forbliver gjerne en kulstofholdig Rest

uopløst; men det ganske rene Jern paavirkes næsten slet ikke. Af Kongevand opløses Jern let til Ferridchlorid. I koncentreret Salpetersyre af Vf. 1,5 bliver Jern, som det kaldes, „passivt"; det paavirkes derefter ikke af almindelig Salpetersyre (af Vf. 1,35) og udskiller ikke Kobber eller Sølv af disse Metallers Salte (sml. S. 204 og 207). Passiviteten hæves dog, naar man under en Syre berører det passive Jern med Zink eller almindeligt Jern eller lader det danne den negative Pol af et galvanisk Led; rimeligvis beroer den derfor paa Dannelsen af en Iltforbindelse.

Jernatomet optræder divalent, tetravalent og hexavalent. Forbindelserne af det divalente Jernatom kaldes Ferroforbindelser og slutte sig til Forbindelserne af Magniumgruppen (S. 265 n.); Forbindelser, hvori to med hinanden forbundne tetravalente Jernatomer virke som et hexavalent Dobbeltatom (sml. S. 23), kaldes Ferridforbindelser og slutte sig til Forbindelserne af Aluminiumgruppen (sml. S. 279 ø.). Forbindelser, hvori et enkelt Jernatom virker tetravalent, ere sjældne; den vigtigste er Svovlkies, FeS_2. Hexavalent optræder Jernatomet i de jernsure Salte (Ferrater), som afledes af en Syre, $H_2\overset{VI}{Fe}O_4 = (HO)_2.\overset{VI}{Fe}O_2$, der dog ikke kjendes i fri Tilstand.

Jernets Ilter og Hydroxyder.

Jern danner tre Ilter: Jernforilte, FeO, Jerntveilte, Fe_2O_3, og Jernmellemilte, Fe_3O_4.

Jernforilte, FeO (Ferrooxyd), fremstilles 1. ved at ophede Jerntveilte til 500° i en Strøm af tør Brint eller tør og kulsyrefri Kulilte, og danner da et sort Pulver, som er stærkt pyroforisk, idet det tænder sig, saasnart det kommer i Luften, under Dannelse af Jerntveilte: $2FeO + O = Fe_2O_3$. Dette Jernforilte sønderdeler langsomt Vand ved almindelig Temperatur og ved 600° endog Kulsyre under Dannelse af Jernmellemilte: $3FeO + CO_2 = Fe_3O_4 + CO$. Ophedes det til 1000° i Kvælstof, taber det sine pyroforiske Egenskaber. — 2. Ved Glødning af Jerntraad i Kulsyre: $Fe + CO_2 = FeO + CO$. Det saaledes fremstillede er ikke

pyroforisk, sønderdeler ikke Vand selv ved Kogning dermed og ilter sig ved Glødning i Luft til Jernmellemilte.

Jernforiltehydrat, $Fe(OH)_2$ (Ferrohydroxyd), faaes ved at fælde et rent og navnlig ogsaa tveiltefrit Jernforiltesalt med Natron uden Luftens Adgang som et hvidt, fyldigt Bundfald, der øjeblikkelig ilter sig i Luften og derved først bliver grønt, derpaa næsten sort (Jernmellemiltehydrat), tilsidst brunt (Jerntveiltehydrat).

Jernmellemilte, $Fe_3O_4 = FeO, Fe_2O_3 = \overset{II}{Fe}\begin{matrix}\cdot\overset{IV}{O.FeO}\\ \cdot\overset{I}{O\cdot FeO}\end{matrix}$ (Jerndobbeltilte), findes i stor Mængde i Naturen (S. 299) som Magnetjernsten, jævnlig som sorte, metalglindsende Regulæroktaedre og Rhombedodekaedre, isomorf med Spinel, men hyppigst tæt. Det kan fremstilles 1. ved Forbrænding af Jern i Ilt (S. 89); 2. ved Glødning af Jern i Vanddamp (S. 47 n.) og 3. ved Ophedning til 440° af Jerntveilte i tør Brint eller af reduceret Jern i tør Kulsyre. Det sidstnævnte, ved forholdsvis lav Temperatur dannede Jernmellemilte gaaer ved Ophedning i Luft over til Jerntveilte: men ved fuld Hvidglødhede gaaer dette igjen over til et Jernmellemilte, som ikke forandres ved Glødning i Luft. Baade det naturlige og det konstigt fremstillede Jernmellemilte er sædvanlig magnetisk. Ved Opløsning i Syrer dannes en Blanding af et Jernforilte- og et Jerntveiltesalt, hvad der viser, at Jernet i Jernmellemilte er tilstede baade som Fe^{II} og som $(Fe_2)^{VI}$.

Jernmellemiltehydrat, Fe_3O_4,H_2O, faaes som et sort, fyldigt Bundfald ved at opløse Jernmellemilte i Saltsyre og fælde Opløsningen med Natron eller Ammoniak; det er magnetisk.

Jerntveilte, Fe_2O_3 (Ferridoxyd), findes naturligt som Jernglands (S. 299) i metalglindsende, sortegraa Rhomboedre paa 86°, isomorf med Korund og Chromtveilte, og som Hæmatit (Blodsten, smst.) i rødbrune, krystallinske eller amorfe Masser. Det kan fremstilles 1. ved Glødning af Hydraterne; 2. ved Glødning af Jernforiltesalte af flygtige Syrer under Luftens Adgang. I det store anvendes hyppig Jernvitriol (se S. 130 n.), som ved Ristning giver anhydrobasisk Ferridsulfat: $2FeSO_4 + O = Fe_2O[SO_4]_2$,

hvilket sidste ved tør Destillation spaltes til Svovlsyreanhydrid, som fordamper, og Jerntveilte, som bliver tilbage og under Navnene Kolkothar, Caput mortuum (Todtenkopf), engelsk Rødt anvendes som Malerfarve og Polerpulver. I det mindre anvendes oxalsurt Jernforilte, som let kan fremstilles rent og ved Ristning giver et udmærket rent Jerntveilte: $2FeC_2O_4 + 3O = Fe_2O_3 + 4CO_2$. Jerntveilte er et rødbrunt Pulver; det stærkt glødede er næsten sort. Jo stærkere det har været glødet, desto vanskeligere opløses det af Syrer. Blodsten bruges bl. a. til Polering og den lerholdige som Rødkridt.

Jerntveiltehydrater (Ferridhydroxyder). — a. $Fe_2(OH)_6 = Fe_2O_3,3H_2O$ faaes ved Fældning af Jerntveiltesalte, bedst Jernchlorid, i Kulden med Ammoniak som et fyldigt, rødbrunt Bundfald, der er uopløseligt i Kali, Natron og Ammoniak, men letopløseligt i Syrer. Det tjener som Modgift mod Arsensyrling (S. 156), men fremstilles da gjerne af opløst Ferridsulfat og Magnesia usta, og det samtidig dannede engelsk Salt fjernes ikke. Ved Tørring i Vacuum eller ved lang Tids Henstand under Vand taber det Halvdelen af sin Hydroxylbrint i Form af Vand og bliver til $2Fe_2O_3,3H_2O$. Denne Sammensætning har ogsaa Rust og det meste Myremalm og Sømalm (S. 299 n.). Ved Tørring af det i Kulden fældede Jerntveiltehydrat i Luft over Svovlsyre gaaer kun $^1/_3$ af Vandet bort, saa at der dannes $Fe_2O_3,2H_2O$.

b. $Fe_2O_2(OH)_2 = Fe_2O_3,H_2O$ dannes ved Tørring af $Fe_2(OH)_6$ ved 100°. Dette Hydrat forekommer i Naturen som Gøthit i brune, rhombiske Krystaller, isomorft med Diaspor (S. 283) og Manganit (S. 316). Ligesom det tilsvarende Lerjordhydrat har det Charakter af en Syre, af hvilke ikke faa Salte forekomme i Naturen, f. Ex. MgO,Fe_2O_3 (Magnoferrit), FeO,Fe_2O_3 (Magnetjernsten), ZnO,Fe_2O_3 (Franklinit, S. 272), medens andre ere fremstillede konstigt. De krystallisere alle regulært, sædvanlig i Oktaedre, og ere isomorfe med de tilsvarende Aluminiumforbindelser. Baade de naturlige og konstige ere næsten alle magnetiske.

Ligesom Lerjord- og Chromtveiltehydrat forekommer ogsaa Jerntveiltehydrat i forskjellige Modifikationer. Saa-

ledes ere de Hydrater, der fældes af Tveiltesalte, meget fyldige, letopløselige i Jernchloridopløsning, tørre under betydelig Rumfangsformindskelse ind til sprøde Stykker og give ved Glødning under et Ildfænomen sort, glasglindsende og haardt Jerntveilte. De Jerntveiltehydrater derimod, som dannes ved at ilte Jernforiltehydrat med Luft eller Chlornatron, ere pulverformige, uopløselige i Jernchlorid, tørre ind uden synderlig Rumfangsformindskelse, vise intet Ildfænomen ved Glødning og give derved et rødbrunt, glandsløst, jordagtigt Tveilte. Ogsaa et i Vand opløseligt Jerntveiltehydrat kjendes og fremstilles ganske som det opløselige Lerjordhydrat (S. 282). Opløsningen er mørkerød og fældes ved Spor af Svovlsyre, Alkalier eller Salte, men ikke ved Saltsyre, Salpetersyre, Vinaand eller Sukker.

Jernets Svovlforbindelser.

Af saadanne kjendes flere, men kun to, FeS og FeS_2, have større Vigtighed.

Jernforsulfid, FeS (Jernsulfure, Ferrosulfid). Svovl og Jern forene sig let ved høj Temperatur. Saaledes brænder opvarmet Jerntraad i Svovldamp med stærkt Lys, og en Svovlstang gjennemborer en hvidglødende Smedejernsplade under Dannelse af letsmelteligt Svovljern. Det kan fremstilles ved Glødning af Jernpulver med Svovl eller pulveriseret Svovlkies i en lukket Digel og befries for Overskud af Jern ved Omsmeltning med Svovl, for Overskud af Svovl ved Glødning i en Brintstrøm. Metalglindsende, bronzegulbrun Masse, som let kan støbes i Stænger, og som med Syrer udvikler Svovlbrinte. Ved Overskud af Svovl bliver dette tilbage; ved Overskud af Brint indeholder Svovlbrinten fri Brint. Af Jernforiltesalte udskiller Svovlammonium et sort, fyldigt Bundfald af vandholdigt Jernforsulfid, som let ilter sig i Luften og let opløser sig i fortyndede Syrer under Svovlbrinteudvikling og Dannelse af et Jernforiltesalt.

Magnetkies, $Fe_8S_9 = 6FeS.Fe_2S_3$, forekommer naturlig, sædvanlig tæt, undertiden i hexagonale Krystaller. Den er sædvanlig bronzebrun og magnetisk. Den kan faaes ved Glødning af Svovlkies i en Kulsyrestrøm.

Jerntvesulfid, Fe_2S_3 (Jernsulfid, Ferridsulfid), dannes ved

Indvirkning af Svovlbrinte paa Jerntveiltehydrat under 100° (Rensning af Gas for Svovlbrinte ved Myremalm) og skal kunne faaes ved Ophedning af Svovlkies til svag Rødglødhede. Det forener sig med Svovlmetaller til uopløselige Sulfosalte. f. Ex. K_2S,Fe_2S_3, af hvilke flere findes i Naturen, f. Ex. $3Cu_2S,Fe_2S_3$ (broget Kobbermalm), $6FeS,Fe_2S_3$ (Magnetkies).

Jerndisulfid, FeS_2, findes hyppig i Naturen (Spanien og Portugal levere det meste) i regulære, messingglindsende, haarde Krystaller (Svovlkies, Pyrit), der hyppig indeholde mindre Mængder Kobber, Bly og ædle Metaller, og dannes ofte ved Indvirkning af forraadnende organiske Stoffer paa Vand, som samtidig indeholder Jernsalte og Sulfater. Svovlkies er uopløselig i fortyndet Saltsyre og Svovlsyre. Ved Glødning i en Brintstrøm giver den Jernforsulfid, i en Kulsyrestrøm Magnetkies. Den anvendes i stor Maalestok til Fremstilling af Svovlsyre (S. 126 og 128), Jern (S. 300 m.) og Kobber. Jerndisulfid er dimorft, idet det ogsaa findes naturligt i rhombiske Krystaller som Markasit (Straalkies), der i det hele forvitrer lettere end Pyrit, hvad der har Betydning, fordi Markasit saa ofte findes indsprængt i Alunskifer (sml. S. 285) og Stenkul og kan fremkalde disses Selvantændelse.

Jernforiltesalte (Ferrosalte)

ere i vandfri Tilstand farveløse, i vandholdig blaalige eller blaaliggrønne og ilte sig let, især i Opløsning, til basiske, i sure Opløsninger til normale Jerntveiltesalte. Dette sker allerede ved Luftens Ilt og end lettere ved Iltningsmidler, f. Ex. Chlor, Brom, Salpetersyre, manganoversurt Kali. I Opløselighedsforhold og i deres Forhold overfor Svovlbrinte og Svovlammonium stemme de med Nikkelsaltene; det ved Svovlammonium fældede Svovljern er ogsaa sort, men letopløseligt i ganske fortyndet Saltsyre. I Modsætning til Jerntveiltesaltene give de svagt sure Opløsninger et blaat Bundfald med Ferridcyankalium (S. 189) og farves ikke røde af Rhodankalium (S. 188 m.).

Ferrochlorid, $FeCl_2$ (Jernchlorure, Jernforchlorid), faaes 1. vandfrit som farveløse Krystalskæl ved Ophedning af

Jern i tør Chlorbrinte; 2. vandholdigt, med $4H_2O$, ved Opløsning af et Overskud af Jern i stærk Saltsyre og Afkøling af Opløsningen uden Luftens Adgang. Det danner da blaalige, monokliniske Krystaller, som i Luften snart blive grønne og flyde hen. 3 Dele af Saltet opløses i 2 Dele Vand, og det er ogsaa opløseligt i Vinaand.

Ferrosulfat, $FeSO_4,7H_2O$ (svovlsurt Jernforilte, Jernvitriol), findes ret jævnlig naturligt, dannet ved Forvitring af Svovlkies (undertiden i Opløsning, f. Ex. i Ronneby Jernvand), og ved Forvitring og Ristning af Svovlkies fremstilles det ogsaa i det store, men er da sædvanlig meget urent. Rent faaes det ved Opløsning af et Overskud af Jern i fortyndet Svovlsyre, Filtrering af den varme Vædske i lidt fortyndet Svovlsyre for at holde mulig dannet Ferridsulfat i Opløsning, og Troublering eller Fældning med Vinaand, hvori det er uopløseligt. Ved langsom Afkøling af Opløsningen faaes store, blaagrønne, monokliniske Krystaller med $7H_2O$. 100 Dele Vand opløse ved 10° 61, ved 100° 333 Dele Jernvitriol. Opløsningen reagerer ganske svagt surt. Saltet danner let overmættede Opløsninger, hvoraf det i Berøring med en Zinkvitriolkrystal udskilles i dette Salts Form med $7H_2O$, i Berøring med en Kobbervitriolkrystal i Kobbervitriolens Form og med $5H_2O$. Opløsningen absorberer let 1 Mol. Kvælstoftveilte paa 1 Mol. Jernvitriol og farves derved sort (S. 143). I Luften iltes Saltet let, bliver grønt og brunliggrønt og indeholder da basisk Ferridsulfat (sml. nedenfor). Endnu lettere iltes det i sure Opløsninger og virker derfor som et kraftigt Reduktionsmiddel, der f. Ex. afilter Salpetersyre (S. 148 m.), udskiller Guld af Guldopløsninger (se Guld) osv. Saltet smelter i sit Krystalvand ved 64°, dog begynder det allerede at forvitre ved 33°, og naar det ved denne Temperatur har afgivet en større Mængde af sit Krystalvand, kan det opvarmes til 100° uden at smelte og taber da 6 Mol. H_2O, men beholder det 7de til over 200°. Det mere eller mindre afvandede Salt er et hvidt Pulver. Ophedes det vandfrie Salt i Luften, optager det Ilt og danner basisk Ferridsulfat

(S. 130 og 306 n.). Jernvitriol anvendes som antiseptisk Middel (Træ, Tagspaan) og Desinfektionsmiddel, til Blæk og sorte Farver, til Berlinerblaat og i Medicinen.

Med Ammonium- og Kaliumsulfat danner Jernvitriol vel krystalliserende monokliniske Dobbeltsalte med 6 Mol. Vand, af hvilke især det første langt bedre end Jernvitriolen selv modstaaer Luftens iltende Virkning.

Ferrofosfat, $Fe_3(PO_4)_2,8H_2O$, faaes ved Fældning af Ferrosalte med almindeligt fosforsurt Natron som et hvidt Bundfald, der ved længere Tids Digestion med Vædsken ved 70° bliver krystallinsk. I Luften bliver Saltet meget hurtigt blaat. Det naturligt forekommende (Vivianit) er sædvanlig blaat og isomorft med flere naturlige Fosfater og Arsenater af Magnium-Jerngruppen.

Ferrokarbonat, $FeCO_3$ (kulsurt Jernforilte), forekommer som Jernspat krystalliseret i Kalkspatens Form, men hyppigere tæt og blandet med Ler eller Kul (S. 300 ø.), desuden opløst i naturlige kulsyrerige Vande (S. 100), i hvilke det under Luftens Indvirkning iltes og da udskilles efter Omstændighederne som Okker eller Myremalm (S. 299 n.). Fældes en ren Jernvitriolopløsning uden Luftens Adgang med kulsurt Natron, faaes et hvidt, fyldigt Bundfald af $FeCO_3,H_2O$, som meget hurtigt ilter sig med lignende Farveskiftning som Jernforiltehydrat (S. 306 ø.). Blandet med Sukker er det mere bestandigt, og i en saadan Blanding anvendes det i Medicinen.

Ferrosilikater udgjøre Bestanddele af mange Mineralier, f. Ex. Augit, Hornblende, Granater o. m. fl. samt af grønt Flaskeglas og Slagger. I Friskningsslagge findes ofte Fe_2SiO_4 i Krystaller, der ere isomorfe med Chrysolith (S. 271), i Højovnsslagge undertiden $FeSiO_3$ i Krystaller isomorfe med Augit.

Jerntveiltesalte (Ferridsalte).

Disse Salte ere i vandfri Tilstand jævnlig hvide (Chloridet er dog sort til sortegrønt), i vandholdig sædvanlig gullighvide, gule, gulbrune eller brune. De smage sammensnerpende og rødne Lakmus. I Opløselighed stemme de med Aluminiumsaltene. Ved de fleste Reduktionsmidler

gaa de over til Ferrosalte. I sure Opløsninger fældes de ikke af Svovlbrinte, men afiltes til Ferrosalte under Udskillelse af Svovl, f. Ex. $Fe_2Cl_6 + H_2S = 2FeCl_2 + 2HCl + S$. De normale fældes af Svovlammonium, men det Fe_2S_3, som vel i første Øjeblik dannes, spaltes strax til $2FeS + S$. I Modsætning til Ferrosaltene give de svagt sure Opløsninger af Ferridsaltene et blaat Bundfald med Ferrocyankalium (S. 188 n.), fældes ikke af Ferridcyankalium (S. 189) og farves blodrøde af Rhodankalium (S. 188). Med et Galæbleudtræk give de saavidt muligt neutrale Opløsninger et blæksort Bundfald.

Ferridfluorid, Fe_2F_6, fremstilles paa lignende Maade som Fluoraluminium (S. 283) og er isomorft med dette Salt.

Ferridchlorid, Fe_2Cl_6 (Jernchlorid, Jerntvechlorid), fremstilles vandfrit ved Ophedning af Jern i en tør Chlorstrøm, hvorved der indtræder livlig Forbrænding, og Jernchloridet sublimerer i metalglindsende, mørkegrønne, næsten sorte Krystalskæl af normal Damptæthed. Det flyder hen i Luften og er letopløseligt i Vinaand og Æther. I vandig Opløsning faaes det 1. ved Opløsning af det vandfrie; 2. ved at lede Chlor i en ren Opløsning af Jernforchlorid; 3. ved Opløsning af Jern i Saltsyre under Tilsætning af Salpetersyre; 4. ved Opløsning af Jerntveiltehydrat eller bedre ren Hæmatit i Saltsyre. Inddampes Opløsningen til en Vf. af 1,67, stivner den ved Afkøling fuldstændig til en gul, utydelig krystallinsk Masse af $Fe_2Cl_6,12H_2O$. Inddampes derimod til Sirupstykkelse, og tilsættes lidt Saltsyre, udkrystallisere store rhombiske Tavler af $Fe_2Cl_6,6H_2O$. Inddampes til Tørhed, bortgaaer Saltsyre, og det er ad denne Vej ikke muligt at danne det vandfrie Salt. Den koncentrerede Opløsning er mørkebrun, den fortyndede gul. Ved Ophedning sønderdeles den fortyndede Opløsning, bliver derved mørkere og indeholder nu fri Saltsyre og et opløseligt basisk Jernchlorid eller opløseligt Jerntveiltehydrat. Den uforandrede Jernchloridopløsning opløser Jerntveiltehydrat i betydelige Mængder under Dannelse af opløselige basiske Salte (sml. S. 308 ø.). Jernchlorid er opløseligt i Vinaand,

men denne Opløsning maa opbevares skyttet mod Lyset, da den ellers reduceres til Jernforchlorid. Anvendes i Medicinen.

Ferridsulfat, $Fe_2.3SO_4$ (svovlsurt Jerntveilte), fremstilles sædvanligt ved at sætte Jernvitriol i smaa Portioner til en varm, passende fortyndet Blanding af Svovlsyre og Salpetersyre: $6FeSO_4 + 3H_2SO_4 + 2HNO_3 = 3Fe_2(SO_4)_3 + 4H_2O + 2NO$; hvorpaa Opløsningen afdampes, indtil den danner en brunliggul, harpixlignende Masse. I denne Form er Saltet meget let opløseligt i Vand og opløser sig ogsaa i Vinaand. Den koncentrerede vandige Opløsning giver ved Tilsætning af koncentreret Svovlsyre det vandfrie Salt som et hvidt, pulverformigt Bundfald. Flere basiske og normale Jernsulfater forekomme naturligt.

Med Kaliumsulfat og især let med Ammoniumsulfat danner svovlsurt Jerntveilte lyst amethystfarvede Jernaluner, f. Ex. $(NH_4)_2SO_4,Fe_2.3SO_4,24H_2O$.

Ferridnitrat, $Fe_2(NO_3)_6,18H_2O$, faaes ved Opløsning af Jern i Salpetersyre og Afkøling i farveløse monokliniske Prismer, isomorfe med det analoge Aluminiumsalt.

Ferridfosfat, $Fe_2(PO_4)_2$. Normale Jerntveiltesalte give med almindeligt fosforsurt Natron et svagt gulligt, næsten hvidt Bundfald, som er uopløseligt i Vand og i Eddikesyre, opløseligt i fortyndede stærke Syrer. Anhydrobasiske Salte findes i Myremalm.

Ferridpyrofosfat. Sættes opløst Jernchlorid til en Opløsning af Natriumpyrofosfat, saa dannes vel strax et hvidgult Bundfald, men dette opløser sig igjen, indtil der paa 3 Mol. Natriumpyrofosfat er anvendt 1 Mol. Jernchlorid, idet der dannes et Dobbeltsalt af pyrofosforsurt Natron og pyrofosforsurt Jerntveilte: $6Na_4P_2O_7 + 2Fe_2Cl_6 = 3Na_4P_2O_7,(Fe_2)_2.3P_2O_7 + 12NaCl$. Ved mere Jernchlorid fældes $(Fe_2)_2.3P_2O_7$ som et hvidgult Bundfald, der efter Udvaskning opløst i pyrofosforsurt Natron og mættet med Kulsyre danner „pyrofosforsurt Jernvand". Som det bringes i Handelen, indeholder det 5 Gange saa meget Jern som Pyrmontervand. Opløsningen forholder sig i mange Henseender ganske forskjelligt fra andre Jerntveiltesalte.

Ferridsilikater udgjøre Bestanddele af mange naturlige Silikater samt af Slagger og brunt Flaskeglas.

Jernsure Salte (Ferrater).

Kaliumferrat, K_2FeO_4 (jernsurt Kali), dannes ved at ophede Jernfilspaan eller Jerntveilte med Salpeter til stærk Glødhede eller ved at fordele Jerntveiltehydrat i stærk Kalilud og tillede Chlor eller ved Elektrolyse af stærk Kalilud med Støbejern som positiv Pol. Af den dybt kirsebærrøde Opløsning udskilles Saltet ved Tilsætning af Kalihydrat som et mørkerødt Pulver, der er yderst ubestandigt og allerede sønderdeles af rent Vand under Iltudvikling og Fældning af Jerntveiltehydrat. Af den alkaliske Opløsning fælder Chlorbaryum det nogenlunde bestandige **Baryumferrat,** $BaFeO_4$, som et mørkerødt Bundfald.

Mangan. Mn = 55.

Mangan *forekommer* næsten ligesaa udbredt som Jern, om end i langt ringere Mængde, og ledsager ganske almindelig Jernet, saa at der næppe er nogen Jernmalm, som ikke indeholder Mangan (især i Jernspat findes det ofte i rigelig Mængde) eller noget Jernpræparat i Handelen, som ikke indeholder Spor af Mangan. I størst Mængde findes Mangan som Manganoverilte, MnO_2 (Brunsten; ved Ilmenau i Thüringen, i Hessen, Frankrig, Spanien, Nordamerika), desuden som Tveilte, Mn_2O_3 (Braunit), Mellemilte, Mn_3O_4 (Hausmannit), Tveiltehydrat, Mn_2O_3,H_2O (Manganit), kulsurt Manganforilte, $MnCO_3$ (Manganspat), og, dog sædvanlig i ringe Mængde, i de fleste Silikater. Ogsaa forekommer det i mange Mineralvande og udbredt i Jordbunden og i Planterne, hvorfor ogsaa Potaske hyppig indeholder Spor af Mangan.

Metallet kan *fremstilles* af Ilterne ved Reduktion med et Underskud af Kul i Digler af Kalk eller Magnesia ved meget høj Temperatur.

Egenskaber. Mangan er paa friske Brudflader hvidt som Raajern, men løber an i Luften med rødlig Farve. Det er saa haardt, at det ridser Staal og Glas, saa sprødt, at det kan pulveriseres i en Staalmorter; det er ikke magnetisk, har en Vf. af omtr. 8 og er mere tungtsmelteligt end Jern. Af alle tunge Metaller har Mangan den største

Affinitet til Ilt. Det ilter sig meget let i Luften og sønderdeler Vand ved lidt over almindelig Temperatur under Brintudvikling. I Syrer opløses det meget let og forener sig overhovedet let med elektronegative Stoffer. Af dets Legeringer have hidtil ingen større Vigtighed undtagen Ferromangan (S. 302 n.), som kan indeholde 80—90 Proc. Mangan.

Scheele og Bergman paaviste 1774 Mangan som et eget Metal. Samme Aar isoleredes det af Gahn.

Manganets Ilter og Hydroxyder.

Mangan er et af de Grundstoffer, der danner det største Antal Iltforbindelser. Med Sikkerhed kjendes mindst 6 Manganilter: MnO, Mn_3O_4, Mn_2O_3, MnO_2, MnO_3, Mn_2O_7, og alle disse danne tilsvarende Hydroxyder.

Manganforilte, MnO (Manganooxyd), faaes 1. ved Reduktion af de højere Ilter i Brint, 2. ved Glødning af kulsurt eller oxalsurt Manganforilte i en Kulsyrestrøm. Manganforilte er et lysegrønt Pulver, som, naar det er fremstillet ved Reduktion med Brint ved lav Temperatur (260°), overordentlig let ilter sig i Luften (ved 140° er det endog pyroforisk) og derved gaaer over til Manganmellemilte, Mn_3O_4. Fremstillet ved meget høj Temperatur holder det sig i Luften ved almindelig Temperatur, men bliver ved Glødning i Luft til Mellemilte, i Ilt til Tveilte, Mn_2O_3.

Manganforiltehydrat, $Mn(OH)_2$ (Manganohydroxyd), fremstilles som et hvidt Bundfald ved Fældning af Manganosalte med Natron uden Adgang af Luft. I Luften ilter det sig snart, især ved Nærværelse af Alkalier, og bliver derved til brunt Mellemiltehydrat. Det er ligesom Jernforiltehydrat uopløseligt i Ammoniak.

Manganmellemilte, Mn_3O_4, forekommer naturligt som Hausmannit i sortebrune, tetragonale Pyramider og faaes af alle højere eller lavere Manganilter eller Hydroxyder eller af kulsurt eller oxalsurt Manganforilte ved Glødning i Luften i Form af et gulbrunt (kanelbrunt) Pulver, som ved Glødning i Brint reduceres til Manganforilte, ved Glød-

ning i Ilt iltes til Mangantveilte, og som ved Hvidglødhede uden Luftens Adgang, skjønt vanskeligt, kan give Manganforilte.

Manganmellemiltehydrat, Mn_3O_4,xH_2O, fremstilles 1. ved at ryste et opløst Manganforiltesalt med Underskud af et Alkali og med Luft; 2. ved i en salmiakholdig og ammoniakalsk Opløsning af Manganforchlorid at bringe et Overskud af frisk fremstillet Manganoveriltehydrat og opvarme Blandingen. Det danner et brungult Pulver, som ved Opvarmning i Luft til omtr. 330° let optager Ilt og bliver til en sort Blånding af Mn_2O_3 og MnO_2.

Mangantveilte, Mn_2O_3 (Manganidoxyd), forekommer naturligt som Braunit i Form af sortebrune, tetragonale Pyramider og faaes af alle højere eller lavere Manganilter ligesom af kulsurt eller oxalsurt Manganforilte ved Glødning i Ilt som et sort Pulver.

Mangantveiltehydrat, Mn_2O_3,H_2O, forekommer i Naturen som Manganit i jernsorte, rhombiske Krystaller, isomorft med Gøthit (S. 307) og Diaspor (S. 283). Samme Sammensætning har det brune, amorfe Mangantveiltehydrat, som faaes ved Sønderdeling af det grønne Manganidsulfat (S. 321) med Vand, og det brune, krystallinske, som dannes ved at bringe det sure Manganidsulfat i smaa Portioner i en fortyndet Sodaopløsning.

Manganoverilte, MnO_2 (Mangandioxyd), *findes* naturligt i sorte, rhombiske Krystaller, hyppigere i traadet krystallinske Masser, tæt eller jordagtigt, som Brunsten eller Pyrolusit, sjældnere som Polianit, der har samme Krystalform, men en meget større Haardhed. Det *fremstilles* 1. ved Ophedning af salpetersurt Manganforilte til 150–200°; 2. ved Ophedning af kulsurt Mangantveilte med chlorsurt Kali til 300°. – Manganoverilte giver ved Glødning Manganmellemilte og Ilt: $3MnO_2 = Mn_3O_4 + O_2$ (S. 88); ved Ophedning med koncentreret Svovlsyre Manganosulfat og Ilt: $MnO_2 + H_2SO_4 = MnSO_4 + H_2O + O$ (S. 320); med Saltsyre Manganochlorid og Chlor: $MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$ (sml. S. 106). Det anvendes især til Fabrikation af Chlor; til Iltning af Brinten i Leclanché's galvaniske Elementer; til Affarvning af Glas (*πῦρ*, Ild, *λύω*, vasker), idet det ilter det grønne Ferrosilikat til det svagere farvede Ferridsilikat, hvis Farve yderligere svækkes af samtidig

dannet violet Manganidsilikat; endelig som Udgangspunkt for Fremstilling af alle Manganpræparater. Brunstenens Værdi som Iltningsmiddel eller til Fremstilling af Chlor kan være meget forskjellig, men kan prøves paa simple Maader, f. Ex. ved hvor meget Chlor den giver med Saltsyre, eller hvor meget Jernforiltesalt den kan omdanne til Tveiltesalt osv.

Manganoveriltehydrat, som det synes $H_2MnO_3 = MnO_2,H_2O$, faaes uopløst tilbage som et brunsort Pulver ved Behandling af alle Manganilter og Hydroxyder, som ligge mellem MnO og MnO_2 (eller Blandinger af saadanne), med fortyndet Salpetersyre eller Svovlsyre. Alle disse Forbindelser eller Blandinger kunne nemlig opfattes som indeholdende $xMnO + yMnO_2$ og spaltes af Syren i Overensstemmelse hermed til x Mol. Manganonitrat og y Mol. Manganoveriltehydrat (sml. S. 260). Ved alle andre Fremgangsmaader, f. Ex. Fældning af Manganosalte med Chlorkalk eller manganoversurt Kali, Tilledning af Chlor til eddikesurt eller i Vand fordelt kulsurt Manganforilte osv., indeholder Hydroxydet enten Alkali eller Manganforilte eller begge Dele, men faaes ogsaa her rent ved Behandling med Salpetersyre. Manganoveriltehydrat rødner Lakmus, optager Kali, Kalk, Baryt o. l. af vedkommende Hydroxyder eller Karbonater, ja gjør endog ved Rystning med opløste neutrale Alkalisulfater disse sure, alt under Dannelse af mangansyrlige Salte (Manganiter), hvori MnO_2 virker som Syreanhydrid. Disse Manganiter have en højst vexlende Sammensætning og dannes ogsaa paa flere andre Maader, f. Ex. ved at fælde Manganochlorid med et passende Overskud af Kalkmælk og blæse Luft af 55° i Blandingen. Paa denne Maade regenereres i Chlorfabrikerne $^4/_5$ af det anvendte Manganoverilte (fra 1867; W. Weldon) i Form af Forbindelser af Manganoverilte med Kalk (og noget Manganforilte). Sættes manganoversurt Kali til en ganske svagt salpetersur Opløsning af et Manganosalt blandet med Zinkvitriol, udskilles alt Mangan (baade det i Manganosaltet og det manganoversure Salt) i Form af MnO_2 i Forbindelse med Zinkilte, idet: $3MnO + Mn_2O_7 = 5MnO_2$.

Mangansyre. a. Anhydridet, MnO_3 (Mangantrioxyd), kan fremstilles ved at opløse rent manganoversurt Kali i smaa Portioner i stærkt afkølet koncentreret Svovlsyre, hvorved uden Luftudvikling dannes en olivengrøn Opløsning, som antages at indeholde et Dobbeltanhydrid af Manganoversyre og Svovlsyre, $Mn_2O_7,SO_3 = \overset{VII}{MnO_3}.O.SO_2.O.\overset{VII}{MnO_3}$. Dryppes denne grønne Vædske

paa kalcineret Soda i en lille Kolbe, som er forbunden med et stærkt afkølet U-Rør, saa udvikles violette Dampe af MnO_3, som fordraabes i U-Røret, idet: $(MnO_3)_2SO_4 + K_2CO_3 = 2MnO_3 + K_2SO_4 + CO_2 + O$. Mangantrioxyd er en mørkerød, næsten sort Vædske, som lugter ejendommeligt, fremkalder Hoste, ved 50° delvis fordamper uforandret, men ved højere Temperatur fuldstændig sønderdeles til krystallinsk Dioxyd og Ilt. Ledes dets Damp i Vand faaes: b. Mangansyre, $H_2MnO_4 = (HO)_2.MnO_2$, som en lyserød, meget ubestandig, vandig Opløsning. Syren er tobasisk; om Saltene se nedenfor.

Manganoversyre. a. Anhydridet, Mn_2O_7, faaes af ovennævnte grønne Vædske ved forsigtig Tilsætning af nogle Draaber Vand: $(MnO_3)_2SO_4 + H_2O = (MnO_3)_2O + H_2SO_4$, eller ved at bringe manganoversurt Kali i smaa Portioner i ikke fuldt saa koncentreret afkølet Svovlsyre. I begge Tilfælde udskilles det som en grønligsort, metalglindsende, tyk Olie, som er vægtfyldigere end koncentreret Svovlsyre og endnu ikke størkner ved −20°. Opvarmes den i Vacuum, afgiver den ikke Dampe under 65°, men ved denne Temperatur sønderdeles den under Ildfænomener og Detonation til MnO_2 eller Mn_2O_3 og Ilt. I Berøring med brændbare Stoffer (Brint, Svovlbrinte, Svovl, Fosfor, Kul, Kulbrinte, Papir o. a. organiske Stoffer) fremkalder den heftige Explosioner, sædvanlig under Sprængning af Karret. I Vand opløses den som

b. Manganoversyre, $HMnO_4 = HO.MnO_3$ (Permangansyre), med smuk, intensiv violet Farve. I vandfri Tilstand kjendes Syren ikke. Den rene Opløsning sønderdeles allerede ved Opvarmning, og ved Kogning fuldstændig til Manganoveriltehydrat og Ilt. I Nærværelse af fortyndet Svovlsyre eller Salpetersyre er den mere bestandig, men sønderdeles dog let af næsten alle iltelige Legemer, idet den selv afiltes til et Manganosalt, hvorved altsaa 2 Mol. Syre afgive 5 Mol. Ilt til det iltelige Stof: $2HMnO_4 + 2H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 3H_2O + 5O$. Fortyndet Saltsyre sønderdeler ikke kjendeligt i Kulden, men ved Opvarmning med Saltsyre dannes rigeligt Chlor: $2HMnO_4 + 14HCl = 8H_2O + 2MnCl_2 + 5Cl_2$. Syren er 1-basisk. Om Saltene se nedenfor.

Mangantetraoxyd, MnO_4, skal faaes ved at lede Kulsyre, som ved 40−50° er mættet med Vanddamp, over den ovennævnte grønne Opløsning, i Form af en blaa Luftart, der lader sig fortætte til et blaaviolet, amorft Legeme.

Alle Ilter eller Hydroxyder af Mangan, som indeholde mere Ilt end MnO eller $Mn(OH)_2$, sønderdeles ved Opvarmning med Saltsyre under Dannelse af Manganochlorid og frit Chlor:

$$MnO_{1+x} + 2(1 + x)HCl = (1 + x)H_2O + MnCl_2 + xCl_2.$$

Ved Opvarmning med koncentreret Svovlsyre give de Manganosulfat og x At. Ilt.

Manganets Svovlforbindelser.

Manganosulfid, MnS, findes naturligt, men ikke hyppigt, som Manganglands i regulære Krystaller. Ved Fældning af Manganosalte med Svovlammonium faaes det vandholdigt som et fyldigt, blegrødt Bundfald, der er meget letopløseligt i fortyndede Syrer, ogsaa i Eddikesyre, under Udvikling af Svovlbrinte. Under visse Forhold bliver det blegrøde Bundfald mørkegrønt og krystallinsk, men ikke vandfrit.

Mangandisulfid, MnS_2, findes, men sjældent, i Naturen som Hauerit i regulære Krystaller, isomorft med Svovlkies.

Manganforiltesalte (Manganosalte).

De krystallinske ere svagt rosenrøde, de amorfe farveløse. I Opløselighed stemme de med Magniumsaltene. De normale reagere i Opløsning neutralt. De fældes ikke af Svovlbrinte, men af Svovlammonium under Dannelse af blegrødt Svovlmangan. Opvarmes et Spor af et Manganosalt med fortyndet Salpetersyre og lidt Blyoverilte, farves den ovenstaaende Vædske violetrød af Manganoversyre. Et Spor af et Manganosalt farver Boraxperlen amethystrød under Dannelse af borsurt Mangantveilte. Se ogsaa S. 321 (mangansure Salte).

Manganochlorid, $MnCl_2$ (Manganforchlorid, Manganchlorure), kan fremstilles ved Ophedning af alle Manganets Ilter med Saltsyre, hvorved de, der indeholde mere Ilt end MnO, udvikle Chlor. Sædvanlig anvendes Brunsten, som efter at være renset for fremmede indblandede Metalilter eller Karbonater omdannes til rent Svovlmangan, der efter Udvaskning opløses i Saltsyre. Den slemmede Brunsten koges nemlig med fortyndet Salpetersyre for at befries for kulsur Kalk, Magnesia og Baryt og opløses derpaa i varm Saltsyre. Opløsningen inddampes stærkt, fortyndes og fældes brudt med Soda for at udskille Jerntveilte og Lerjord, derpaa ligeledes brudt med Svovlammonium, hvorved tilstedeværende Kobolt, Nikkel og Kobber fældes før Mangan, medens Filtratet giver rent, blegrødt Svovlmangan, som efter Udvaskning opløses i Saltsyre. Saltet danner rosenrøde, henflydende og letsmeltelige Krystaller

med 4 Mol. Vand og optræder i to monokliniske Former; i den almindeligste er det isomorft med vandholdigt Chlornatrium (S. 219), i den sjældneste med Jernforchlorid (S. 309 n.). Ved Opvarmning, helst i en tør Chlorbrintestrøm, dannes det vandfrie Salt som en rosenrød, bladet krystallinsk Masse.

Manganosulfat, $MnSO_4$, fremstilles ved at ophede slemmet Brunsten, der først ved Kogning med fortyndet Salpetersyre er befriet for kulsur Kalk, Magnesia og Baryt, med 1 Del koncentreret Svovlsyre i en Digel og glødę Massen, hvorved samtidig dannede svovlsure Salte af Kobbertveilte, Jerntveilte og Lerjord sønderdeles, medens Manganosulfat taaler Glødhede. Dette sidste udtrækkes med Vand, digereres med frisk fældet Manganokarbonat (som kan fremstilles af en Del af selve Opløsningen), hvorved endnu tilstedeværende Spor af Jerntveilte, Kobberilte og Lerjord udskilles, hvorpaa Filtratet fældes med Svovlbrinte, som udskiller Kobolt og Nikkel, og inddampes til Krystallisation. Saltet krystalliserer under 6° med $7H_2O$, isomorft med Jernvitriol, ved 15—20° triklinisk med $5H_2O$, isomorft med Kobbervitriol, ved 30—40° monoklinisk med $4H_2O$ og er meget letopløseligt. Ved 100—150° taber det alt Vand paa 1 Mol. nær, som først gaaer bort ved 280°. Det vandfrie Salt taaler Glødhede.

Med Ammoniumsulfat, men mærkelig nok ikke med Kaliumsulfat, danner Manganosulfat et Dobbeltsalt af den sædvanlige Type med $6H_2O$.

Manganonitrat, $Mn(NO_3)_2,6H_2O$, henflydende, letsmeltelige Krystaller, der faaes ved Opløsning af Karbonatet i Salpetersyre og bedst krystallisere af salpetersur Opløsning.

Manganokarbonat, $MnCO_3$, findes naturligt som Manganspat, isomorf med Kalkspat, men hyppigst tæt (sml. ogsaa S. 314). Vandholdigt udskilles det af opløste Manganosalte med kulsur Ammoniak, og selv ved Nærværelse af Salmiak bliver Fældningen fuldstændig ved Henstand. Ogsaa med tvekulsurt Natron fældes det af en med Kulsyre mættet Opløsning af Manganforchlorid, men med normalt kulsurt Natron indeholder Bundfaldet vexlende

Mængder af Manganohydroxyd. Snehvidt, luftbestandigt Pulver. Tørret ved almindelig Temperatur indeholder det 1 Mol. Vand. Ophedet til 300° optager det Ilt af Luften og danner brunt $MnO,2MnO_2$. Se ogsaa S. 315.

Mangantveiltesalte (Manganidsalte).

Af disse ere faa nøjere bekjendte. De synes alle at sønderdeles af Vand, Svovlbrinte o. m. a. Reduktionsmidler reducere dem til Manganosalte, Saltsyre under samtidig Udvikling af Chlor.

Den sortebrune Opløsning af Brunsten i kold Saltsyre synes at indeholde en Forbindelse af Saltsyre med **Manganidchlorid**, Mn_2Cl_6 (sml. S. 106). Ved Henstand eller hurtigere ved Opvarmning sønderdeles den under Chlorudvikling til Manganforchlorid.

Manganidsulfat, $Mn_2.3SO_4$ (svovlsurt Mangantveilte), faaes ved Opvarmning af Manganoveriltehydrat eller fint reven Brunsten med koncentreret Svovlsyre til 138° som et mørkegrønt, amorft Pulver. Ved Opvarmning af den olivengrønne Opløsning af manganoversurt Kali i koncentreret Svovlsyre (S. 317 n.) til 70—100° udskilles et surt Salt, $Mn_2\frac{(SO_4)_2}{(SO_4H)_2},4H_2O$, i brune Krystaller, som ved stærkere Varme omdannes til det grønne normale, der dog her er krystallinsk.

Mangansure Salte (Manganater)

dannes let ved Smeltning af allehaande Manganforbindelser med tørt kulsurt Natron og lidt Salpeter, farve Massen grøn og blive herved et meget fint Kjendemærke paa Mangan. De faa af dem, som kjendes i ren Tilstand, sønderdeles let af Syrer, selv af Kulsyre, under Dannelse af Manganoverilte og violetrøde manganoversure Salte.

Kaliummanganat, K_2MnO_4 (mangansurt Kali). Smeltes Brunsten med Kalihydrat uden Luftens Adgang, dannes Kaliummanganat og Mangantveilte: $3MnO_2 + 2KOH = K_2MnO_4 + Mn_2O_3 + H_2O$. Ved Adgang af Luft eller bedre ved Tilsætning af Salpeter eller chlorsurt Kali omdannes største Delen af Manganet til Manganat: $MnO_2 + 2KOH + O = K_2MnO_4 + H_2O$. Den smeltede Masse sønderdeles af Vanddamp under Iltudvikling (S. 88 n.). I en ringe Mængde Vand opløses den med mørkegrøn Farve, og Opløsningen

giver i Vacuum over Svovlsyre smukke Krystaller af Kaliummanganat, isomorft med Kaliumsaltene af Svovl-, Selen- og Chromsyre. I koncentreret Kalilud opløses Saltet ikke, af fortyndet kan det omkrystalliseres; af en større Mængde rent Vand opløses det vel med grøn Farve, men Opløsningen bliver efterhaanden blaa, violet, karmesinrød („mineralsk Chamæleon"), idet der samtidig udskilles Manganoveriltehydrat i mere eller mindre ren Tilstand: $3K_2MnO_4 + 3H_2O = 2KMnO_4 + MnO_2,H_2O + 4KOH$. Lettere skeer dette ved Tilledning af Kulsyre eller Tilsætning af fortyndede stærkere Syrer, hvorved da istedetfor Kalihydrat dannes Syrernes Kaliumsalte.

Manganoversure Salte (Permanganater)

ere mørkerøde eller metalglindsende bronzebrune. De ere næsten alle opløselige, flere endog henflydende. Opløsningerne ere mørkt karmesinrøde, ogsaa efter Tilsætning af Syrer, naar disse ikke virke reducerende. Det vigtigste Salt er:

Kaliumpermanganat, $KMnO_4$ (manganoversurt Kali), som fremstilles ved at lede Kulsyre i den grønne Opløsning af det raa mangansure Kali ($3K_2MnO_4 + 2CO_2 + H_2O = 2KMnO_4 + 2K_2CO_3 + MnO_2,H_2O$) ellet bedre ved at lede Chlor deri, hvorved alt Mangan faaes som Permanganat: $K_2MnO_4 + Cl = KMnO_4 + KCl$. I begge Tilfælde inddampes den røde Opløsning til Krystallisation, og Saltet renses ved Omkrystallisation. Det danner næsten sorte, sædvanlig bronzeglindsende, rhombiske Prismer, isomorfe med Kaliumperchlorat, og opløses ved 15° i 16 Dele Vand. Opløsningen, som er dybt violetrød og selv i fortyndet Tilstand viser et letkjendeligt Absorptionsspektrum (S. 209), kan koges med fortyndede Syrer, naar disse ikke virke reducerende. Koges den mættede Opløsning længere Tid med stærk Kalilud, bliver den under Iltudvikling grøn og udskiller mangansurt Kali. Baade i sur og i alkalisk Opløsning virker manganoversurt Kali stærkt iltende. I alkaliske Opløsninger reduceres Manganoversyren herved

væsentlig til Manganoverilte, i sure derimod til et Manganforiltesalt, hvorved den røde Opløsning affarves. I sidste Tilfælde afgive 2 Mol. Salt 5 At. Ilt til iltelige Stoffer: $2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5O$ og kunne derfor f. Ex. ilte: 5 Mol. Svovlsyrling til Svovlsyre; 10 Mol. Ferrosulfat til Ferridsulfat; 5 Mol. Oxalsyre ($H_2C_2O_4$) til Kulsyre og Vand; 10 Mol. Saltsyre til Vand og under Udskillelse af $5Cl_2$ eller, naar samtidig Jodkalium er tilstede, af $5J_2$ osv. Paa Grund af sine stærkt iltende Virkninger anvendes Kaliumpermanganat ogsaa som et virksomt Desinfektionsmiddel.

Chrom. Cr = 52,3.

Chrom hører til de lidet udbredte Grundstoffer. I størst Mængde *forekommer* det som Chromtveilte-Jernforilte, FeO,Cr_2O_3 (Chromjernsten; Banatet, Grækenland, Ural, Norge, Shetlandsøerne), sjældent som chromsure Blysalte, desuden i visse Granater, i Serpentin og enkelte andre Silikater.

Metallet *fremstilles* 1. ved stærk Glødning af Chromtveilte med Underskud af Kul; 2. ved Glødning af en Blanding af Chromchlorid, Chlorkalium og Chlornatrium med Zink, hvorved Chromet findes krystalliseret i det størknede Zink og befries for dette ved Salpetersyre.

Egenskaber. Chrom er staalgraat, sprødt og af Korundens Haardhed. Krystalformen kjendes ikke med Sikkerhed. Vf. 6,8. Smp. ligger over Platinets. Chrom opløser sig i Saltsyre til Chromforchlorid, men angribes næppe af Salpetersyre. Næsten alle Forbindelser ere farvede, deraf Navnet (χρῶμα, Farve), og som Udgangspunkt for Fremstilling af dem alle tjener det i Handelen gaaende dichromsure Kali (S. 330).

Chrom blev opdaget 1797 af Vauquelin.

Chromets Ilter og Hydroxyder.

Chromforilte, CrO, kjendes ikke. **Hydroxydet,** $Cr(OH)_2$, faaes af Chromforiltesalte ved Fældning med Natron, idet ethvert Spor af Luft udelukkes, som et gult, fyldigt Bundfald, der yderst let ilter sig.

Chromtveilte, Cr_2O_3 (Chromidoxyd), dannes ved Glødning af alle højere eller lavere Chromilter og Hydroxyder under Luftens Adgang. Det kan *fremstilles* 1. ved Glødning af Hydroxydet (se nedenfor); 2. ved Ophedning af chromsure Salte af flygtige Baser. Saaledes giver dichromsur Ammoniak ved svag Opvarmning under et livligt Ildfænomen et grøngraat Ilte, der paafaldende ligner The: $(NH_4)_2Cr_2O_7 = N_2 + 4H_2O + Cr_2O_3$. Merkurochromat giver ved Glødning uden Luftens Adgang et smukt grønt Ilte, som finder Anvendelse i det finere Porcellænsmaleri: $2Hg_2CrO_4 = 4Hg + Cr_2O_3 + 5O$. — 3. Ved Glødning af Kaliumdichromat, blandet med Kogsalt ($2K_2Cr_2O_7 = 2K_2CrO_4 + Cr_2O_3 + 3O$) og paa flere andre Maader faaes Chromtveilte sortegrønt og krystallinsk, isomorft med Korund og Jernglands. Det stærkt glødede er næsten uopløseligt i Syrer; derimod kan det let bringes i Opløsning ved Smeltning med tørt kulsurt Natron og Salpeter, hvorved dannes en gul Masse, som indeholder letopløselige chromsure Alkalier.

Chromtveiltehydrat (Chromidhydroxyd). — a. $Cr_2(OH)_6$ faaes som et fyldigt, graablaat Bundfald ved at fælde et opløst Chromtveiltesalt med Ammoniak. Indeholder Chromtveiltesaltet Kali eller Natron, er Hydroxydet altid alkaliholdigt. Men ledes Svovlbrinte i en varm Opløsning af Kaliumdichromat, faaes ved en indviklet Proces alt Chrom fældet som et kalifrit Hydroxyd, der vel er blandet med Svovl, men efter Udvaskning og Opløsning i en Syre giver et kalifrit Chromtveiltesalt. Chromtveiltehydrat er i Kulden, især i Nærværelse af rigeligt Salmiak, lidt opløseligt i Overskud af Ammoniak med violetrød Farve, som hidrører fra Chromammoniaksalte, der ere analoge med Koboltammoniaksaltene (S. 297); men ved Kogning er Fældningen fuldstændig. I koldt Kali eller Natron opløses det let med smuk grøn Farve, men udskilles igjen ved Kogning og er da grønt og alkaliholdigt. Analogt med Lerjordhydrat og Jerntveiltehydrat opløses det let i en Opløsning af Chromtvechlorid, og af denne Opløsning diffunderer ved Dialyse næsten alt Chromtvechlorid bort, hvorved da faaes et næsten chlorfrit op-

løseligt Chromtveiltehydrat; Opløsningen er grøn og kan opvarmes uden Forandring, men gelatinerer strax ved et Spor af forskjellige Salte.

b. $Cr_2O(OH)_4 = Cr_2O_3,2H_2O$. Det pragtfuldt grønne Farvestof Guignet's Grønt, som skal have denne Sammensætning, faaes ved Sammensmeltning af dichromsurt Kali med Borsyre og Udtrækning af den smeltede Masse med Vand.

c. $Cr_2O_2(OH)_2 = Cr_2O_3,H_2O$ faaes ved Tørring af almindeligt Chromtveiltehydrat ved 200°. Ved en noget højere Temperatur optager det Ilt og danner en Blanding, der omtrent har Sammensætningen CrO_2, men som altid bl. a. indeholder anhydrobasisk chromsurt Chromtveilte, $Cr_2O_2.CrO_4$, og Vand. Ved højere Varme afgiver denne Blanding igjen Ilt og omdannes til vandfrit Chromtveilte under et Ildfænomen. Som de andre tilsvarende Hydrater af denne Gruppe har $Cr_2O_2(OH)_2$ Charakter af en Syre. Ferrosaltet er Chromjernsten (S. 323), der sædvanlig forekommer i tætte, brunligsorte Masser, sjældnere i Regulæroktaedre. Talrige analoge Forbindelser ere fremstillede konstigt, f. Ex. ZnO,Cr_2O_3, MnO,Cr_2O_3. De krystallisere alle regulært, isomorfe med Spinel (S. 283).

Chromsyre. Anhydridet, CrO_3 (Chromtrioxyd), faaes rent ved at blande en Opløsning af Kaliumdichromat i 10 Dele Vand med 5 Dele koncentreret Svovlsyre, efter 24 Timer samle de udskilte Krystaller og vaske dem med konc. Salpetersyre paa et Pimpstensfiltrum og, naar de ere svovlsyrefrie, tørre dem i en tør Luftstrøm ved 60 – 80°. Ogsaa naar man smelter Handelsproduktet i en Platinskaal, skiller Svovlsyren sig derfra, og naar man nu helder Syren ud paa en porøs Lerplade, kan man faae den næsten absolut svovlsyrefri. Smukt karmesinrøde Krystaller, som flyde hen i Luften, og yderst let opløses i Vand med intensiv rødgul Farve. Chromsyreanhydrid smelter ved 193°, spaltes ved en noget højere Temperatur til Chromtveilte og Ilt: $2CrO_3 = Cr_2O_3 + 3O$, og er et meget kraftigt Iltningsmiddel, der ofte under Ildfænomener virker paa iltelige Stoffer, f. Ex. tør Svovlbrinte eller Ammoniak, Vinaand o. m. fl.

Chromsyre, $H_2CrO_4 = (HO)_2.CrO_2$, indeholdes i den vandige Opløsning af Anhydridet og faaes ved at afkøle

den ved 100° mættede Opløsning til 0° og tørre de udskilte røde Krystalnaale i Vacuum over Svovlsyre. Syren er tobasisk. Om Saltene se S. 329). Opløsningen meddeler Huden og ved Opvarmning Silke og Uld (men ikke Bomuld) en gul Farve, som ikke kan fjernes med Vand. Med Svovlsyrling farves Opløsningen strax grøn under Dannelse af Chromidsulfat: $2H_2CrO_4 + 3SO_2 = Cr_2.3SO_4 + 2H_2O$; ved Kogning med Saltsyre ligeledes under Dannelse af Chromtvechlorid: $2H_2CrO_4 + 12HCl = Cr_2Cl_6 + 8H_2O + 3Cl_2$; overhovedet virker den som et kraftigt Iltningsmiddel, men benyttes hyppigst i Form af en blandet Opløsning af dichromsurt Kali og Svovlsyre. Rystes Opløsningen med vinaandfri Æther og Brintoverilte, farves Ætheren blaa. Den blaa Forbindelse kan ved Afdestillation af Ætheren ved lav Temperatur faaes som en Olie, der dog næppe indeholder Cr_2O_7 eller CrO_4 (sml. Mangan), men sandsynligvis er en Forbindelse af Chromsyreanhydrid med Brintoverilte. Chloridet af Chromsyrens Radikal er:

Chromylchlorid, CrO_2Cl_2 (Chromoxychlorid), som let faaes ved Destillation af tørt Kaliumchromat eller Kaliumdichromat med tørt Kogsalt og Overskud af koncentreret Svovlsyre: $K_2Cr_2O_7 + 4NaCl + 6H_2SO_4 = 2CrO_2Cl_2 + 2KHSO_4 + 4NaHSO_4 + 3H_2O$. Det er en tung, mørkebrun Vædske, som ligner Brom, koger ved 117° til en rødbrun Damp, ryger stærkt i Luften og med Vand strax omsætter sig til Chromsyre og Saltsyre (S. 29).

Chromets Svovlforbindelser.

Chromforsulfid, CrS, faaes, sandsynligvis vandholdigt, af Chromforiltesalte med Svovlammonium som et sort Bundfald. **Chromtvesulfid,** Cr_2S_3, faaes ved at ophede $Cr_2O_2(OH)_2$ til 440° i Svovlbrinte som et sortebrunt Pulver, der næsten ikke angribes af Syrer undtagen Kongevand og Salpetersyre.

Chromforiltesalte (Chromosalte)

ere i vandholdig Tilstand sædvanlig blaa, i vandfri farveløse. De ere i høj Grad ubestandige, idet de yderst let optage Ilt af Luften og danne basiske Chromtveiltesalte, f. Ex. $2CrCl_2 + O + H_2O = Cr_2Cl_4(OH)_2$. Det vandfrie **Chromforchlorid,** $CrCl_2$ (Chromchlorure), fremstilles ved Ophedning af Chrom i tør Chlorbrinte eller ved Reduktion af det violette Chromchlorid i tør Brint ved mørk Rødglødhede. Det opløser sig i luftfrit Vand med himmel-

blaa Farve og kan faaes i vandholdige Krystaller af samme Farve ved at lede tør Chlorbrinte i Opløsningen. **Sulfatet**, $CrSO_4,7H_2O$, er blaat og isomorft med Jernvitriol. Det danner med Kaliumsulfat et monoklinisk Dobbeltsalt med 6 Mol. Vand af den sædvanlige Type.

Chromtveiltesalte (Chromidsalte)

kjendes i forskjellige Modifikationer. De bedst bekjendte ere i krystallinsk Tilstand violette, blaa eller røde og give ved Opløsning i koldt Vand blaaviolette Opløsninger, som ved Kogning blive grønne. De violette Opløsninger give sædvanlig, især ved frivillig Fordampning eller ved Fordampning ved lav Temperatur krystallinske, violette Salte, de grønne derimod amorfe og grønne Salte; men ved længere Henstand i Kulden eller hurtigere ved svag Opvarmning blive de grønne Opløsninger igjen violette og give da igjen violette Salte. Nitratet kjendes kun i den violette Modifikation. Alle Opløsninger reagere surt. De fældes ikke af Svovlbrinte. Svovlammonium udskiller grønligt Chromtveiltehydrat (S. 279 n.), som farver en Fosforsaltperle smaragdgrøn (efter Afkøling) og ved Smeltning med kulsurt Natron og Salpeter giver en gul Masse, der indeholder chromsure Alkalier.

Chromidfluorid, Cr_2F_6, kan fremstilles som, og er isomorft med Fluoraluminium (S. 283).

Chromidchlorid, Cr_2Cl_6 (Chromchlorid, Chromtvechlorid). — a. Vandfrit. Fremstilles ganske som det vandfrie Aluminiumchlorid (S. 284), men er mindre flygtigt og forbliver derfor i det glaserede Porcellænsrør, hvori Glødningen skeer, i Form af glindsende violette Krystalblade. Det er ganske uopløseligt i koldt og kogende Vand, men ved Ophedning med Vand til 180° i tilsmeltede Rør opløses det med mørkegrøn Farve. Ved Nærværelse af et Spor af Chromforchlorid opløses det let allerede i koldt Vand, ligeledes med mørkegrøn Farve og med anseelig Varmeudvikling. I Syrer er det uopløseligt. Koncentreret Svovlsyre kan destilleres dermed, uden at det forandres.

b. Vandholdigt, $Cr_2Cl_6,12H_2O$, faaes 1. af det vand-

frie som ovenfor nævnt; 2. ved Opløsning af Hydroxydet i Saltsyre; 3. ved Kogning af Chromsyre med Saltsyre: $2CrO_3 + 12HCl = Cr_2Cl_6 + 6H_2O + 3Cl_2$. Inddampes disse Opløsninger ved Kogning og ledes tør Chlorbrinte i den afkølede koncentrerede Vædske, udskilles Saltet i smaragdgrønne Krystaller, som opløses i omtrent $^3/_4$ Del Vand. En Flamme, set gjennem en Opløsning af dette Salt, viser sig rent grøn. Men ved Henstand forandrer Opløsningen sig, og tilsidst viser en Flamme sig violetrød, naar den sees derigjennem. Hurtigere opnaaes det samme ved nogle Minuters Opvarmning til 80°. Afkøles nu Vædsken til 0°, og ledes tør Chlorbrinte deri, faaes et Salt udskilt, der har samme Sammensætning som de grønne Krystaller, men som danner et graat Krystalpulver, der opløser sig i Vand med blaaviolet Farve. Sidstnævnte Opløsning faaes ogsaa ved at fælde en kold Opløsning af det violetblaa Sulfat med Chlorbaryum.

Chromidsulfat, $Cr_2.3SO_4,17H_2O$ (svovlsurt Chromtveilte), faaes ved at sætte Overskud af fortyndet Svovlsyre til den kolde Opløsning af Nitratet (se nedenfor) og derpaa fælde med Vinaand. Violetblaa Regulæroktaedre, meget letopløselige i Vand. Opløsningen bliver ved Kogning grøn og krystalliserer da først ved længere Henstand. Opvarmes Saltet (eller Chromtveiltehydrat) med Overskud af koncentreret Svovlsyre, indtil denne begynder at fordampe, udskilles pludselig et violet, efter Afkøling graat, surt Salt. $Cr_2.3SO_4,Cr_2\frac{(SO_4)_2}{(SO_4H)_2}$, som er uopløseligt i Vand og alle Syrer. Med Sulfaterne af Kaliumgruppen danner Chromidsulfat Aluner, af hvilke den vigtigste er:

Kaliumchromalun, $K_2SO_4,Cr_2.3SO_4,24H_2O$ (Chromalun), der lettest faaes ved under Afkøling at sætte Vinaand til en kold Opløsning af dichromsurt Kali i passende fortyndet Svovlsyre. Vinaanden, som let ilter sig, disponerer derved Blandingen til at afgive Ilt: $K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 = K_2SO_4,Cr_2.3SO_4 + 4H_2O + 3O$, og fælder desuden Saltet. Dette er opløseligt i 6 Dele Vand og udskilles ved Henstand af Opløsningen i store, næsten sorte Oktaedre. Ved Kogning bliver Opløsningen grøn og krystalliserer da først ved meget lang Henstand.

Chromidnitrat, $Cr_2(NO_3)_6,18H_2O$, krystalliserer vanskeligt, bedst ved Overskud af Salpetersyre, af en Opløsning af Chromtveiltehydrat i Salpetersyre. Det danner purpurrøde Prismer, hvis vandige Opløsning er blaa eller i gjennemfaldende Lys rød.

Chromsure Salte (Chromater)

opstaa ved Smeltning af alle Chromforbindelser med kulsure Alkalier under Luftens Adgang eller ved Tilsætning af lidt Salpeter; af Chromtveiltesalte desuden ved Opløsning i kold Natron og Tilsætning af Chlornatron, Brom, manganoversurt Kali o. l. Omvendt blive Opløsninger af chromsure Salte i Syrer grønne under Dannelse af Chromtveiltesalte ved Tilledning af Svovlbrinte (S. 124 ø.) eller Svovlsyrling (S. 127 m.). De normale chromsure Salte ere sædvanlig gule. Egentlig sure Salte kjendes næppe, men derimod talrige Salte, som afledes af kondenserede Anhydrosyrer (S. 32), især af Dichromsyren, $H_2Cr_2O_7$, der dog ikke kjendes som saadan. De dichromsure (ogsaa kaldet tvechromsure) Salte ere sædvanlig orangerøde. Chromaterne ere hyppig isomorfe med Sulfaterne (saaledes ere K_2CrO_4, $Na_2CrO_4,10H_2O$, $MgCrO_4,7H_2O$ isomorfe med de tilsvarende svovlsure Salte) og stemme ogsaa hyppig med dem i Opløselighed; saaledes ere de chromsure Alkalier og chromsur Magnesia letopløselige, chromsur Kalk tungtopløseligt, chromsur Baryt og chromsurt Blyilte uopløselige. Af de fleste tunge Metaller kjendes dog kun uopløselige basiske Salte, der sædvanlig ere røde, rødbrune eller brune og efter Omstændighederne af meget vexlende Sammensætning.

Kaliumchromat, K_2CrO_4 (normalt chromsurt Kali), faaes ved til en Opløsning af det svovlsyrefrie Dichromat at sætte lidt mere end den beregnede Mængde kulsurt Kali og derpaa inddampe til Krystallisation. Citrongule Krystaller, som ere isomorfe med Kaliumsulfat og krystallisere sammen dermed i alle Forhold. Saltet opløses i 2 Dele koldt Vand. Ved Opvarmning bliver det orangerødt og

kan smelte i Glødhede uden Forandring. Opløsningen er selv ved stærk Fortynding gul, men bliver ved Syrer, selv Kulsyre, rødgul under Dannelse af Dichromat.

Kaliumdichromat, $K_2Cr_2O_7$ (tvechromsurt, ogsaa surt chromsurt Kali), fremstilles i det store af Chromjernsten, som nemlig i fint pulveriseret Tilstand blandes med 3 D. kulsur Kalk, $^1/_2$ D. kulsurt Kali og $^1/_2$ D. svovlsurt Kali og glødes i Flammeovne under rigelig Adgang af Luft. Herved omdannes Jernet til Jerntveilte, Chromet til chromsur Kalk og chromsurt Kali. Den store Mængde Kalk skal hindre Massen i at smelte eller sintre sammen. Ved Udtrækning med Vand omsætter den chromsure Kalk sig med det svovlsure Kali, saa at det vandige Udtræk væsentlig indeholder chromsurt Kali, som derpaa ved Tilsætning af en passende Mængde Svovlsyre omdannes til Kaliumdichromat. Dette krystalliserer ved Afkøling og renses ved Omkrystallisation. Saltet danner store, orangerøde, trikliniske Tavler, der i Natriumlys ere farveløse. 100 Dele Vand opløse ved 0^0 5, ved 100^0 102 Dele Salt. Kaliumdichromat smelter længe før Glødhede og afgiver i Hvidglødhede Ilt under Dannelse af Kaliumchromat og Chromtveilte (S. 324). Ved Ophedning med Svovlsyre danner det Kaliumchromidsulfat og Ilt: $K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 = K_2SO_4,Cr_23SO_4 + 4H_2O + 3O$ (sml. Chromalun, S. 328 n.). Koges en Opløsning af Kaliumdichromat en kort Tid med Overskud af Saltsyre, saa udskilles ved Afkøling det saakaldte chlorchromsure Kali ,$KO.CrO_2.Cl$ (Kaliumchlorochromat), i glindsende, brungule Tavler: $K_2Cr_2O_7 + 2HCl = 2KCrO_3Cl + H_2O$. Men ved længere Tids Kogning med Saltsyren udvikles Chlor og dannes Chlorkalium og Chromidchlorid: $K_2Cr_2O_7 + 14HCl = 2KCl + Cr_2Cl_6 + 3Cl_2 + 7H_2O$. Langt lettere og under en meget betydelig Varmeudvikling skeer dette ved at ovegyde pulveriseret Kaliumchromat med Vinaand og tilsætte stærk Saltsyre; herved bliver Chloret ikke frit, men afbrinter Vinaanden til Aldehyd.

Baryumchromat, $BaCrO_4$, faaes som et lysegult Bundfald ved Fældning af et opløseligt Baryumsalt med chromsurt eller dichromsurt Kali. Paa analog Maade fremstilles:

Blychromat, $PbCrO_4$, der er mørkere gult og anvendes meget som Farvestof (Chromgult). Det findes undertiden krystalliseret i Naturen som Rødblymalm. Ved Behandling med kold Natron og paa flere andre Maader dannes det anhydrobasiske Salt $(Pb.O.Pb)CrO_4$ som et smukt rødt Pulver, der ligeledes benyttes som Malerfarve (Chromrødt, Chromcinnober).

Sølv- og Merkurosaltene dannes ligeledes ved Dobbeltdekomposition som røde eller rødbrune, i Vand uopløselige Bundfald. Sølvsaltet er letopløseligt, Merkurosaltet næsten uopløseligt i fortyndet Salpetersyre.

Isomorfier i Magnium-Jern-Gruppen.

Ilterne RO, hvori R = Mg, Cd, Ni, Mn eller Cu, ere regulære, ZnO og BeO hexagonale og isomorfe.

Sulfiderne RS. ZnS (Blende) og MnS ere regulære; ZnS (Wurtzit), CdS (Greenockit) og NiS (Millerit) ere hexagonale og isomorfe.

Chloriderne, $RCl_2,6H_2O$, hvori R = Mg, Co, Ni, ere isomorfe (monokliniske).

$RCl_2,4H_2O$. Mangansaltet er dimorft og i sin sjældneste Form isomorft med Jernsaltet (monoklinisk).

Dobbeltchloriderne og -Fluoriderne:

$RCl_2,SnCl_4,6H_2O$ (R = Mg, Mn, Ni, Co);
$RCl_2,PtCl_4,6H_2O$ (R = Mg, Zn, Cd, Cu, Ni, Co, Mn, Fe);
$RF_2,SiF_4,6H_2O$ (R = Mg, Zn, Cu, Ni, Co, Mn),

ere isomorfe og krystallisere i Rhomboedre paa meget nær 127°. Sml. ogsaa S. 201.

Sulfaterne falde i forskjellige typiske Former, af hvilke de vigtigste ere:

$RSO_4,7H_2O$. Rhombiske. R = **Mg**, **Zn**, Ni.
$RSO_4,7H_2O$. Monokliniske. R = **Fe**, **Co** og ved lav Temp. Mn.
$RSO_4,6H_2O$. Monokliniske. R = Mg, Zn, Co, Ni (alle ved 40–60°).
$RSO_4,5H_2O$. Trikliniske. R = **Cu**, **Mn**.

Men ved Isomorfierne mellem Sulfaterne maa desuden mærkes: 1. at mange af disse Salte kunne krystallisere sammen i forskjellige Forhold og i forskjellig Form. Saa-

ledes krystallisere Zink- og Mangansulfat sammen i mange Forhold i Zinkvitriolens rhombiske Form; Ferrosulfat med et vist Overskud af Magnium- eller Zinksulfat ligeledes. Ferro- og Mangansulfat og ligeledes Jern- og Kobbervitriol krystallisere i mange Forhold sammen i Jernvitriolens Form, og det samme er endog Tilfældet med forskjellige Blandinger af Zink- og Mangan- eller Kobbervitriol. Blandinger af Zink-, Magnium- og Ferrosulfat med et vist, ikke for ringe Overskud af Kobbervitriol krystallisere i dette Salts Form. — 2. At hos de analoge selensure Salte ofte en Form er almindelig, som er sjælden eller mangler hos Sulfatet. Saaledes er selensurt Koboltilte isomorft med Kobbervitriol; selensur Magnesia krystalliserer sædvanlig monoklinisk med $6H_2O$; selensurt Zinkilte er tetragonalt og isomorft med $NiSO_4,6H_2O$ (S. 295), medens Formen ellers ikke synes at forekomme hos Sulfaterne. — 3. At et Salt, der krystalliserer i en af de typiske Former, meget hyppig, naar dets overmættede Opløsning berøres med et Salt af en anden Type, kan bringes til at krystallisere i dennes Form.

Dobbeltsulfater. Hele Rækken undtagen Beryllium danner med Sulfaterne af Kaliumgruppen isomorfe og monokliniske Dobbeltsalte, $R_2SO_4,RSO_4,6H_2O$. Kun Kaliummangansaltet mangler.

Nitraterne, $R(NO_3)_2,6H_2O$, hvori R = Mg, Co, Ni, krystallisere i samme monokliniske Form.

Apatiter (S. 248 ø.) ere fremstillede af Mg, Mn, Fe, Wagneriter (smst.) af Mg og Mn.

Karbonaterne, RCO_3, hvori R = Mg, Zn, Ni, Co, Fe, Mn, krystallisere alle i Kalkspatens Form.

Silikater. Her mærkes blot, at Willemit (Zn_2SiO_4) og Fenakit (Be_2SiO_4) krystallisere i samme hexagonale Form.

Isomorfier i Aluminium-Jern-Gruppen.

Ilterne, R_2O_3, hvori R = Al, Fe, Cr, krystallisere i samme hexagonale Form. Mn_2O_3 (Braunit) er tetragonal, men ligesom Rhomboedret hos de førstnævnte meget

nærmer sig Tærningen, er Mangantveiltets tetragonale Form meget nær lig Regulæroktaedret.

Hydroxyderne, R_2O_3,H_2O, hvor R = Al og Fe, ere isomorfe og rhombiske; Mn_2O_3,H_2O betragtes som isomorf med de andre, dog er Formen noget afvigende.

Dobbeltilter. Forbindelser af Ilterne af denne Gruppe med Ilterne af Magniumgruppen, altsaa Salte af ovenstaaende Hydroxyder, krystallisere regulært, især i Oktaedre og Tærninger. Hertil høre bl. a. RO,Al_2O_3, hvori R = Mg, Zn, Co, Fe, Mn; RO,Fe_2O_3, hvori R = Mg, Zn, Fe; RO,Cr_2O_3, hvori R = Mg, Zn, Fe, Mn; fremdeles NiO,Ni_2O_3, CoO,Co_2O_3. — MnO,Mn_2O_3 (Hausmannit) er tetragonal, BeO,Al_2O_3 (Chrysoberyl) rhombisk.

Sulfaterne, $R_2.3SO_4,17H_2O$, hvori R = Al, Cr, krystallisere i Regulæroktaedre.

Dobbeltsulfater, $\overset{I}{R_2}SO_4,\overset{VI}{R_2}SO_4,24H_2O$, (Aluner). Af Aluminium kjendes Aluner med $\overset{I}{R}$ = Na, NH_4, K, Cs, Tl, Ag, af Gallium og Indium kun Ammoniakaluner, af Jern Aluner med $\overset{I}{R}$ = NH_4, K, Tl, af Chrom Aluner med $\overset{I}{R}$ = NH_4, K, Rb, Tl. Ogsaa mange Selensyrealuner ere bekjendte.

Silikater. Af disse mærkes Granaterne, som altid krystallisere regulært og sædvanlig i Rhombedodekaedre. De kunne altid betragtes som $3\overset{II}{R}O,\overset{VI}{R_2}O_3,3SiO_2$, hvori $\overset{II}{R}$ = Ca, Mg, Fe, Mn; $\overset{VI}{R_2}$ = Al_2, Fe_2, Cr_2, (Mn_2). Forbindelser, hvori $\overset{II}{R}$ eller $\overset{VI}{R_2}$ er et enkelt Metal, ere sjældne; næsten altid foreligge isomorfe Blandinger.

Sølvgruppen.

Hertil regne vi Kobber, Sølv og Kvægsølv med Atomtallene:

Cu 63,3 Ag 107,9 Hg 200,4.

I Modsætning til alle de foregaaende Metaller forekomme disse ret jævnlig i fri Tilstand i Naturen, hvad der staaer

i Forbindelse med, at de ere mindre elektropositive end de foregaaende. De sønderdele ikke eller næppe Vanddamp i Glødhede. De opløses ikke af fortyndet Svovlsyre eller Saltsyre og have meget større Tilbøjelighed til at forene sig med Svovl end med Ilt. Sølvets og Kvægsølvets Ilter sønderdeles endog fuldstændig ved simpel Opvarmning. Metallernes Vf., Smeltelighed og Flygtighed tiltage i samme Orden som Atomtallene. — Kobber og Kvægsølv ere divalente, og med divalente Enkeltatomer optræde de i Kuprid- og Merkuridforbindelserne, af hvilke de første i alle væsentlige Henseender slutte sig til Magniumgruppens Forbindelser (se S. 265 n., 266 og 331), medens Merkuridforbindelserne vel i det hele have en tilsvarende Sammensætning og Opløselighed, ligesom Chloridets Damptæthed svarer til Formlen $HgCl_2$, men dog i mange Henseender indtage en Særstilling og overhovedet ikke vise fremtrædende Analogier med noget andet Metals Forbindelser. — Men desuden optræde Kobber og Kvægsølv med divalente Dobbeltatomer $(Cu_2)^{II}$ og $(Hg_2)^{II}$ (se S. 22 n. og 45), og det er i de herhenhørende Forbindelser (Kupro- og Merkuroforbindelser), at de slutte sig til Sølv, uagtet vi ikke have Grund til at antage andet, end at Sølvatomet er monovalent, saa at Sammenhængen vel er en lignende som mellem Ferrid- og Chromidforbindelserne paa den ene og Aluminiumgruppens Forbindelser paa den anden Side. Dog er der ogsaa Mulighed for, at baade Sølvet og de ved Isomorfier (S. 239 n. og 240) dermed forbundne Natrium og Lithium ligeledes optræde med divalente Dobbeltatomer. Kupro-, Sølv- og Merkurochlorid ligesom de tilsvarende Bromider og Jodider ere uopløselige i Vand; Sølv- og Merkurosulfat ere tungtopløselige. Sølvforbindelserne ere de mest bestandige; derefter følger Merkuroforbindelserne, men disse sønderdeles dog ofte let til Merkuridforbindelser og Kvægsølv, f. Ex. $Hg_2Cl_2 = HgCl_2 + Hg$, ja undertiden foregaaer Spaltningen i selve Dannelsesøjeblikket, saa at vedkommende Merkuroforbindelse slet ikke kjendes, saaledes f. Ex. $Hg_2S = HgS + S$. Ganske saaledes spaltes

Kuprooxyd, Cu_2O, meget let til $CuO + Cu$, og dette foregaaer netop i Berøring med de fleste Iltsyrer, saa at vi kunne sige, at næsten alle Kuprosalte af Iltsyrer sønderdeles ganske analogt med de nævnte Merkuroforbindelser. Ejendommeligt for denne Metalgruppe er ogsaa, at Hydroxyderne fattes (Ag, Hg) eller dog paafaldende let gaa over til Anhydrid (Cu).

Kobber. Cu = 63,3.

Kobber *forekommer* i Modsætning til alle foregaaende Metaller ret jævnlig gediegent, især i stor Mængde ved Øvresøen i Nordamerika og, blandet med Kvartssand, som Kobbersand i Chile. Den vigtigste Kobbermalm er Kobberkies, $CuFeS_2$. Ogsaa Kobberglands, Cu_2S, og især flere Dobbeltsulfider deraf, navnlig broget Kobbermalm, $3Cu_2S,Fe_2S_3$, ere hyppige. Disse Malme findes især i Sverig-Norge, Ural, Kaukasus, Altai, Cornwall, Amerika. Af mindre Betydning ere de iltede Malme: Kobberforilte, Cu_2O (rød Kobbermalm; især i Sydaustralien), de basiske Karbonater Malachit (Ural) og Kobberlasur (Sydaustralien), samt basisk Kobberchlorid (Atakamit, Chile). Desuden forekommer Kobber som Kobbertveilte, CuO, Kobbertvesulfid, CuS, kiselsurt Kobbertveilte o. m. a. Kobbertveiltesalte. Spor af Kobber findes i mange Mineralvande og i flere Plante- og Dyrestoffer.

Kobber *vindes* fortrinsvis af sine svovlede Malme. De iltede reducerer man kun undtagelsesvis ved Nedsmeltning med Kul, sædvanlig blandes de med de svovlede. Disse indeholde i Almindelighed meget Jern, og Kobberets Udvinding, som er en temmelig indviklet Proces, beroer væsentlig paa, at Kobber lettere forener sig med Svovl end med Ilt, medens Jern og de fleste andre Metaller lettere forene sig med Ilt end med Svovl, især ved Nærværelse af Kiselsyre. Derfor ristes Malmene, hvorved en Del af Svovlet brænder bort og især Jernet iltes. Dernæst smeltes de med kiselsyrerige Tilslag og Kul, hvorved største Delen af Jernet

gaaer i Slaggen som letsmeltelige Jernsilikater, medens det nederste Lag, „Kobberstenen“, indeholder næsten alt Kobberet, tildels i Forbindelse med Svovl, og betydelig mindre Jern end Malmen. Kobberstenen underkastes paa ny, og er den meget uren, gjentagne Gange de samme Operationer, og tilsidst ophedes Produktet (Sortkobber) under Luftens Adgang, hvorved de endnu tilstedeværende fremmede Stoffer iltes, men Kobberet selv tillige let kommer til at indeholde Kobberforilte, som gjør det skørt. For at reducere dette rører man om i det smeltede Metal med en Birkestang („Poling“; af pole, en Stang), hvorpaa Kobberet støbes i Former af Støbejern. De metallurgiske Operationer udføres efter Omstændighederne i Flamme- eller Skaktovne af meget forskjellig Form, dog saaledes at Malmenes Ristning mest skeer i Skaktovne, idet Svovlsyrlingen anvendes til Svovlsyre, Raffineringen af Sortkobberet derimod mest i Flammeovne.

Fattige Malme behandles paa den vaade Vej, idet de iltede udtrækkes med Saltsyre, medens de svovlede ved Forvitring eller Ristning give Kobbersulfat, som udtrækkes med Vand. Den i Svovlsyrefabrikerne anvendte Svovlkies indeholder hyppig Kobber; efter Bortbrænding af Svovlet ristes Resten med Kogsalt, hvorved dannes Kobbertvechlorid, som opløses i Vand. Af alle disse Opløsninger ligesom af Vandet i Kobbergruberne, som hyppig indeholder Kobbervitriol, udskilles Kobberet ved metallisk Jern („Cæmentkobber“).

Kobberproduktionen kan anslaaes til 50000 Tons aarlig.

Rent Kobber fremstilles lettest ved galvanisk Udfældning eller ved Reduktion af Kobbertveilte i Brint.

Egenskaber. Kobber skiller sig fra alle andre Metaller ved sin røde Farve. I sammenhængende Stykker har det en stærk Glands; i meget tynde Blade (uægte Bladguld) er det gjennemsigtigt med blaalig Farve. Det krystalliserer regulært og er meget stærkt, smidigt og strækkeligt. Vf. 8,9. Smp. omtr. 1100°. Det smeltede lyser med grønt Lys og indsuger reducerende Luftarter (Brint, Kulilte, Kulbrinter), som det ved Størkningen afgiver under Sprøjtning.

Næst efter Sølv er Kobber det Metal, som leder Varme og Elektricitet bedst. I tør Luft holder det sig, men i almindelig Luft overtrækkes det med et grønt Lag af anhydrobasisk Karbonat, Er (S. 344). Ved Ophedning i Luft løber det an med Regnbuefarver og ilter sig derpaa først til „Kobberhammerslag" af noget vexlende Sammensætning (de ydre Lag indeholde mest Kobbertveilte, de indre væsentlig Kobberforilte), ved fortsat Iltning til sort Kobbertveilte. I rent, luftfrit Vand holder det sig, men ved Tilstedeværelse af Luft og Syrer eller Ammoniak opløser det sig. Af Havvand angribes det overfladisk under Dannelse af basisk Kobbertvechlorid. Det sønderdeler ikke Vanddamp ved nogen Temperatur. I koncentreret Saltsyre opløses fintdelt Kobber i ringe Grad under Brintudvikling som Kobberforchlorid; i koncentreret Jodbrinte let paa analog Maade. Varm fortyndet Svovlsyre paavirker ikke Kobber (naar Luften ikke har Adgang), men med varm og stærk Svovlsyre dannes let Kobbervitriol og Svovlsyrling (S. 126). Fortyndet Salpetersyre opløser let Kobber under Varmeudvikling og Dannelse af Kupridnitrat og Kvælstoftveilte (S. 143), Kongevand ligeledes under Dannelse af Kupridchlorid. Med de elektronegative Grundstoffer forener Kobber sig let, især med Svovl. Kobberets Forbindelser ere giftige.

Kobber *anvendes* især til Smedearbejde, Mønter og Traad. Da det under Luftens Adgang opløses selv af svage Syrer som Eddikesyre, bør Kogekar af Kobber være godt fortinnede (S. 196). Til Støbning egner Kobber sig ikke. Af dets Legeringer ere flere allerede nævnte, saaledes Aluminiumbronze (S. 281) og Nysølv (S. 293); men endnu vigtigere ere dets Legeringer med Zink (Messing, Tombak o. fl.) og med Tin (Bronze). Almindeligt Messing indeholder omtr. 30 Proc. Zink og er kun smidigt i Kulden; det saakaldte Yellow Metal indeholder 40 Proc. Zink og er ogsaa smidigt i Heden; Tombak og flere guldlignende Legeringer indeholde højst 18 Proc. Zink. Af Bronzerne mærkes: Kanonmetal med 10 Proc. Tin;

Staalbronze, der har en lignende Sammensætning, men bearbejdes paa en egen Maade, Klokkemetal med 20, Spejlmetal med 33 Proc. Tin. At Bronzerne kunne forbedres ved Tilsætning af lidt Fosfortin (Fosforbronze) er allerede nævnt S. 205 n. Statuebronze indeholder omtr. 87 Proc. Kobber, 7 Tin, 3 Zink og 3 Bly; yore Bronzemønter 95 Proc. Kobber, 4 Tin og 1 Zink.

Kobber har været kjendt fra de ældste Tider.

Kobberets Ilter og Hydroxyder.

Af Kobberets Ilter mærkes: Kobberforilte, Cu_2O, og Kobbertveilte, CuO.

Kobberforilte, Cu_2O (Kuprooxyd), findes naturligt som rød Kobbermalm, ofte tæt, ofte i Regulæroktaedre. Det danner det brune Overtræk paa nyt Kobbersmedearbejde og fremstilles 1. ved Smeltning af Kobberforchlorid med tørt kuls. Natron ($Cu_2Cl_2 + Na_2CO_3 = 2NaCl + Cu_2O + CO_2$) og Udvaskning med Vand. 2. Ved Reduktion af alkaliske Opløsninger af Kobbertveilteforbindelser med organiske Stoffer, som herved iltes. Sættes saaledes Druesukker og derpaa Natron til en Kobbervitriolopløsning, faaes intet Bundfald af Kobbertveiltehydrat, men en klar, blaa Vædske, som ved Opvarmning i Vandbad udskiller Kobberforilte. Dette er et intensivt rødt Pulver, som er uopløseligt i Vand. I Saltsyre opløses det som Kobberforchlorid og skiller sig herved fra metallisk Kobber. Paa lignende Maade virke de andre Haloidsyrer, men af de fleste Iltsyrer sønderdeles Kobberforilte som et Underilte (S. 89) til Metal og Kobbertveiltesalt. **Kobberforiltehydrat** (Kuprohydroxyd) faaes som et orangegult Pulver ved at sønderdele Kobberforchlorid med Natron, og ilter sig let i Luften.

Kobbertveilte, CuO (Kupridoxyd), findes i Naturen, men ikke hyppigt, og fremstilles 1. ved længere Tids Glødning af Metallet i Luften; 2. ved svag Glødning af Hydroxydet, de kulsure eller salpetersure Salte. Det er et sort, noget hygroskopisk Pulver, som ved stærk Glødhede afgiver en Del af sin Ilt. Ved Opvarmning afgiver det let sin Ilt til

iltelige Stoffer (Brint, Kulstof og Kulstofforbindelser), hvorfor det anvendes til Elementæranalyse af organiske Stoffer. **Kobbertveiltehydrat,** $Cu(OH)_2$ (Kupridhydroxyd), faaes som et blaat Bundfald 1. ved at fælde et opløst Kobbertveiltesalt med Kali eller Natron i ringe Overskud, eller 2. bedre, og især fuldstændig alkalifrit, ved at sætte Ammoniak i Overskud til en Kobbervitriolopløsning, hvorved det først frembragte grønne Bundfald (anhydrobasisk Sulfat) opløses med mørkeblaa Farve, fælde denne Opløsning med Overskud af Natron og udvaske med lunkent Vand. Det efter (1) fremstillede bliver ved Kogning med Vædsken sortebrunt under Tab af Vand. Kobbertveiltehydrat er opløseligt i Ammoniak til en smukt mørkeblaa Vædske, der opløser Cellestof (Papir, Bomuld, Linned). „Bremerblaat", „Kalkblaat" o. fl. a. Farver bestaa væsentlig af Kobbertveiltehydrat, som oftest dog blandet med andre Stoffer.

Kobberets Svovlforbindelser.

Kobberforsulfid, Cu_2S (Kuprosulfid, Kobbersulfure), findes naturligt som Kobberglands (S. 335) i blygraa, rhombiske Prismer og dannes ved Forbrænding af opvarmet Kobber i Svovldamp. Selv ved Sammenrivning af 2 At. reduceret Kobber med 1 At. Svovlmælk forene de sig under Ildfænomen. Ved Sammensmeltning af Svovl og Kobber kan Forbindelsen faaes i Regulæroktaedre; den er altsaa dimorf (sml. S. 361 ø.). Den dannes ogsaa ved Glødning af Kobberets Ilter eller Sulfater med Svovl i en Brintstrøm.

Kobbertvesulfid, CuS (Kupridsulfid, Kobbersulfid), forekommer sjældnere i Naturen som Kobberindigo og er i Reglen ikke krystallinsk. Det kan ikke dannes ved Sammensmeltning af Bestanddelene, men faaes som et sortebrunt Bundfald ved Fældning af Kobbertveiltesalte med Svovlbrinte. Bundfaldet ilter sig let i Luften, afgiver $^1/_4$ af sit Svovl til Svovlnatrium, men opløses ellers ikke heri, men i ringe Grad i Svovlammonium; det opløser sig let i varm, fortyndet Salpetersyre til Kupridnitrat, men ikke i en Blanding af 1 Del Svovlsyre og 5 Dele Vand (Forskjel fra Svovl-

kadmium). Ved Glødning uden Luftens Adgang taber det Svovl og danner Kobberforsulfid.

Mange **Dobbeltsulfider** af Kobber forekomme naturligt, saaledes især den messinggule, tetragonale Kobberkies, CuS,FeS (S. 335); broget Kobbermalm, $3Cu_2S,Fe_2S_3$, der er rødlig, men som oftest anløben med brogede Farver; de regulært krystalliserende, næsten sorte Fahlertser, hvis Sammensætning er meget vexlende, men dog i Reglen $xR^{II}S, yR_2S, R^{III}_2S_3$, hvori $x+y=4$; R^{II} = Fe, Zn, Hg; R_2 = Cu_2 eller Ag_2; R^{III} = As, Sb.

Kobberforiltesalte (Kuprosalte).

Af disse kjendes væsentlig kun Haloidsaltene og nogle svovlsyrlige og svovlundersyrlige Salte, især Dobbeltsalte. De første ere i Reglen farveløse, de sidste hyppigst røde eller gule. Deres Opløsninger i Ammoniak ere farveløse, men blive hurtigt blaa i Luften under Optagelse af Ilt og Dannelse af Kupridammoniakforbindelser (S. 343), f. Ex. $Cu_2Cl_2 + 8NH_3 + O + H_2O = (4NH_3,\overset{II}{Cu})Cl_2 + (4NH_3,\overset{II}{Cu})(OH)_2$.

Kuprochlorid, Cu_2Cl_2 (Kobberchlorure, Kobberforchlorid), kan dannes ved Ophedning af Kobber i Underskud af Chlor og ved Glødning af Kobber i tør Chlorbrinte som en farveløs, smeltet Masse, men *fremstilles* sædvanlig ved at koge en Opløsning af Kobbertvechlorid (eller en Blanding af Kobbervitriol og Kogsalt) med Saltsyre og metallisk Kobber ($CuCl_2 + Cu = Cu_2Cl_2$) og hælde den næsten sorte Opløsning i udkogt Vand, hvorved Kobberforchloridet udskilles som et hvidt, krystallinsk Bundfald. Det vaskes med udkogt Vand, derpaa vandfrit med Iseddike og tørres ved 100°. Det krystalliserer i Tetraedre, bliver violet i Lyset, smelter i Rødglødhede og er flygtigt. Dets Damptæthed er normal ved de højeste Temperaturer. I fugtig Tilstand ilter det sig let til grønt anhydrobasisk Kobbertvechlorid af Atakamitens Sammensætning. Det opløser sig uden Luftens Adgang i koncentreret Saltsyre, Kogsaltopløsning eller Ammoniak til farveløse Vædsker, der yderst let ilte sig i Luften. Den saltsure Opløsning absorberer let Kulilte (S. 182 n.), den ammoniakalske Acetylen (S. 180 m.).

Kuprojodid, Cu_2J_2 (Kobberjodure, Kobberforjodid), dannes ved Tilsætning af Jodkalium til en Kobbertveiltesaltopløsning, idet det Kobbertvejodid, her egentlig skulde dannes, strax spaltes til Kobberforjodid og frit Jod: $CuSO_4 + 2KJ = K_2SO_4 + CuJ_2$ og: $2CuJ_2 = Cu_2J_2 + J_2$. Tilsættes derimod først mindst 1 Mol. Jernvitriol eller mindst $^1/_2$ Mol. Svovlsyrling, udskilles intet frit Jod:

$$2CuSO_4 + 2FeSO_4 + 2KJ = K_2SO_4 + Fe_2^{VI}.3SO_4 + Cu_2J_2$$
$$2CuSO_4 + H_2SO_3 + H_2O + 2KJ = K_2SO_4 + 2H_2SO_4 + Cu_2J_2.$$

Kobberforjodid er et hvidt, svagt brunligt Pulver, som er mere bestandigt end Chloridet.

Kiselsurt Kobberforilte farver Glas rubinrødt (S. 253).

Kobbertveiltesalte (Kupridsalte)

ere i vandfri Tilstand i Reglen hvide (Chloridet er dog gulbrunt), i vandholdig stærkt blaa eller grønne. Deres Opløselighedsforhold svare til Magnium- og Zinksaltenes. De i Vand opløselige rødne Lakmus. De ere næsten alle opløselige i Ammoniak med mørkeblaa Farve og danne herved Kupridammoniaksalte (se f. Ex. S. 344). Ogsaa ud af deres sure Opløsninger fælder Svovlbrinte alt Kobber som Kobbertvesulfid (se S. 339). I svagt sur Opløsning giver selv et Spor af et Kobbertveiltesalt et rødbrunt Bundfald med Ferrocyankalium (S. 188 n.).

Kupridchlorid, $CuCl_2$ (Kobberchlorid, Kobbertvechlorid), dannes ved Opløsning af Kobber i Kongevand eller af Kobbertveilte i Saltsyre. Den smaragdgrønne Opløsning giver ved Inddampning og Afkøling grønne rhombiske Krystaller med $2H_2O$, der let gaaer bort ved 100^0, hvorved Saltet bliver gulbrunt. Saltet er meget letopløseligt i Vand; det opløses ogsaa af Vinaand, og naar denne Opløsning tændes, brænder Vinaanden med grøn Flamme. Den vandige Opløsning er i koncentreret Tilstand grøn, i fortyndet blaa. Den grønne Opløsning bliver ogsaa blaa ved Afkøling, den blaa grøn ved Opvarmning. Den koncentrerede Opløsning bliver ved stærk Saltsyre gul.

Anhydrobasisk Kupridchlorid, $3CuO,CuCl_2,4H_2O$, forekommer naturligt som den grønne Atakamit (S. 335), snart tæt, snart i rhombiske Krystaller. Den samme Forbindelse dannes ved Iltning af fugtigt Kobberforchlorid i Luften: $3Cu_2Cl_2 + 3O = 3CuO,CuCl_2 + 2CuCl_2$, og fremstilles som „Brunsvigergrønt" ved at befugte Kobberblik med Saltsyre eller Salmiakopløsning og udsætte det for Luftens Indvirkning.

Kupridsulfat, $CuSO_4,5H_2O$ (svovlsurt Kobbertveilte, Kobbervitriol, Blaasten), forekommer jævnlig i Naturen baade krystalliseret og i Opløsning, idet det dannes ved Forvitring af kobberholdig Svovlkies. Det fremstilles ogsaa hyppig i det store ved Ristning af svovlede Kobbermalme eller ved Opløsning af sølv- eller guldholdigt Kobber i varm, fortyndet Svovlsyre under Luftens Adgang, hvorved de ædle Metaller blive tilbage. Ligeledes vindes det i stor Mængde som Biprodukt ved Affinering af guldholdigt Sølv eller sølvholdigt Guld (S. 362 ø.). Rent faaes det ved Opløsning af Kobber enten 1. i varm, stærk Svovlsyre, naar man har Brug for den samtidig dannede Svovlsyrling (S. 126 m.), eller 2. i en Blanding af fortyndet Svovlsyre og fortyndet Salpetersyre, hvortil kun kræves svag Varme: $3Cu + 3H_2SO_4 + 2HNO_3 = 3CuSO_4 + 2NO + 4H_2O$. Saltet krystalliserer let i store, smukt blaa, trikliniske Krystaller, som ere letopløselige i Vand. 100 Dele Vand opløse ved 10° 37, ved 100° 203 Dele Salt. Det danner overmættede Opløsninger, af hvilke det i Berøring med en Krystal af Jernvitriol udskiller sig i dettes Form med $7H_2O$, i Berøring med en tetragonal Krystal af Nikkelsulfat i dette Salts Form med $6H_2O$. Ved Opvarmning taber Kobbervitriol let 4 Mol. Vand; det sidste gaaer først bort ved 200°. I Glødhede sønderdeles Saltet. Det vandfrie Salt er hvidt, men bliver let blaat med Vand, hvorfor det benyttes til at paavise Tilstedeværelse af Vand, f. Ex. i Vinaand. Det tiltrækker ligeledes tør Chlorbrinte og bruges derfor til at befri Luftarter for Chlorbrinte. Kobbervitriol anvendes i stor Maalestok i Galvanoplastiken, desuden til Fremstilling af de fleste Kobberpræparater, i Farveriet og i Medicinen. Det virker desinficerende og antiseptisk og bruges derfor i ganske fortyndet Opløsning til at befri Saahvede for Svampsporer.

Med Sulfaterne af Kaliumgruppen danner det lyseblaa, monokliniske Dobbeltsalte af den sædvanlige Type med $6H_2O$.

Kupriddiaminsulfat, $4NH_3,CuSO_4,H_2O$ (svovlsurt Kobberilte-Ammoniak), faaes let som et mørkeblaat Krystalpulver ved at opløse Kobbervitriol i Ammoniakvand og fælde den mørkeblaa Opløsning med Vinaand eller ved at mætte den med Ammoniak; i store Krystaller ved forsigtig at hælde et Lag Vinaand over Opløsningen og lade det hele staa hen. Saltets rationelle Formel er $\overset{II}{Cu}\cdot\overset{V}{\underset{NH_3.NH_3}{NH_3}}.NH_3:SO_4,H_2O$, og man kjender en stor Række Salte, hvori det samme divalente, metallignende Radikal, Kupriddiammonium $= \overset{II}{Cu}\cdot\overset{V}{\underset{NH_3.NH_3}{NH_3}}.NH_3-$ forekommer. Paa Dannelse af disse Forbindelser beroer det, at næsten alle Kobbertveiltesalte opløses i Ammoniak med mørkeblaa Farve. De ere alle temmelig ubestandige, især overfor Syrer. Ved 149° afgiver Sulfatet Ammoniak og efterlader det grønne Kupridaminsulfat, $\overset{II}{Cu}\cdot\underset{NH_3}{NH_3}:SO_4$. Ogsaa hertil svarer en Række Salte, som dog ere meget ubestandige. Vi skulle senere see, at Platin danner meget bestandige Salte, som ere analoge med begge Rækker.

Kupridnitrat, $Cu(NO_3)_2$ (salpetersurt Kobbertveilte), faaes ved Opløsning af Kobber i fortyndet Salpetersyre. Opløsningen afsætter over 26° Prismer med $3H_2O$, under 26° Tavler med $6H_2O$. Begge Salte ere blaa, henflydende og virke stærkt ædsende og iltende. Papir gjennemtrængt med Opløsningen tændes langt under Glødhede. Anvendes i Farveriet.

Kupridarsenit, $CuHAsO_3$ (Scheele's Grønt), faaes som et lysegrønt Bundfald ved at fælde Kobbervitriol med arsensyrligt Natron. Det er ligesom det smukkere „Schweinfurtergrønt", hvoraf det udgjør en Bestanddel, i høj Grad giftigt.

De i Naturen forekommende brunliggrønne, basiske Salte, $Cu.PO_4.Cu(OH)$ (Libethenit) og $Cu.AsO_4.Cu(OH)$ (Olivenit) ere isomorfe.

Kupridkarbonat (kulsurt Kobbertveilte). Det normale

Salt kjendes ikke. — a. $CuCO_3, Cu(OH)_2$ findes naturligt som den smukt grønne, ofte stribede Malachit (S. 335), der anvendes til skaarne og slebne Gjenstande, som Kobbermalm og pulveriseret som Farvestof. Samme Sammensætning antager det Bundfald, der faaes ved i Kulden at fælde Kobbertveiltesalte med Sodaopløsning, ved Udvaskning, Henstand eller Opvarmning. Ogsaa Er er sammensat saaledes. — b. $2CuCO_3, Cu(OH)_2$ findes naturligt som den smukt mørkeblaa Kobberlasur, der anvendes som Kobbermalm og som Farvestof.

Sølv. Ag = 107,9.

Sølv *forekommer* ofte gediegent, snart i Krystaller, snart i Plader eller i grenede og traadede Former, undertiden i anseelige Klumper (Kongsberg, Øvresøen) og ikke sjældent guldholdigt (Kongsberg). De vigtigste Sølvmalme ere dog Svovlforbindelser, idet Svovlsølv, Ag_2S, enten forekommer som saadant (Sølvglands) eller i Forbindelse med andre Svovlmetaller, især Kobberforsulfid, Svovlbly, Arsen- eller Antimontrisulfid. Til de sidste høre lys Rødgylden, Ag_3AsS_3, mørk Rødgylden, Ag_3SbS_3, og flere andre, ogsaa Fahlertserne (S. 340). Disse Malme findes i Europa ved Kongsberg, Sala, i Erzgebirge og Harzen, Ungarn, Spanien, desuden i det asiatiske Rusland, men især i Amerika (nordamerikanske Veststater, Mexiko, Peru, Bolivia og Chile). Ogsaa forekommer Sølv som Chlor-, Brom- og Jodsølv, især i Mexiko, Colorado og Sydamerika, samt, dog sjældent, i Forbindelse med Kvægsølv, Arsenik, Antimon, Vismut, Selen og Tellur. I Havvandet findes det i meget ringe Mængde (1 Mgr. paa 100 Lit.).

Sølv *vindes* paa flere forskjellige Maader end noget andet Metal, nemlig:

1. Ved at legere det med Bly. Det af Blyglands vundne „Værkbly“ (S. 258) er sædvanlig sølvholdigt, men da Sølv særdeles let danner Legeringer med Bly, smeltes desuden sølvholdige Malme sammen med Bly, eller man

udsmelter dem sammen med Blymalme, og af Sølvblylegeringen fremstiller man saa Sølvet ved Afdrivning, idet Legeringen smeltes i Blæsevind i Flammeovne, hvorved Blyet iltes til Sølverglød (S. 259), som i smeltet Tilstand flyder af, medens Sølvet som ædelt Metal ikke ilter sig. Naar det smeltede Sølvs Overflade endnu kun er bedækket med et meget tyndt Lag smeltet Blyilte, spiller dette paa et vist Punkt med prægtige Regnbuefarver, som pludselig forsvinde, idet Sølvet viser sig skinnende hvidt (Sølvet „blikker", „Bliksølv"). Ligefrem Afdrivning lønner sig dog ikke, naar Værkblyet indeholder mindre end $^1/_3 - ^1/_4$ Promille Sølv. I saa Fald tilvejebringer man et sølvrigere Værkbly ved følgende Fremgangsmaader: — a. Pattinsonering. — Her lader man det smeltede sølvholdige Bly langsomt afkøles, hvorved sølvfrit Bly udkrystalliserer, medens en sølvrigere Blylegering holder sig flydende (sml. S. 76). Ved systematisk Krystallisation og ved at øse Blykrystallerne ud eller lade den lettere smeltelige Legering flyde fra, faaes denne tilsidst med et Indhold af omtrent 1,6 Proc. Sølv, hvorefter den afdrives. Hyppigere anvendes dog — b. Parkes' Methode, hvorefter det sølvholdige Bly i smeltet Tilstand røres sammen med en ringe Mængde Zink, som da optager Sølvet og udskiller sig foroven som „Zinkskum". Dette tages af og glødes sædvanlig i Vanddamp, hvorved dannes Zinkilte og Brint samt et sølvrigt Værkbly, der afdrives.

2. Ved Ristning af Malmene med Kogsalt. Herved dannes ved Indvirkning af Luftens Ilt paa Malmenes Svovl og paa Kogsalt frit Chlor ($2NaCl + S + 2O_2 = Na_2SO_4 + Cl_2$), som omdanner Malmenes frie Sølv og Svovlsølv til Chlorsølv. Dette sidste kan udtrækkes — a. med en stærk Kogsaltopløsning, hvoraf Sølvet da udskilles med Kobber; eller — b. med en Opløsning af svovlundersyrlig Kalk (sml. S. 220), hvoraf Sølvet da udskilles med Svovlkalcium som Svovlsølv, der derpaa oparbejdes videre. Eller man kan endelig — c. omdanne Chlorsølvet til Sølvamalgam, idet den ristede Masse tilligemed Vand, Smedejernsaffald og Kvægsølv bringes i roterende Tønder, hvorved: $2AgCl + Fe = FeCl_2 + 2Ag$, og det udskilte Sølv optages af Kvægsølvet, som senere fradestilleres.

3. Ved Amalgamering af den ikke ristede Malm. — a. I Mexiko males Malmen med Vand og blandes efter hinanden med Kogsalt, „Magistral“ (ristet Kobberkies, hvis væsentligste Bestanddel her er Kobbersulfat) og Kvægsølv. Massen gjennemarbejdes ved en Gjennemtrampning af Muldyr eller Heste, og efter 2—3 Uger opslemmes den med Vand, hvorved Sølvamalgamet sætter sig tilbunds. Dette skilles fra frit Kvægsølv ved Presning i Sække af Læder eller Lærred, hvorpaa Amalgamet befries for Kvægsølv ved Destillation. De chemiske Processer her foregaa, ere indviklede og endnu ikke fuldstændig opklarede, men kunne antages væsentlig at være følgende: 1) $CuSO_4 + 2NaCl = Na_2SO_4 + CuCl_2$. 2) Kobbertvechloridet reduceres af Kvægsølv eller andre Metaller i Massen til Kobberforchlorid, Cu_2Cl_2. 3) $Ag_2S + Cu_2Cl_2 = CuS + 2Ag + CuCl_2$. 4) $2AgCl + Cu_2Cl_2 = 2Ag + 2CuCl_2$. Det ved de to sidstnævnte Processer dannede Kobbertvechlorid reduceres paa ny, medens Sølvet forener sig med Kvægsølvet. — b. I de nordamerikanske Veststater udføres Amalgamationen ved at male de knuste Malme med Kvægsølv i lukkede Jernpander med en Jernløber og under Tilledning af Damp. Sølvets Reduktion skeer ved Jernet og især ved det fintdelte Jern, der ved Slid gaaer over i Massen; Processen understøttes ofte ved Tilsætning af Kobbervitriol og Kogsalt, altsaa Kobbertvechlorid, som af Jernet reduceres til Kobberforchlorid, der da virker ligesom ved den mexikanske Proces.

4. Ved Udludning af Malmene med en Opløsning af svovlundersyrligt Kobberforilte-Natron, $2Na_2S_2O_3,3Cu_2S_2O_3,5H_2O$. Dette gule Dobbeltsalt udskilles ved at blande stærke Opløsninger af Kobbervitriol og svovlundersyrligt Natron under samtidig Dannelse af tetrathionsurt Natron (sml. S. 126 ø.). Efter Frahældning af Moderluden opløses Saltet i fortyndet svovlundersyrligt Natron. Denne Vædske opløser baade metallisk Sølv og Svovlsølv, det sidste under Udfældning af Kobberforsulfid. Methoden egner sig for Malme, der indeholde Sølvet som Metal, som Svovlmetal og som Sulfosalte. Udtrækket fældes med Svovlnatrium, hvorved baade Sølv og Kobber udskilles som Svovlmetaller. Disse opløses i salpetersyreholdig Svovlsyre; af Opløsningen udskilles Sølvet med Kobber, og den samtidig dannede Kobbervitriol benyttes igjen til Fremstilling af Dobbeltsaltet.

5. Af sølvholdigt Sortkobber vindes Sølvet enten — a. ved at opløse det granulerede Sortkobber i varm, fortyndet Svovlsyre under Luftens Adgang, hvorved Sølvet bliver uopløst tilbage, eller — b. ved Elektrolyse, idet Sortkobberet anbringes i en sur Kobbervitriolopløsning overfor en Kobberplade og Strømmen ledes fra Sortkobberet til Kobberet. Herved opløses Sortkobberets Kobber og andre mere elektropositive Metaller, medens Sølvet synker til Bunds som et Pulver. Af de opløste Metaller udskilles Kobberet først paa Kobberpladen. Herved vindes altsaa ikke blot det tilstedeværende Sølv, men tillige rent Kobber.

Bliksølvet raffineres („finbrændes") ved en ny Afdrivning, undertiden med Tilsætning af noget Bly, paa et porøst Underlag, som indsuger det smeltede Blyilte. Sølvproduktionen havde 1884 en Værdi af 450 Mill. Kr.

Rent Sølv fremstilles af Møntsølv ved Opløsning i Salpetersyre, Fældning med Saltsyre, Udvaskning af det dannede Chlorsølv og Reduktion af dette 1. ved Smeltning med kulsurt Natron: $2AgCl + Na_2CO_3 = 2NaCl + 2Ag + CO_2 + O$. — 2. Ved Opvarmning med ren Kalilud og en mættet Opløsning af rent Mælkesukker. — 3. Ved at opløse Chlorsølvet i Ammoniak og udskille Sølvet med rent Zink eller Kobber. — 4. Ved at udrøre Chlorsølvet i svagt saltsyreholdigt Vand og lægge rent Zink i Blandingen. I alle Tilfælde skal en Prøve af det reducerede Sølv efter tilbørlig Udvaskning være klart opløseligt i fortyndet Salpetersyre.

Egenskaber. Sølv er i sammenhængende Stykker et rent hvidt, smukt glindsende Metal, udskilt af Opløsninger et graat eller endog sort Pulver. Det krystalliserer regulært. Vf. 10,6. Smp. omtr. 1000°. Det rene Sølv indsuger i smeltet Tilstand Ilt, som det, naar det størkner, afgiver under Sprøjtning. Det kan destilleres i Kalkdigler ved Hjælp af Knaldluftsflammen, og Dampen er lyseblaa. Næst Guld har Sølvet den største Smidighed og Strækkelighed. Sølv ilter sig under almindelige Forhold ikke, hverken i tør eller fugtig Luft selv ved meget høj Temp.; dog danner det i Knaldluftsflammen ved Overskud af Ilt et lysegult Ilte. Med næsten alle andre Grundstoffer forener Sølv sig let ved Opvarmning, dog ikke med Kvælstof og vanskeligt med Kulstof. Af varm og koncentreret Saltsyre

angribes det kun overfladisk under Dannelse af Chlorsølv. Jodbrinte opløser derimod Sølv allerede i Kulden under Brintudvikling, idet det dannede Jodsølv opløses af Jodbrinten. I varm, fortyndet Salpetersyre opløses Sølv let som Nitrat. Fortyndet Svovlsyre opløser ikke selv i Varmen og under Luftens Adgang, men varm og koncentreret Svovlsyre omdanner let Sølv til Sulfat under Udvikling af Svovlsyrlinganhydrid.

Sølv *anvendes* især til Mønter, Smykker og forskjellige Brugsgjenstande, og næsten altid legeret med Kobber. Sølvholdigheden udtryktes tidligere ved „Lødigheden", o: hvormange Lod rent Sølv der fandtes i en Mark = 16 Lod af Legeringen, nu altid i Promille. „Kjøbenhavns Prøvesølv" skal mindst holde 826 Promille Sølv. Allerede 1685 eller mulig før bestemtes dets Lødighed til 13 Lod og 9 Gren, men med et Spillerum („Remedium") af $4^1/_2$ Gren; i Praxis stempledes dog Sølv, der holdt 13 Lod 4 Gren = 826,4 Promille. To- og Enkroner som veje 15 og 7,5 Grm.) indeholde 800, 50- og 25-Ører 600 og 10-Ører 400 Promille Sølv, dog med et Remedium af 3 Promille over eller under det lovbestemte Indhold. Sølvholdigheden af Arbejdssølv bestemmes nu udelukkende ved Titrering med en Kogsaltopløsning af nøje bekjendt Styrke.

Forsølvning skeer nu næsten alene ad galvanisk Vej, idet Gjenstandene anbringes som negativ Pol i en Opløsning af Chlorsølv i Cyankalium, medens en Sølvplade bruges som positiv Pol. Sjældnere indgnides Gjenstanden med Sølvamalgam, hvorpaa Kvægsølvet fjernes ved Ophedning.

Sølv har været kjendt fra de ældste Tider.

Sølvets Ilter og Svovlforbindelser.

Sølvilte, Ag_2O, faaes som et sortegraat til sort Pulver ved Fældning af Sølvnitrat eller Kogning af Chlorsølv med Kali eller Natron. Hydroxydet kjendes ikke, men i Berøring med Vand virker Sølvilte som en meget stærk Base, der tiltrækker Kulsyre af Luften og fælder næsten alle uopløselige Baser af deres Saltopløsninger, ja endog frigjør Alkalier af opløste Chloralkalimetaller. Det er i

ringe Grad opløseligt i Vand og reagerer i fugtig Tilstand alkalisk. Det sønderdeles allerede ved 300°. Af stærk Ammoniak opløses det, men Opløsningen udskiller ved Henstand et sort Pulver eller sorte Krystaller af „Berthollet's Knaldsølv", NAg_3, der exploderer voldsomt ved de ringeste Foranledninger.

Sølvoverilte, Ag_2O_2, udskilles ved Elektrolyse af en koncentreret Opløsning af Sølvnitrat ved den positive Pol, men kjendes næppe i ren Tilstand.

Svovlsølv, Ag_2S. Sølv sværtes i svovlbrinteholdig Luft (men kan renses ved Cyankalium eller koncentreret Saltsyre) og ved Neddypning i Svovlammonium o. l. (saakaldet „oxyderet Sølv") under Dannelse af Svovlsølv. Dette findes naturligt som Sølvglands (S. 344) i regulære Krystaller, undertiden i rhombiske Krystaller, isomorft men Kobberglands, og er altsaa dimorft. Det kan faaes 1. ved Sammensmeltning af Sølv med Svovl som en sortegraa, smidig og letsmeltelig Masse, der lader sig smelte sammen med Sølv i alle Forhold og anvendes til det saakaldte „Niello"-arbejde. 2. Ved Fældning af en Sølvopløsning med Svovlbrinte som et sort Bundfald, der ikke ilter sig i Luften ved almindelig Temperatur, er uopløseligt i Svovlammonium og i Ammoniak, men opløser sig let i varm fortyndet Salpetersyre som Nitrat.

Svovlsølv udgjør en Bestanddel af mange naturlige Dobbeltsulfider (sml. S. 340 ø. og 344).

Sølvsalte

af almindelige Syrer ere næsten alle uopløselige i Vand. Nitratet er letopløseligt, Sulfatet tungtopløseligt, begge med neutral Reaktion. De i Vand uopløselige opløses let i fortyndet Salpetersyre med Undtagelse af Chlor-, Brom- og Jodsølv, Cyansølv og jodsurt Sølvilte. De fleste ere farveløse, naar Syren ikke er farvet, dog er Bromsølv gulligt, Jodsølv bleggult, orthofosforsurt, arsensyrligt og kulsurt Sølvilte gule, arsensurt Sølvilte chokoladebrunt. Næsten alle Sølvforbindelser undtagen Jodsølv og Svovlsølv ere

opløselige i Ammoniak. Sølvsalte fældes i sure Opløsninger af Svovlbrinte og af Saltsyre.

Fluorsølv, AgF, er letopløseligt og krystalliserer med Vand.

Chlorsølv, AgCl, findes naturligt (S. 344) i regulære Krystaller og dannes ved Ophedning af Sølv i Chlor eller Chlorbrinte. Den sidste Proces er dog reciprok, thi Chlorsølv reduceres igjen ved Glødning i Brint. Det *fremstilles* ved Fældning af et opløst Sølvsalt med Saltsyre eller et opløst Chlormetal i Form af et hvidt, osteagtigt Bundfald, der ved det mindste Overskud af Sølvnitrat sætter sig let ved Rystning, ved det mindste Overskud af Saltsyre eller Chlormetal tildels holder sig opslemmet i Vædsken. Det er uopløseligt i Vand og Salpetersyre, men lidt opløseligt i stærk Saltsyre, hvoraf det dog igjen fældes med Vand. Det er letopløseligt i Ammoniak og kan ved Ammoniakens Fordampning faaes i Regulæroktaedre, medens det ved Overmætning af Ammoniaken med Salpetersyre udskilles amorft. Det opløses ogsaa i svovlundersyrligt Natron (S. 220) og i Cyankalium (S. 348 m.). Det smelter uforandret allerede under Glødhede til en rødgul Vædske, som størkner til en hvid, hornagtig, amorf Masse (Hornsølv). Baade det fældede og det smeltede Chlorsølv reduceres let i Berøring med Zink og en fortyndet Syre. I Lyset bliver Chlorsølv violet.

Bromsølv, AgBr, findes ogsaa naturligt og fremstilles analogt med Chlorsølv, som det i alle Maader ligner, kun er det svagt gulligt, tungere opløseligt i Ammoniak, næsten uopløseligt i halvandet kulsurt Ammoniak (som let opløser Chlorsølv) og forandres tilsyneladende ikke saa let i Lyset.

Jodsølv, AgJ, findes ligeledes naturligt og fremstilles let som et bleggult, osteagtigt Bundfald ved Fældning af Sølvnitrat med Jodkalium. Af en blandet Opløsning af Jod-, Brom- og Chlormetaller fælder Sølvnitrat først Jodsølv, derpaa Bromsølv og tilsidst Chlorsølv. Et opløst Jodmetal omdannes ved Digestion med frisk fældet Chlorsølv (eller Bromsølv) til Chlor- (eller Brom-) Metal og Jodsølv. Et opløst Brommetal forholder sig analogt overfor Chlorsølv. Derimod gaaer Jodsølv ved Ophedning i Chlor eller Bromdamp, Bromsølv ved Ophed-

ning i Chlor over til Chlorsølv og frit Jod eller Brom, men disse Processer ere reciproke. Jodsølv er uopløseligt i fortyndet Salpetersyre og smelter uforandret ved Opvarmning. Af Ammoniak farves det hvidt, men opløses næsten ikke.

Baade Chlor-, Brom- og Jodsølv paavirkes af Lyset. Chlorsølvet bliver derved violet under Tab af en ringe Mængde Chlor. Ved Brom- og Jodsølv er en Forandring først synlig efter længere Tids Forløb, men finder alligevel Sted. Herpaa beroer *Fotografi*. Udsættes nemlig en Glasplade, som er overtrukken med en Hinde af Kollodium, hvori en Blanding af Bromsølv og Jodsølv er jævnt fordelt, i et Camera obscura for Lysindtrykket fra en Gjenstand, saa forandres Sølvsaltene i overordentlig kort Tid, stærkest af de lyse, mindre stærkt af de mindre lyse og slet ikke af de ganske mørke Partier af Gjenstanden. Herved sees endnu intet Billede. Men de af Lyset paavirkede Sølvsalte have nu faaet den Egenskab at reduceres til sort metallisk Sølv ved Indvirkning af Ferrosulfat eller Pyrogallol. Ved disse Reduktionsmidler „fremkaldes" da (i Mørke) et „negativt" Billede, hvorpaa Gjenstandens lyse Partier ere mørke, de mørke lyse. Billedet „fixeres" ved Behandling med en Opløsning af svovlundersyrligt Natron, som nemlig opløser de af Lyset ikke paavirkede Brom- og Jodsølv, men ikke det reducerede Sølv. Efter Vaskning har man da et lysbestandigt, negativt Billede, hvorefter der paa samme Maade fotograferes et „positivt" Billede med samme Lysfordeling som hos den oprindelige Gjenstand.

Sølvsulfat, Ag_2SO_4 (svovlsurt Sølvilte), fremstilles 1. ved at opvarme Sølv med koncentreret Svovlsyre, hvorved udvikles Svovlsyrling ligesom ved Fremstilling af Kobbervitriol (S. 126 m.), eller 2. ved til en kold, koncentreret Opløsning af Sølvnitrat at sætte en passende Mængde Svovlsyre, hvorved Saltet udskilles krystallinsk. Det er isomorft med vandfrit Natriumsulfat, taaler Glødhede og er tungtopløseligt i Vand. 100 Dele Vand opløse ved 18° 0,58, ved 100° 1,46 Dele Salt. Med Aluminiumsulfat danner det under visse Forhold en Alun.

Sølvnitrat, $AgNO_3$ (salpetersurt Sølvilte), fremstilles 1. ved Opløsning af rent Sølv (S. 347) i varm, fortyndet Salpetersyre og Inddampning til Krystallisation. — 2. Ved at opløse Møntsølv i varm, fortyndet Salpetersyre, inddampe til Tørhed og smelte Massen, indtil det samtidig dannede Kobbernitrat er sønderdelt, ɔ: indtil en udtagen Prøve efter Opløsning og Filtrering fra Kobbertveiltet ikke bliver blaa med Overskud af Ammoniak. Derpaa opløses Hovedmassen i Vand, filtreres og inddampes til Krystallisation. Saltet er isomorft med Kalisalpeter (dog er det udviklet paa en egen Maade), men krystalliserer i mange Forhold sammen med Natronsalpeter i dette sidste Salts Form (S. 240). Det smelter ved 200° og kan let støbes i Stænger (Lapis infernalis, Helvedessten). Ved stærkere Opvarmning giver det Ilt og salpetersyrligt Sølvilte, ved Glødning sønderdeles ogsaa dette og giver metallisk Sølv, Ilt og Kvælstofilter. Sølvnitrat er letopløseligt i Vand og Vinaand, uopløseligt i stærk Salpetersyre. 100 Dele Vand opløser ved 0° 122, ved 100° 1111 Dele af Saltet. Sølvnitrat er giftigt. Det ilter og ædser organiske Substantser (Huden, Linned, Papir), hvorved da Sølvet reduceres med sort Farve. Det anvendes noget i Medicinen, men især i Fotografien og til Fremstilling af næsten alle andre Sølvpræparater.

Om Sølvsaltene af Ortho-, Pyro- og Metafosforsyre se S. 156, af Arsensyrling S. 160 n., af Arsensyre S. 161 n.

Sølvkarbonat, Ag_2CO_3 (kulsurt Sølvilte), er et hvidgult Bundfald, som faaes ved til en bedst sur Opløsning af Sølvnitrat at sætte Overskud af en Sodaopløsning. Noget opløseligt i Kulsyrevand og udskiller sig ved Kogning af Opløsningen.

Kvægsølv. Hg = 200,4.

Kvægsølv *forekommer* kun i ringe Mængde som saadant i Naturen, væsentligt som Svovlkvægsølv, HgS (Cinnober; Almadén, Idria, Kalifornien, Mexiko, Peru, Borneo, China). Sjældent findes det som Selenkvægsølv, som Sølv- og Guldamalgam og i enkelte Fahlertser.

Kvægsølv *vindes* af Cinnoberet 1. ved Ristning:

$HgS + O_2 = Hg + SO_2$. Ovnene have en højst forskjellig Konstruktion. Fortætningsapparaterne ere i Almadén mest „Aludel"'er, pæreformige Forlag af $^1/_2$ Meters Længde, som stukne ind i hinanden ligge i lange, parallele Rækker, der munde i en fælles Afløbsrende; men ellers Kanalsystemer af højst forskjellig Form og Materiale, og som svales med Luft og undertiden med Vand. — 2. Ved Ophedning med Jern: $HgS + Fe = Hg + FeS$, eller 3. med Kalk: $4HgS + 4CaO = 4Hg + 3CaS + CaSO_4$. Kvægsølv kommer i Handelen i Jernflasker, der indeholde $34^1/_2$ Kgr., undertiden i Lædersække eller (det chinesiske) i Bambusrør. Den aarlige Produktion kan for Europas og Amerikas Vedkommende anslaaes til 5 Mill. Kgr.

Handelskvægsølv indeholder indtil 2 Proc. fremmede Metaller og Metalilter. Dets Draaber ere ikke saa runde eller letbevægelige som det rene Metals og efterlade ved at flyde hen over Glas eller Papir smaa langagtige, matte Metaldele. Mechanisk kan det *renses* ved at lade det løbe gjennem et Filtrum af ujævnt Filtrerpapir, i hvis Spids man har gjort et fint Hul med en Naal. Til chemisk Rensning behandles det paa passende Maade med fortyndet Salpetersyre eller med en ringe Mængde fortyndet Jernchlorid, hvorved de fremmede Metaller opløses som Nitrater eller Chlorider.

Egenskaber. Kvægsølv er i Modsætning til alle andre Metaller flydende ved almindelig Temperatur, næsten sølvhvidt og stærkt glindsende. Vf. 13,596. Det fryser ved -40^0 til et strækkeligt og smidigt Metal af Vf. 14,2 og krystalliserer regulært. Det koger ved 357^0 til en farveløs Damp, hvis Tæthed svarer til Molekulet Hg (sml. S. 14), men er flygtigt allerede langt under almindelig Temperatur, hvad let kan eftervises ved Guldchlorid, hvoraf Kvægsølvdampen udskiller metallisk Guld. I meget fintdelt Tilstand, som det faaes ved Sammenrivning med Sukker, Fedt og flere andre Stoffer, er det graat, udskilt pludselig af en Forbindelse er det et næsten sort Pulver. Ved almindelig Temperatur iltes Kvægsølv ikke af Luft eller Ilt, men

henimod sit Kogepunkt iltes det til rødt Kvægsølvtveilte, dog meget langsomt (se S. 355). Med Svovl, Chlor, Brom og Jod forener det sig allerede i Kulden, dog lettere ved svag Opvarmning. Af Saltsyre og fortyndet Svovlsyre angribes det ikke; kogende koncentreret Svovlsyre omdanner det efter Kvægsølvmængden til Merkuro- eller Merkuridsulfat, Salpetersyre efter Omstændighederne (se S. 358 og 360) til normalt eller basisk Merkuro- eller Merkuridnitrat, Kongevand til Kvægsølvtvechlorid. Baade Kvægsølv selv (ogsaa Kvægsølvdamp) og dets Forbindelser ere giftige med Undtagelse af Svovlkvægsølv. Alle Kvægsølvforbindelser give ved Ophedning med Overskud af tørt kulsurt Natron i et Prøveglas et spejlende Sublimat af metallisk Kvægsølv.

Kvægsølv *anvendes* til Udvinding af Sølv og Guld, til fysiske Instrumenter, i Medicinen og til Fremstilling af Kvægsølvpræparater, hvoraf flere, som Knaldkvægsølv, Cinnober, Merkuridsulfat, Sublimat og Kalomel, fremstilles i det store. Med mange Metaller danner det Legeringer (Amalgamer). Med Kalium og Natrium forener det sig i Kulden under stor Varmeudvikling (S. 214 m.). Ogsaa Vismut, Tin (sml. S. 196), Bly, Zink (sml. S. 273 m.), Kadmium (sml. S. 276 n.), Sølv og Guld legere sig allerede i Kulden med Kvægsølv, Kobber vanskeligere (Kobberamalgam bruges til Tandkit og til Kitning af Glasrør), Platin og Aluminium endnu vanskeligere; Jerngruppens Metaller forene sig ikke eller saa godt som ikke ligefrem med Kvægsølv. Dog kunne disse Metallers Amalgamer ligesom flere andre fremstilles ved at bringe Natriumamalgam i de koncentrerede Opløsninger af Metallernes Salte eller udskille Metallet elektrolytisk, idet den negative Pol bestaaer af Kvægsølv (sml. S. 234), eller lade enten Metallet eller Kvægsølvet virke *in statu nascendi*, men de ere meget ubestandige og ilte sig let i Luft og Vand.

Kvægsølvets Ilter og Sulfider.

Kvægsølvforilte, Hg_2O (Merkurooxyd), kjendes ikke i ren Tilstand. Det næsten sorte Bundfald, Kvægsølvforiltesalte give med Kali eller Natron, bestaaer af en Blanding af

højst $^4/_5$ Kvægsølvforilte med metallisk Kvægsølv og Kvægsølvtveilte. I aaben Luft iltes Kvægsølvforiltet til gult Kvægsølvtveilte, medens det frie Kvægsølv samtidig fordamper; i afspærret Luft finder vel den første Virkning Sted, men Bundfaldet holder sig mørkt, fordi det frie Kvægsølv her ikke kan fordampe. Det sortegraa Bundfald, Ammoniak danner med Kvægsølvforiltesalte, har en ganske anden Sammensætning (S. 357).

Kvægsølvtveilte, HgO (Merkuridoxyd), kan dannes ved flere Maaneders Opvarmning af Kvægsølv til omtr. 300° i Ilt eller Luft, men *fremstilles* 1. ved at opløse Kvægsølv i Salpetersyre, inddampe til Tørhed, sammenrive Massen med Kvægsølv og ophede Blandingen i en Porcellænsskaal under Omrøring, indtil Pulveret i Varmen er blaasort. For Spor af Salpetersyre befries det med svag Natron. — 2. Ved at hælde en Opløsning af rent Kvægsølvchlorid (se dette) i Overskud af kold Natron og udvaske Bundfaldet. — Det efter (1) fremstillede er et teglstensrødt Pulver, som ved Opvarmning bliver violetsort, men ved Afkøling igjen rødt. Det efter (2) fremstillede er gult, men gaaer ved Opvarmning over til den røde Modifikation. Ved stærkere Hede spaltes begge til Kvægsølv og Ilt (S. 88). Det røde og gule Kvægsølvtveilte forholder sig i flere Henseender forskjelligt. Saaledes giver det gule med Oxalsyre allerede i Kulden Merkuridoxalat, det røde paavirkes langsomt selv ved Kogning. Ogsaa til Fremstilling af Chlorundersyrling (S. 112) egner det gule sig meget bedre end det røde. Hydroxydet kjendes ikke, men Kvægsølvtveilte virker i Berøring med Vand, hvori det i ringe Grad opløser sig, som en stærk Base, der udskiller de fleste uopløselige Baser af deres Saltopløsninger, ja endog frigjør Alkalier af opløste Chloralkalimetaller.

Kvægsølvforsulfid, Hg_2S, existerer ikke. Overalt, hvor man kunde vente dets Dannelse, faaes en sort Blanding af Kvægsølvtvesulfid og Kvægsølv, som strax amalgamerer Guld.

Kvægsølvtvesulfid, HgS (Svovlkvægsølv, Merkuridsulfid),

forekommer i Naturen som det rødbrune, rhomboedriske Cinnober (S. 352 n.), sjældent som sort jordagtigt Svovlkvægsølv. Det kan fremstilles 1) ved Sammenrivning af Kvægsølv med Svovl og Sublimation af det sorte Pulver uden Luftens Adgang og faaes da som brunrøde Krystaller, der give et rødt Pulver. Ogsaa ved at opvarme det sorte Pulver svagt med Kalilud eller ved passende Behandling af det fældede med Svovlleveropløsning faaes et smukt rødt Cinnober. — 2. Ved Fældning af Kvægsølvtveiltesalte med Svovlbrinte faaes først et hvidt Bundfald af et svovlbasisk Salt, som ved videre Indvirkning af Svovlbrinte bliver gult, rødt, brunt og tilsidst til sort Svovlkvægsølv, der kan vaskes med kogende Vand uden at ilte sig. Saaledes giver Kvægsølvtvechlorid først hvidt $2HgS,HgCl_2 = Cl.Hg.S.Hg.S.Hg.Cl$, og analogt forholde andre Kvægsølvtveiltesalte sig. Cyankvægsølv giver strax sort Svovlkvægsølv. Hverken det røde eller det sorte Svovlkvægsølv opløses i varm, fortyndet Salpetersyre, men begge opløses i Kongevand til Kvægsølvtvechlorid. Det fældede er opløseligt i Svovlnatrium (ikke i Svovlammonium), men fældes af denne Opløsning ved Svovlbrinte, idet det er uopløseligt i Natriumsulfhydrat.

Kvægsølvforiltesalte (Merkurosalte)

ere farveløse, naar Syren ikke selv er farvet; Jodidet er dog gult. De fleste ere uopløselige eller tungtopløselige i Vand. Nitratet er opløseligt, dog under delvis Sønderdeling (se S. 358). De fældes af Saltsyre under Udskillelse af Merkurochlorid, som af Ammoniak omdannes til en næsten sort Masse, der indeholder metallisk Kvægsølv. Med mange Reduktionsmidler, f. Ex. Svovlsyrling, Tinforchlorid, Ferrosulfat, udskille de metallisk Kvægsølv.

Merkurochlorid, Hg_2Cl_2 (Kvægsølvforchlorid, Kvægsølvchlorure, Kalomel), findes, dog sjældent, naturligt. Det kan dannes ved Opvarmning af Kvægsølv med Underskud af Chlor, eller af Kvægsølvtvechlorid ved forskjellige Reduktionsmidler, f. Ex. Svovlsyrling (S. 127), Tinforchlorid (S. 199), Fosforsyrling; men *fremstilles* 1. ved Ophedning af en Blanding af Kvægsølvchlorid og Kvægsølv eller i det

store af en Blanding af Merkuridsulfat, Kvægsølv og Kogsalt: $HgSO_4 + Hg + 2NaCl = Na_2SO_4 + Hg_2Cl_2$, hvorved Kalomel sublimerer. Dette maa dog renses ved Slemning og Udvaskning med Vand for at fjerne det tilstedeværende, langt giftigere Sublimat og for at faa Kalomelet tilstrækkelig fintdelt. I sidstnævnte Øjemed omsublimerer man ogsaa Kalomel og lader Dampene i et stort Forlag møde en Strøm af Luft eller Damp af 100°, hvorved Kalomelet udskilles som et meget fint Pulver („Dampkalomel"). — 2. Ved Fældning af Merkuronitrat med Saltsyre eller Salmiak faaes Kalomel som et endnu finere Pulver (fældet K.). — Kalomel er sædvanlig et hvidt, krystallinsk Pulver, som er uopløseligt i koldt Vand og i Vinaand. Det krystalliserer tetragonalt, bliver ved Opvarmning gult og fordamper henimod Glødhede, men viser abnorm Damptæthed (S. 45), idet Dampen spaltes til $HgCl_2 + Hg$. Samme Forandring foregaaer langsomt i Sollys eller ved længere Tids Kogning med Vand, hurtigere ved Kogning med Saltsyre, Kogsalt og især med Salmiak. Varm Salpetersyre opløser Kalomel under Udvikling af Kvælstoftveilte til Kvægsølvtvechlorid og Merkuridnitrat. Kali, Natron ligesom de kulsure Alkalier sønderdele strax til en sort Blanding af Kvægsølvforilte, Kvægsølvtveilte og Kvægsølv. Ammoniak i Overskud giver en sort Blanding af metallisk Kvægsølv og hvidt Præcipitat: $Hg_2Cl_2 + 2NH_3 = Hg + NH_2HgCl + NH_4Cl$. Fra disse Blandingers sorte Farve skal Navnet Kalomel hidrøre (*καλός*, smuk; *μέλας*, sort).

Merkurojodid, Hg_2J_2 (Kvægsølvforjodid, Kvægsølvjodure), kan fremstilles ved Sammenrivning af lige Atomer Kvægsølv og Jod eller ved Fældning af et Kvægsølvforiltesalt med Underskud af Jodkalium. I begge Tilfælde faaes det som et mere eller mindre grøngult Pulver, som indeholder Spor af metallisk Kvægsølv. Rent og i gule Krystaller faaes det ved forsigtig Sublimation, eller lettere ved at opvarme en svagt salpetersur, mættet Opløsning af Merkuronitrat med Jod, frahælde Vædsken og lade den afkøles i Mørke: $2Hg_2(NO_3)_2 + J_2 = Hg_2J_2 + 2Hg(NO_3)_2$. De gule Krystaller blive røde ved Opvarmning. Saltet sønder-

deles meget let ved Overskud af Jodkalium: $Hg_2J_2 + 2KJ = Hg + 2KJ,HgJ_2$.

Merkurosulfat, Hg_2SO_4 (svovlsurt Kvægsølvforilte), fremstilles let som et hvidt, krystallinsk, tungtopløseligt Bundfald ved Fældning af Nitratet med fortyndet Svovlsyre.

Merkuronitrat, $Hg_2(NO_3)_2,2H_2O$ (salpetersurt Kvægsølvforilte), dannes ved at lade Kvægsølv staa hen et Par Dage med sin lige Vægt kold og fortyndet Salpetersyre og udskiller sig da i monokliniske Krystaller, som let forvitre, let smelte, og som opløse sig i salpetersurt Vand uden Forandring. Opløsningen farver Huden purpurrød og tilsidst sort. For at bevare det opløste Salt mod at gaa over til Merkuridsalt sættes nogle Draaber Kvægsølv til Opløsningen. Med rent, koldt Vand sønderdeles det tørre Salt til fri Salpetersyre og det citrongule, i koldt Vand næsten uopløselige basiske Salt, $Hg_2(OH)NO_3$, der ved Kogning med Vand spaltes til Kvægsølv og Merkuridnitrat. Ved længere Indvirkning af Salpetersyren paa Kvægsølvet eller ved Opvarmning af Kvægsølv med Underskud af fortyndet Salpetersyre dannes Dobbeltsalte af det normale og det basiske Salt.

Kvægsølvtveiltesalte (Merkuridsalte).

De normale ere farveløse, naar Syren ikke selv er farvet (Jodidet er dog rødt), og rødne Lakmus. Af de opløselige sønderdeles nogle, som Sulfatet og Nitratet, af Vand til gule eller hvide basiske Salte og fri Syre, andre, som Chloridet og Bromidet, ikke. I Modsætning til Merkurosaltene fældes de ikke af Saltsyre og give med Ammoniak hvide Bundfald (se S. 359) og med Natron gult Kvægsølvtveilte.

Merkuridchlorid, $HgCl_2$ (Kvægsølvtvechlorid, Kvægsølvchlorid, Sublimat), kan dannes ved Opløsning af Kvægsølv i Kongevand eller Kvægsølvtveilte i Saltsyre, men fremstilles i det store ved Sublimation af en Blanding af Merkuridsulfat og Kogsalt. Handelsproduktet kan renses ved Omkrystallisation og til analytisk Brug ved Omsublimation med $^1/_{10}$ Kvægsølvtveilte, hvorved de fremmede

Metallers Ilter blive tilbage. Det krystalliserer i lange, hvide, rhombiske Prismer, sublimerer lettere end Kalomel, viser normal Damptæthed, er letopløseligt i varmt Vand og overordentlig giftigt (Modgift: Æggehvide). 100 Dele Vand opløse ved 10° 6,6, ved 100° 54 Dele Sublimat, I Kogsaltopløsning er det langt lettere opløseligt end i Vand. Ogsaa i Vinaand og Æther er det letopløseligt. Ved Tilsætning af Alkalier eller især af kulsure Alkalier danner det talrige anhydrobasiske Salte af gul, rød, brun eller endog sort Farve. Overfor mange Prøvemidler forholder en Sublimatopløsning sig anderledes end andre Merkuridsalte; den fældes f. Ex. ikke af Oxalsyre eller af Kaliumdichromat. De fleste Reduktionsmidler udskille af en Sublimatopløsning Kalomel (S. 356 n.) eller endog metallisk Kvægsølv, saaledes Tinforchlorid (S. 199).

Merkuridamidchlorid, $NH_2.Hg.Cl$ (hvidt Præcipitat), faaes ved i Kulden at sætte en Sublimatopløsning til Overskud af Ammoniak som et hvidt, amorft, næsten uopløseligt Bundfald: $HgCl_2 + 2NH_3 = NH_2.Hg.Cl + NH_4Cl$. Det er opløseligt i varm Salmiakopløsning. Ved Afkøling udskilles da en anden, noget lettere opløselig, krystallinsk Forbindelse, nemlig Merkuridammoniumchlorid (smelteligt Præcipitat), idet $NH_2HgCl + NH_4Cl = 2NH_3,HgCl_2 = Hg\overset{NH_3.Cl}{\underset{NH_3.Cl}{}}$ (sml. S. 343). Denne dannes ogsaa ved at sætte Sublimatopløsning til en blandet Opløsning af Salmiak og Soda: $HgCl_2 + 2NH_4Cl + Na_2CO_3 = 2NH_3,HgCl_2 + 2NaCl + CO_2 + H_2O$.

Merkuridjodid, HgJ_2 (Kvægsølvtvejodid, Kvægsølvjodid), dannes let af Bestanddelene, men fremstilles sædvanlig ved at fælde en Sublimatopløsning med den rette Mængde Jodkalium som et skarlagenrødt Bundfald, der er opløseligt i Overskud af Sublimat og især let i Overskud af Jodkalium. Af varme Opløsninger i Jodkalium, Salmiak, Kvægsølvtvechlorid, konc. Saltsyre o. fl. a. Vædsker udkrystalliserer det i pragtfulde, tetragonale Krystaller. I Vand er det meget lidt opløseligt; lettere opløses det af Vinaand, især ved Opvarmning. Ved omtrent 150° bliver det røde Salt gult, smelter derpaa ved 238° og sublimerer i gule, rhombiske Krystaller, som ved almindelig Temperatur ved

Rystning let gaa over til Pseudomorfoser af de røde. Saltet er altsaa dimorft. Den røde, tetragonale Modifikation er bestandig under 140°, den gule, rhombiske over 140°. Forholdet er et ganske lignende som ved Svovl (S. 121).

Kaliummerkuridjodid, $2KJ,HgJ_2$, er et lysegult, letopløseligt Salt. Dets Opløsning fældes ikke af Natron, men den klare Blanding giver selv med Spor af Ammoniak en rødbrun Fældning eller Farvning af Forbindelsen $NH_2.Hg.O.Hg.J$ (sml. S. 101)

Merkuridsulfat, $HgSO_4$ (svovlsurt Kvægsølvtveilte), fremstilles i det store ved Ophedning af Kvægsølv med koncentreret Svovlsyre (hvorved udvikles Svovlsyrling) og Afdampning til Tørhed. Det er en hvid, uigjennemsigtig Masse, som er fuldstændig opløselig i Saltsyre. Allerede med koldt, lettere med varmt Vand sønderdeles Saltet til fri Svovlsyre og det citrongule, anhydrobasiske Salt $3HgO,SO_3 = (Hg.O.Hg.O.Hg)^{II}.SO_4$ *(Turpethum minerale)*. Sml. S. 46 ø.

Merkuridnitrat, $Hg(NO_3)_2$ (salpetersurt Kvægsølvtveilte), faaes lettest ved at opløse Kvægsølvtveilte i Salpetersyre, men ogsaa ved at koge Kvægsølv med Overskud af Salpetersyre, indtil en Prøve af Vædsken ikke fældes ved Overskud af Kogsalt. Ved Fordampning af Vædsken over Svovlsyre dannes Krystaller med $^1/_2$ Mol. Vand. Ved Afdampning af Opløsningen faaes rhombiske Tavler af et basisk Salt, $2Hg(OH)NO_3,H_2O$. Ved Inddampning til Tørhed og Udtrækning med Vand bliver det anhydrobasiske Salt $3HgO,N_2O_5,H_2O$ tilbage som et hvidt Pulver. Merkuridnitratopløsning opløser let Merkurochlorid, Merkurojodid, Chlor-, Brom-, Jod- og Cyansølv.

Merkuridkarbonat, Det anhydrobasiske Salt, $3HgO,CO_2$, faaes i sortebrune Krystaller ved at opslemme gult Kvægsølvtveilte i en mættet Opløsning af surt kulsurt Kali og tillede Kulsyre under Tryk.

Isomorfier i Sølvgruppen.

Medens Kvægsølvforbindelserne staa isolerede, frembyde Kobberforilte- og Sølvforbindelserne nogle Isomorfier. Saaledes krystallisere:

Chlor-, Brom- og Jodsølv ligesom Kuprochlorid, -Bromid og -Jodid regulært.

Svovlsølv og Kuprosulfid ere isodimorfe; de kunne krystallisere baade regulært og i samme rhombiske Form. Blandinger af dem findes ogsaa naturligt i begge Former.

Om Sølvets Isomorfier med Natrium se især S. 239 n. og 240. Sml. ogsaa Sølvalun (S. 351 n.) og Sølvnitrat (S. 352).

Guld. Au = 197,1.

Guld *forekommer* næsten udelukkende gediegent, i Reglen legeret med Sølv, sjældent med Kvægsølv, endnu sjældnere med Palladium og Rhodium, undertiden i Forbindelse med Tellur (Ungarn). Ikke ganske sjældent findes det i Krystaller, men dog hyppigere i Korn, Blade, traadede Aggregater eller i Klumper. Det forekommer enten som Bjergguld, indsprængt i Stenen, især i Kvarts, eller i Vaskebjerge eller Flodsand. For Tiden vindes det meste Guld i Nordamerika, Australien og Ural, men i ældre Tid have flere europæiske Lande leveret store Mængder af Guld. Vaskebjergene i de nordamerikanske Veststater indeholde gjennemsnitlig $^1/_2$ Dollar paa 1 Kubikmeter, Guldsandet i Ural 5 Dele Guld paa 1 Million Dele Sand.

Guldet *vindes* næsten alene ved Vaskning (Slemning), der især i de nordamerikanske Veststater, hvor selve Vaskebjergene bearbejdes med vældige Vandstraaler, antager storartede Forhold. Dog faaes Guldet ved Vaskning alene altid blandet med Sand o. l. og udtrækkes derfor sædvanlig af Blandingen med Kvægsølv. Guldamalgamet skilles fra Overskud af Kvægsølv ved Presning i Lædersække og befries fra Kvægsølvet ved Destillation.

Da alt det saaledes vundne Guld er sølvholdigt, maa det skilles fra Sølvet. Dette udføres — 1. ved „Kvartation“ (som nu dog sjældnere anvendes), idet man sammensmelter det sølvholdige Guld med $1^3/_4$ til 2 Dele Sølv og derpaa opløser Sølvet i chlorfri Salpetersyre, hvorved Guldet bliver tilbage. Af Sølvnitratet udskilles Sølvet med

Kogsalt, og Chlorsølvet reduceres med Zink og fortyndet Svovlsyre. Tidligere ansaaes det for nødvendigt, at Guldlegeringen kun indeholdt $^1/_4$ Guld: deraf Navnet. — 2. Ved „Affinering“ med Svovlsyre, som opløser Sølvet, men ikke Guldet. Hertil maa Legeringen kun indeholde $^1/_4$ Guld, Resten Sølv eller Kobber. Af Sølvsulfatet udskilles Sølvet med Kobber, hvorved vindes betydelige Mængder af Kobbervitriol (sml. S. 342), eller med Jernvitriol: $Ag_2SO_4 + 2FeSO_4 = 2Ag + Fe_2^{VI}.3SO_4$. — 3. Ved at lede Chlor i den smeltede Legering, hvorved flere fremmede Stoffer (Cu, Pb, As, Sb, Bi) fordampe, medens Sølvet bliver til Chlorsølv, og Guldet ikke angribes. Efter at Guldet er størknet, hældes det smeltede Chlorsølv fra. Af Chlorsølvet udvindes Sølvet ved Elektrolyse.

Guldproduktionen er for Øjeblikket i Nedgang. 1883 produceredes 141500 Kgr. til en Værdi af omtr. 352 Mill. Kroner. Deraf leverede de Forenede Stater omtrent $^1/_3$, Rusland $^1/_4$ og Australien $^2/_7$.

Rent Guld fremstilles af Handelsguld, som gjerne indeholder et Spor af Sølv, ved Opløsning i Kongevand, Afdampning, Fortynding med Vand, Filtrering, og Fældning af Guldet bedst med Jernforchlorid: $2AuCl_3 + 6FeCl_2 = 2Au + 3Fe_2Cl_6$. Det reducerede Guldpulver tilbageholder efter Udvaskning Fugtighed og maa tørres ved 170°.

Egenskaber. Guld i sammenhængende Stykker er rent gult og stærkt glindsende. Det er blødere end Sølv og det strækkeligste og smidigste af alle Metaller. I Blade, hvis Tykkelse ikke overstiger $^1/_{1000}$ Mm., er det gjennemsigtigt med blaa Farve. Det krystalliserer regulært. Vf. 19,3. Smp. omtr. 1100°. Over Smeltepunktet er det noget flygtigt. I Pulverform kjendes Guldet i 3 Modifikationer: 1. Udskilt af Guldchlorid med Svovlsyrling er det lyst brunligt og bager stærkt sammen; 2. af Bromidet faaes det paa samme Maade som et mørkt, meget fint Pulver, der slet ikke bager sammen; 3. af Chloruret eller Bromuret udskilles det ved Chlor- eller Brombrinte som et gult, metalglindsende Pulver. Disse forskjellige Modifikationer vise forskjellige thermochemiske Forhold, idet (2) ved at gaa over til (1) udvikler 3200° og (3) ved at gaa over til (1) 4700° for 1 At. Guld.

Med fri Ilt forener Guld sig under ingen Omstændigheder

(sml. S. 90). I smeltet Tilstand forener det sig ikke med Chlor; pulverformigt Guld danner derimod, naar det opvarmes svagt i Chlor, under betydelig Varmeudvikling Au_2Cl_4, som dog allerede ved 250° igjen spaltes til Guld og Chlor. Men ved henimod 1100° angribes Guld paa ny kjendeligt af Chlor, sandsynligvis fordi dette da virker med frie Atomer (sml. S. 17 n.). I Chlorvand opløses Guld og ligeledes i alle Vædsker, som udvikle Chlor, saaledes især let i Kongevand, til Brintguldchlorid, $HCl,AuCl_3$, men ellers opløses Guld ikke i Syrer. I en Opløsning af Brom i Brombrinte eller Bromkalium opløser det sig meget let til $HBr,AuBr_3$ eller $KBr,AuBr_3$. Med frit Svovl forener det sig ikke, men vel med Fosfor, Arsen, Antimon, Vismut, Silicium, Tin og med næsten alle Metaller, meget let med Kvægsølv. Det angribes ikke af smeltende Kaliumchlorat, men vel af smeltende Salpeter eller af smeltende Kalihydrat under Luftens Adgang.

Da det rene Guld er saa blødt, *anvendes* det næsten altid legeret med Sølv eller Kobber til Mønter, Smykker og visse Brugsgjenstande, til Forgyldning, til Farvning af Glas (S. 253) og til Guldpræparater. Legeringers Guldholdighed angaves tidligere i Karat (1 Mark = 24 Karat), og det almindelige Arbejdsguld er 14 Karats, o: indeholder 14 Dele Guld paa 24 Dele af Legeringen. Heraf ogsaa Udtrykkene: rød, hvid og blandet Karatering, eftersom Guldet er legeret med Kobber eller Sølv eller begge. Nu angives Guldholdigheden i Promille. Vore Tyve- og Tikroner indeholde 900 Promille Guld med et Remedium af $1^1/_2$ Promille (sml. S. 348), og veje henholdsvis 8,96 og 4,48 Grm. Forholdet mellem Sølvets og Guldets Værdi var i den romerske Oldtid og lige til omtr. 1600 temmelig konstant, nemlig 1 : 10 til 1 : 12, men da sank Sølvets Værdi, saa at Forholdet allerede i Midten af det 17de Aarh. blev omtr. 1 : 15. Dette Forhold holdt sig længe; endnu 1873 var det 1 : 15,7, men er siden sunket meget betydeligt, saa at det i 1886 og 1887 har været omtr. 1 : 21 til 1 : 22. 1 Kg. Guld er efter den skandinaviske Møntkonvention = 2480 Kr.

Forgyldning skete tidligere med Bladguld, Guldamalgam og paa fl. a. Maader, nu næsten udelukkende

ved Elektrolyse af en Opløsning af Kaliumguldcyanure, KCy,AuCy, hvori Gjenstanden anbringes som negativ Pol. Denne Opløsning kan fremstilles ved i længere Tid at lede en galvanisk Strøm gjennem en Cyankaliumopløsning med Guldblik som Poler, eller ved Opløsning af Knaldguld (se nedenfor) i Cyankalium. Glas og Porcellæn forgyldes paa særegne Maader.

Guld har været kjendt fra de ældste Tider.

Guldets Ilter og Svovlforbindelser.

Guldforilte, Au_2O (Aurooxyd), faaes ved at affarve den mørkerøde Opløsning af Kaliumguldbromid med den netop nødvendige Mængde Svovlsyrling, fælde med fortyndet Kali, opvarme til Kogning og udvaske Bundfaldet med kogende Vand. Mørktviolet Pulver, som i frisk fældet Tilstand er opløseligt i koldt Vand med indigoblaa Farve, men udskilles ved Kogning. Det sønderdeles ikke ved 200°, men fuldstændig ved 250°. Af Saltsyre sønderdeles det til metallisk Guld og Brintguldchlorid: $3Au_2O + 8HCl = 3H_2O + 4Au + 2(HCl,AuCl_3)$.

Guldmellemilte, Au_2O_2 eller Au_2O,Au_2O_3 (Auroauridoxyd), er et mørkebrunt Pulver med violet Skær, som dannes ved forsigtig Opvarmning af Guldtveiltehydrat til 170°.

Guldtveilte, Au_2O_3 (Auridoxyd). Ved Fældning af Guldchlorid ($AuCl_3$) med Magnesia alba og Udkogning af Bundfaldet med Salpetersyre, hvori dog en ikke ringe Del deraf opløses, faaes Hydroxydet som et okkergult Bundfald, der ved Tørring over Fosforsyreanhydrid bliver kastaniebrunt og da har Sammensætningen AuO(OH) eller Au_2O_3,H_2O, men ved 140—150° bliver til det mørkebrune Anhydrid Au_2O_3. — Hydroxydet omdannes af Ammoniakvand til det grønlige Knaldguld, $4NH_3,Au_2O_3$, der i tør Tilstand exploderer ved de ringeste Foranledninger, og som ogsaa findes i det gule Bundfald, Ammoniak fremkalder i en Guldchloridopløsning, men her sandsynligvis er blandet med en analog Chlorforbindelse.

Guldforsulfid, Au_2S (Aurosulfid), faaes som et staalgraat

Bundfald ved at fælde Kaliumguldcyanure (S. 364 ø.) med Svovlbrinte. Det friskt fældede er uopløseligt i syre- og saltholdigt Vand, men opløseligt i rent Vand med brun Farve. Det opløses næppe i Svovlalkalimetaller, med mindre disse indeholde Overskud af Svovl.

Guldmellemsulfid, Au_2S_2 (Auroauridsulfid), fremstilles som et rent sort Bundfald under samtidig Dannelse af Svovlsyre, naar man fælder en fortyndet Opløsning af Guldchlorid ($AuCl_3$) med Svovlbrinte: $8AuCl_3 + 9H_2S + 4H_2O = 4Au_2S_2 + 24HCl + H_2SO_4$. Bundfaldet er opløseligt i Svovlalkalimetaller, men hverken i Saltsyre eller Salpetersyre.

Guldsalte.

Her skal kun omtales Guldets Chlorforbindelser.

Guldforchlorid, AuCl (Aurochlorid, Guldchlorure), faaes ved Opvarmning af Guldchlorid ($AuCl_3$) til 185° som et gult Pulver, der sønderdeles af Vand, især let ved Opvarmning, til Guld og Guldchlorid: $3AuCl = 2Au + AuCl_3$, og endnu lettere af Saltsyre til Guld og Brintguldchlorid.

Guldmellemchlorid, $Au_2Cl_4 = AuCl, AuCl_3$ (Auroauridchlorid), fremstilles ved Indvirkning af en rask Strøm af tørt Chlor paa tørt pulverformigt Guld. Virkningen indledes ved svag Opvarmning, men da den medfører en betydelig Varmeudvikling, fortsættes den af sig selv, naar blot Røret omgives med en slet Varmeleder. Mørkerød, meget hygroskopisk Masse, som sønderdeles af Vand under Varmeudvikling til Guld og Guldchlorid: $3Au_2Cl_4 = 2Au + 4AuCl_3$, og endnu lettere af Saltsyre til Guld og Brintguldchlorid.

Guldtvechlorid, $AuCl_3$ (Guldchlorid, Auridchlorid), fremstilles lettest ved at sønderdele Guldmellemchlorid med Vand, hælde den koncentrerede Opløsning fra Guldet og inddampe den paa passende Maade. Det er en mørkebrun, krystallinsk Masse, der er noget henflydende i fugtig Luft og yderst letopløselig i Vand med mørkerød Farve. Ogsaa i Vinaand og Æther opløses det. Ved Opvarmning af Bladguld i Chlor og som Biprodukt ved Fremstilling af Au_2Cl_4 kan det

faaes sublimeret i rødbrune, bladede Krystaller. Den koncentrerede vandige Opløsning giver i tør Luft mørkt orangerøde, yderst henflydende Krystaller med $2H_2O$, der dog ved lang Henstand over Svovlsyre blive vandfrie. Med Saltsyre forener Guldtvechlorid sig til:

Brintguldchlorid, $HCl,AuCl_3$. Denne Dobbeltsyre fremstilles sædvanlig ved Opløsning af rent Guld i Kongevand med Overskud af Saltsyre og faaes ligeledes let ved Behandling af Guldforchlorid eller Guldmellemchlorid med Saltsyre, hvorved da udskilles Guld. Ved Inddampning af Opløsningen og Afkøling faaes den i lysegule Krystaller af $HCl,AuCl_3,4H_2O$, som i tør Luft tabe 1 Mol. Vand. Ved Opvarmning smelte Krystallerne, afgive Vand og Saltsyre, men tillige noget Chlor, saa at Resten indeholder baade Guldforchlorid og Guldtvechlorid. Krystallerne ere henflydende og meget letopløselige i Vand med gul Farve, som er kjendelig selv ved meget stærk Fortynding. Opløsningen farver Huden rød og udskiller Guld ved næsten alle Reduktionsmidler, saaledes med de fleste Metaller, fremdeles med Svovlsyrling (S. 127), Ferrosalte (sml. S. 362 m.), Merkuronitrat, Kvælstoftveilte, salpetersyrligt Kali, Oxalsyre ($2[HCl,AuCl_3] + 3H_2C_2O_4 = 2HCl + 2Au + 6HCl + 6CO_2$), Pyrogallol og mange andre organiske Stoffer (sml. S. 100 n.); ligeledes med saltsure Opløsninger af Arsensyrling, Antimonilte og Tinchlorure, især ved Opvarmning. En Blanding af Tinchlorure og Tinchlorid give et rødbrunt eller sortebrunt Bundfald af „Cassius' Guldpurpur", som anvendes i Porcellænsmaleriet, men hvis egentlige Beskaffenhed endnu ikke er opklaret.

De til Brintguldchlorid svarende Salte ere næsten alle letopløselige og gule eller rødgule; de faaes let ved Inddampning af Syren med 1 Ækvivalent af vedkommende Metalchlorid. Natriumguldchlorid, $NaCl,AuCl_3,2H_2O$, er orangegult og luftbestandigt. Det anvendes i Fotografien og Medicinen. Magniumgruppens Guldchloriddobbeltsalte have Sammensætningen $RCl_2,2AuCl_3,8H_2O$. Saltene med R = Mg, Zn, Ni ere isomorfe og monokliniske, Saltene med R = Co, Mn ligeledes, men trikliniske.

Platinmetallerne.

Med dette Navn sammenfattes en Gruppe af 6 Metaller, Platin, Palladium, Iridium, Rhodium, Osmium og Ruthenium, som i Forekomst og almindelige Egenskaber ere nøje sammenknyttede. De falde naturligt i to Afdelinger, idet de tre: Platin, Iridium og Osmium have næsten dobbelt saa store Atomtal og dobbelt saa høj Vægtfylde som de andre tre: Palladium, Rhodium og Ruthenium. De forekomme alene gediegne, og saa at sige altid sammen og høre til de tungest smeltelige Stoffer. Lettest smelter Palladium, dog ikke lettere end Smedejern, og derefter aftager Smelteligheden i følgende Orden: Pt, Rh, Ir, Ru, Os, hvilket sidste man overhovedet ikke har kunnet bringe til at smelte. I chemisk Henseende dele Platinmetallerne sig i 3 Grupper, nemlig:

1) Platin og Palladium. Disse optræde 2- og 4-gyldige, dog saaledes, at Forbindelserne af det tetravalente Platin og af det divalente Palladium ere de bestandigste.

2) Iridium og Rhodium. Iridium optræder 4-gyldigt og med 6-gyldige Dobbeltatomer ligesom Jern i Ferridsaltene, Rhodium næsten alene paa sidstnævnte Maade.

3) Osmium og Ruthenium. Disse to Metaller optræde baade 2-, 4-, 6- og 8-gyldige og tillige med 6-gyldige Dobbeltatomer. Desuden fortjener det særlig at mærkes, at deres Ilter RO_4, i hvilke de optræde med den højeste Valens, som overhovedet kjendes (sml. S. 23), ere letflygtige, krystallinske Legemer. En lignende Forbindelse er nylig fremstillet af Mangan (S. 318 n.), et Metal, der jo ligeledes udmærker sig ved sine talrige Forbindelsesforhold

Med Undtagelse af Rhodium danne alle Platinmetallerne med Chlorkalium og Salmiak regulært krystalliserende vandfrie Dobbeltchlorider, $2RCl,R^{IV}Cl_4$, af hvilke Platinsaltene ere gule og meget tungtopløselige, Palladiumsaltene cinnoberrøde og temmelig tungtopløselige, Iridium- og Osmiumsaltene sortebrune og ret opløselige og Ruthenium-

saltene mørkerøde og letopløselige. De minde herved om de analogt sammensatte Dobbeltfluorider af Silicium (S. 194) og Dobbeltflorider og -Chlorider af Tin (S. 198), og denne Analogi stadfæstes ved Isomorfien mellem $\overset{II}{R}Cl_2,R^{IV}Cl_4,6H_2O$ (S. 331), hvori R^{IV} kan være Sn, Pt, Pd og mulig flere Platinmetaller. Paa den anden Side danne Iridium, Rhodium, Osmium og Ruthenium vandholdige Dobbeltchlorider, $4RCl,R_2^{VI}Cl_6$ og $6RCl,R_2^{VI}Cl_6$, hvori R ligeledes er K eller NH_4, og som minde om tilsvarende Forbindelser af Jerngruppen. Men især slutte disse Platinmetaller sig til Jerngruppen ved, at Iridium og Rhodium danne Dobbeltcyanider, som ere isomorfe med Ferridcyankalium (S. 189 ø. og 291 n.), medens Osmium og Ruthenium give Dobbeltcyanider, som ere isomorfe med Ferrocyankalium (S. 188 n.). Ogsaa kjendes Salte af Osmium- og Rutheniumsyre, der i Sammensætning svare til de mangansure Salte, om end ingen Isomorfier hidtil kjendes; og Ruthenium danner endog et rutheniumoversurt Kali, $KRuO_4$, isomorft med Kaliumpermanganat.

Platin ilter sig ikke ved nogen Temperatur i Luft eller Ilt, Palladium, Iridium og Rhodium ilte sig derimod, især i fintdelt Form, ved henimod Rødglødhede, men afgive igjen Ilten ved Hvidglødhede; Ruthenium og Osmium ilte sig meget let, Osmium sønderdeler endog Vanddamp. I stærkt glødet Tilstand opløser kun Palladium sig i Salpetersyre, og kun Palladium og Platin i Kongevand, medens de øvrige slet ikke angribes af Syrer. Derimod kunne de bringes i Opløsning ved at blandes med Kogsalt og opvarmes til henimod Glødhede i en Strøm af fugtigt Chlor, Ruthenium og Osmium ogsaa ved Smeltning med Kalihydrat og Salpeter. Men ligesom disse Metallers Modstandsevne overfor Syrer og andre Opløsningsmidler i høj Grad afhænger af, om de ere i sammenhængende Stykker eller i den fintdelte Form, hvori de faaes ved at gløde deres Forbindelser i Brint, eller i Form af de meget fintdelte, sorte Pulvere, hvori de ved almindelig Temperatur

udskilles af deres Salte ved andre Metaller eller organiske Stoffer, saaledes maa det erindres, at de i Legeringer med hinanden indbyrdes eller med andre Metaller kunne forholde sig ganske anderledes end i fri Tilstand, hvorfor deres Adskillelse frembyder ualmindelige Vanskeligheder.

Platin. Pt = 194,8.

Platin *forekommer* altid gediegent, som det synes temmelig udbredt, men kun paa enkelte Steder i større Mængde (Ural, især ved Nischni-Tagilsk; Ny Granada, Kalifornien, Borneo). Det findes i Vaskebjerge eller Flodsand, undertiden indsprængt i Grønsten eller Serpentin, men den ved Vaskning (Slemning) vundne raa Platinmalm indeholder kun 50—85 Proc. Platin. Resten bestaaer af smaa Mængder af de andre Platinmetaller, især Osmiumiridium, desuden af Jern, Kobber, Guld, Sand og forskjellige Mineralier.

Platin *fremstilles* af Raamaterialet ved Behandling med Kongevand, hvorved næsten alt Platin og en ringe Mængde af de andre Platinmetaller, især Palladium og Iridium opløses, medens Osmiumiridium m. m. bliver tilbage. Ved Indtørring af Opløsningen ved 125° og paa flere andre Maader blive Iridium- og Palladiumtetrachlorid til lavere Chlorider, som ikke fældes af Salmiak, hvorimod Platinet, der er tilstede som Brintplatinchlorid, $2HCl,PtCl_4$, ved Overskud af Salmiak fældes fuldstændigt som Ammoniumplatinchlorid, $2NH_4Cl,PtCl_4$. Dette Salt vaskes med Salmiakopløsning, hvori det er uopløseligt, og giver da ved Glødning Platin ($2NH_4Cl,PtCl_4 = 2NH_4Cl + Pt + 2Cl_2$) som en graa, svampet Masse, „Platinsvamp“. Denne kan efter stærk Presning ved Hvidglødning og Sveisning eller ved Smeltning i Kalkdigler i en Ilt-Gasflamme bringes i sammenhængende Form. I meget fintdelt Form („Platinsort“) faaes Platinet ved at dryppe en Opløsning af Brintplatinchlorid i en kogende Blanding af Kali og Glycerin og paa fl. a. Maader.

Egenskaber. Platin er næsten sølvhvidt (deraf Navnet: spansk plata, Sølv) og krystalliserer regulært. Det rene er meget blødt og smidigt og i høj Grad strækkeligt. Ved at støbe Sølv om en Platintraad, trække det hele til Traad og opløse Sølvet har man fremstillet Platintraad, som kun kunde føles, men ikke sees med blot Øje. Vf. 21,5. Det smelter først henimod 1800°, men er i høj Grad svejseligt i Hvidglødhede. I fintdelt Form som Platinsvamp og især som Platinsort fortætter det i høj Grad Ilt paa sin Overflade og virker da som Ilt *in statu nascendi* (se f. Ex. S. 186 n., S. 127). Selv en svagt opvarmet Platintraad gløder i en Blanding af Luft med Belysningsgas eller med Damp af Vinaand eller Æther. Glødende 2 Mm. tykke Platinplader ere mere gjennemtrængelige for Brint end Kautschukhinder ved alm. Temperatur, derimod uigjennemtrængelige for Ilt, Kvælstof o. m. a. Luftarter. Platin opløses hverken af Fluorbrinte, Saltsyre, Svovlsyre eller Salpetersyre, selv om Syrerne anvendes i koncentreret og kogende Tilstand. Legeret med enkelte Metaller, især Sølv, opløses det dog i Salpetersyre. Af Kongevand med Overskud af Saltsyre opløses det til Brintplatinchlorid, $2HCl,PtCl_4$; ved Overskud af Salpetersyre dannes en krystallinsk Forbindelse, $2NOCl,PtCl_4$. Af Ilt angribes det ikke ved nogen Temperatur. Med Svovl forener Platinsvamp sig ved Ophedning i Vacuum; med tørt Chlor ikke ved almindelig Temperatur, men ved omtr. 250° til Platinforchlorid. Dette spaltes igjen i Glødhede til Platin og Chlor, men ved 1600—1700° angribes Platin igjen meget stærkt af Chlor, sandsynligvis fordi Chloret her virker med enkelte Atomer (sml. S. 17 n.). Herved sublimerer Platintvechlorid, $PtCl_4$. Med Fosfor, Arsen, Antimon, Vismut, Silicium, Tin og mange Metaller forener Platin sig meget let. Derfor bør Platin i Glødhede ikke bringes i Berøring med andre Metaller end Jern, af hvilket det meget vanskelig angribes, saa lidt som med askeholdige Kul (Silicium). Ogsaa Alkalihydrater, Salpeter og Cyankalium angribe Platin i Glødhede.

Platin *anvendes* paa Grund af sin store Tungtsmelte-

lighed og Modstandsevne mod chemiske Indvirkninger til Digler, Skaale og Retorter i Laboratoriet samt til de store, retortformede Kjedler, hvori Svovlsyren koncentreres (S. 129 ø.); fremdeles til Plader, Traad, Vægtlodder, Spidser paa Lynafledere osv., tidligere ogsaa til Mønt. Det almindelige Arbejdsplatin indeholder dog gjerne omtr. 2 Proc. Iridium (S. 375). Legeringer af Platin med Guld, Sølv og Kobber ere meget haarde og elastiske og benyttes af Tandlæger til Indsætning af konstige Tænder.

Den russiske Platinproduktion var i 1881 2985 Kgr.

Platin blev først beskrevet som et eget Metal af Watson 1750.

Platinets Ilt- og Svovlforbindelser.

Platinet danner flere Ilter, af hvilke mærkes Platinforilte, PtO, hvis Hydroxyd, $Pt(OH)_2$, har svagt basisk Charakter, og Platintveilte, PtO_2, hvis Hydroxyd, $Pt(OH)_4$, har baade sur og basisk Charakter. Til disse Ilter svare Svovlforbindelserne PtS og PtS_2.

Platinforilte, PtO (Platooxyd), faaes som et graat Pulver ved forsigtig Ophedning af **Hydroxydet,** $Pt(OH)_2$. Dette fremstilles ved Opvarmning af en fortyndet Opløsning af Kaliumplatinchlorure, $2KCl,PtCl_2$, med den netop nødvendige Mængde Natron, som et sort Pulver. Begge reduceres meget let af Myresyre til Platinsort.

Platinmellemilte, Pt_3O_4, dannes ved Ophedning af tørt Natriumplatinchlorid, $2NaCl,PtCl_4$, med tørt kulsurt Natron, indtil Massen begynder at smelte, Udkogning med Vand og tilsidst med Salpetersyre. Sort Pulver, som er uopløseligt baade i Saltsyre, Salpetersyre og Kongevand.

Platintveilte, PtO_2 (Platinoxyd), er ligeledes et sort Pulver, som faaes ved svag Ophedning af **Hydroxydet,** $Pt(OH)_4$. Dette fremstilles ved længere Tids Kogning af Brintplatinchlorid med Natron og Fældning af Opløsningen med Eddikesyre som et næsten hvidt, svagt gulligt, fyldigt Bundfald, der, tørret over Chlorkalcium, indeholder $2H_2O$, men ved 100° bliver til gulbrunt $Pt(OH)_4$. Det forholder sig baade som Syre og som Base (sml. S. 197).

Platinets Sulfider. Platinsvamp forener sig ved Sammensmeltning med Svovl i det lufttomme Rum. Platinforsulfid, PtS, faaes ved Fældning af Brint- eller Kaliumplatinchlorure

med Svovlbrinte, Platintvesulfid, PtS_2, paa samme Maade af Brintplatinchlorid. Begge ere sorte eller sortebrune Bundfald, som ere opløselige i Overskud af Svovlammonium, men baade denne Opløsningsproces og Fældningen med Svovlbrinte tage lang Tid. Platintvesulfid er uopløseligt i Saltsyre, men opløseligt i varm, fortyndet Salpetersyre.

Platinets Salte.

Af disse have kun Chlorforbindelserne større Interesse.

Platochlorid, $PtCl_2$ (Platinforchlorid, Platinchlorure), faaes ved Ophedning af Brintplatinchlorid til omtr. 250° som et grønliggraat Pulver, der er uopløseligt i Vand, men ved Kogning med stærk Saltsyre opløses til en mørkebrun Vædske, der maa antages at indeholde Brintplatochlorid, $2HCl,PtCl_2$ (Brintplatinchlorure), en Dobbeltsyre, hvoraf man kjender talrige, sædvanlig røde Salte (Chloroplatiniter). Sættes 2 Mol. Chlorkalium til denne Opløsning, faaes ved Fældning med Vinaand Kaliumplatochlorid, $2KCl,PtCl_2$ (Kaliumplatinchlorure), som et blegrødt Bundfald, der ved Omkrystallisation af varmt Vand danner mørkerøde Prismer. Lettere kan Saltet faaes ved Reduktion af Kaliumplatinchlorid med Kobberforchlorid: $2KCl,PtCl_4 + Cu_2Cl_2 = 2KCl,PtCl_2 + 2CuCl_2$.

Platinchlorid, $PtCl_4$ (Platintvechlorid), kjendes næsten ikke som saadant (S. 370 n.), men dets Forbindelse med Saltsyre, **Brintplatinchlorid,** $2HCl,PtCl_4,6H_2O$, faaes ved Opløsning af Platin i Kongevand og Inddampning med Saltsyre for at uddrive al Salpetersyre, i Form af lange, orangerøde Prismer. Forbindelsen er meget let opløselig i Vand, endog stærkt henflydende, og opløser sig ligeledes i Vinaand og Æther. Opløsningen er i koncentreret Tilstand rødgul, i fortyndet gul. Ved Opvarmning afgive Krystallerne Vand og Saltsyre, men tillige Chlor og danne ved 200—250° Platinchlorure. Med Sølvnitrat giver den vandige Opløsning i Kulden $2AgCl,PtCl_4$ som et gult, fyldigt Bundfald, der, naar det efter Udvaskning opvarmes med Vand, spaltes til Chlorsølv og en rødgul Opløsning; denne giver ved Inddampning rødgule

Prismer af Forbindelsen $HCl,PtCl_3OH,4H_2O$, som ved 100° tabe $4H_2O$. Brintplatinchlorid er en Dobbeltsyre (sml. ogsaa S. 27 ø.), som danner talrige Salte (Chlorplatinater, der sædvanlig ere gule eller orangegule, og af hvilke Kaliumplatinchlorid, $2KCl,PtCl_4$, og Ammoniumplatinchlorid, $2\dot{N}H_4Cl,PtCl_4$ („Platinsalmiak"), ere vandfrie, tungtopløselige i Vand, uopløselige i Vinaand og Æther, krystallisere i Regulæroktaedre (sml. S. 239 n.) og næsten ikke ere til at skjelne fra hinanden. Dog efterlader Ammoniumsaltet ved Glødning alene Platin (S. 369 n.), Kaliumsaltet derimod en Blanding af Platin og Chlorkalium, saa at Dobbeltsaltet kan gjendannes ved til det vandige Udtræk af Glødningsresten at sætte Brintplatinchlorid. Natriumplatinchlorid, $2NaCl,PtCl_4,6H_2O$, krystalliserer derimod triklinisk (S. 239 n.) og er letopløseligt i Vand og Vinaand, hvorfor Brintplatinchlorid tjener til Adskillelse af Kalium og Natrium. Magniumgruppens Metaller danne letopløselige Platinchloriddobbeltsalte med $6H_2O$ (S. 331). De fremstilles sædvanlig ligefrem af Brintplatinchlorid ved Tilsætning af vedkommende Chlormetal.

Platinammoniakforbindelser. Af denne talrige Gruppe af Forbindelser skulle her blot nogle af de vigtigste berøres. Ved Indvirkning af Overskud af Ammoniak i Kulden paa Natriumplatinchlorure eller Brintplatinchlorure faaes væsentlig et gult Bundfald, der efter Omkrystallisation af kogende saltsurt Vand danner et gult, temmelig tungtopløseligt Krystalpulver, bestaaende af **Platosemidiaminchlorid**, $Pt:\overset{v}{\underset{Cl}{NH_3.NH_3.Cl}}$ (Peyrone's Chlorid). Opløses dette i varm Ammoniak, optager det $2NH_3$ og danner **Platodiaminchlorid**, $Pt:\overset{v}{\underset{NH_3.NH_3.Cl}{NH_3.NH_3.Cl}},H_2O$ (Reiset's 1ste Chlorid), som ved Afdampning krystalliserer i lange, farveløse, letopløselige Prismer (sml. S. 343). Dette Salt afgiver ved Opvarmning til omtrent 250° eller ved Inddampning med stærk Saltsyre igjen $2NH_3$ og danner et lysegult Salt, **Platosaminchlorid**, $Pt:\overset{v}{\underset{NH_3.Cl}{NH_3.Cl}}$ (Reiset's 2det Chlorid), som er isomert med Platosemidiaminchlorid og bl. a. meget tungere opløseligt end dette. Dog optager ogsaa Platosaminchlorid ved Opvarmning med Ammoniak $2NH_3$ og gjendanner Platodiaminchlorid. En Opløs-

ning af Platodiaminchlorid giver med Kaliumplatinchlorure et Dobbeltsalt = $Pt:\frac{NH_3.NH_3.Cl}{NH_3.NH_3.Cl},PtCl_2$, i grønne, uopløselige Naale (Magnus' grønne Salt). Ogsaa dette er, som det vil sees, isomert med Platosemidiaminchlorid. I alle disse Forbindelser er Platinet divalent. Men behandles de med Chlor eller koges de med Kongevand, optage de 2 At. Chlor og gaa derved over til Forbindelser af det tetravalente Platin. Saaledes faaes af Platosemidiaminchlorid et orangegult Krystalpulver af **Platinsemidiaminchlorid**, $Cl_2:Pt:\frac{NH_3.NH_3.Cl}{Cl}$ (Cleve's Chlorid); af Platosaminchlorid et citrongult, krystallinsk Salt, **Platinaminchlorid**, $Cl_2:Pt:\frac{NH_3.Cl}{NH_3.Cl}$ (Gerhardt's Chlorid); af Platodiaminchlorid et næsten hvidt Krystalpulver af **Platindiaminchlorid**, $Cl_2:Pt:\frac{NH_3.NH_3.Cl}{NH_3.NH_3.Cl}$ (Gros' Chlorid). Alle disse ere tungtopløselige eller uopløselige. Her er kun nævnt Chloriderne, men af hvert af disse kunne ved Dobbeltdekomposition afledes en hel Række Salte af andre Syrer. I Forbindelserne af det tetravalente Platin kunne desuden et af eller begge de to med Platin forbundne Chloratomer ombyttes med Brom, Jod, Hydroxyl, NO_3, SO_4 osv., og til hvert af de saaledes afledede Radikaler svarer en hel Række af Salte med forskjellige Syrer. I Modsætning til de lignende Kupridforbindelser (S. 343) ere disse Platinammoniakforbindelser meget bestandige. Det kan ogsaa erindres, at flere af de til ovennævnte Chlorider svarende Hydroxyder kjendes. Saaledes giver Platodiaminsulfat med Barytvand den frie Base $Pt:\frac{NH_3.NH_3.OH}{NH_3.NH_3.OH}$, der ved sin Forening med Syrer udvikler samme Varmemængde som Kali- eller Natronhydrat og i det hele har ligesaa stærkt basiske Egenskaber som disse.

Palladium. Iridium. Rhodium. Osmium. Ruthenium.

Palladium (Pd = 106) ligner Platin, men Vf. er kun 11,4; det er lettere smelteligt (S. 367) og giver ved Iridiumsmeltehede grønne Dampe. Da det ikke iltes eller sværtes i Luften, anvendes det til Skalaer paa nautiske Instrumenter. Palladium forener sig let med Brint til en Slags Legering, Pd_2H_2 (S. 87) der bl. a. dannes ved at elektrolysere Vand med Palladium som negativ Pol. Palladiumbrinte virker hyppig omtrent som Brint *in statu nascendi;* reducerer f. Ex. Merkuridchlorid til Merkurochlorid og Ferridsalte til Ferrosalte. Palladiumchlo-

rure, $PdCl_2$, der let faaes ved Opløsning af Metallet i Kongevand og Afdampning (sml. S. 369), er i Modsætning til Platinchlorure letopløseligt i Vand. Det giver med opløste Jodmetaller et sort, i Vand og fortyndede Syrer uopløseligt Bundfald af Palladiumjodure, PdJ_2, og anvendes derfor til at udskille Jod af opløste Jodmetaller, naar samtidig Chlormetaller ere tilstede. Palladium blev opdaget 1803 af Wollaston.

Iridium (Ir = 193,1) forekommer mest i Osmiumiridium, en Legering, der undertiden udgjør en ret anseelig Del af den raa Platinmalm, og bliver tilbage ved dennes Behandling med Kongevand. Vf. 22,4. Tungere smelteligt end Platin. Arbejdsplatin indeholder omtr. 2 Proc. Iridium, som forøger dets Haardhed. En Legering af 90 Dele Platin og 10 Iridium anvendtes til Normalmeteren. En Legering af 80 Dele Platin og 20 Iridium har større Elasticitetskoefficient end noget andet Metal og en næsten ubegrændset Smidighed og Strækkelighed. Iridiumtveilte; Ir_2O_3, som faaes ved Smeltning af Kaliumiridiumchlorid (S. 367 n.) med Soda, anvendes som sort Farve i Porcellænsmaleriet og, da det ikke angribes af Syrer eller Alkalier, til Indskrifter paa Standflasker i Laboratoriet. Iridium blev opdaget 1804 af Tennant, som gav det Navn efter Iris paa Grund af dets Forbindelsers mangehaande Farver.

Rhodium (Rh = 103) har Vf. 12,1, er tungere smelteligt end Platin, men lettere end Iridium. Dets Dobbeltchlorider ere smukt røde (deraf Navnet: *ῥοδόν*, Rose). Rhodiumammoniakforbindelserne ere næsten alle bleggule og ganske analoge med Koboltammoniaksaltene (S. 297 n.). Rhodium blev opdaget 1804 af Wollaston.

Osmium (Os = 200?) har den højeste bekjendte Vf. af alle Stoffer, nemlig 22,5, og er usmelteligt. Det ilter sig i fintdelt Tilstand allerede ved sædvanlig Temperatur til Osmiumtetraoxyd, OsO_4 (Osmiumoversyre), som fremstilles ved at ophede Osmium, der ikke har været glødet, i en Iltstrøm eller med Kongevand. Herved sublimerer Tetraoxydet i farveløse Krystaller, der ere flygtige ved almindelig Temperatur med en utaalelig stikkende Lugt (deraf Navnet: *ὀσμή*, Lugt) og opløselige i Vand uden Farve eller Reaktion paa Lakmus. Selv i ganske fortyndet Tilstand virker dets Damp højst angribende paa Slimhinderne, især paa Øinene, idet det ilter næsten alle organiske Legemer under Udskillelse af metallisk Osmium. Ogsaa paa Huden kan det fremkalde farlige Betændelser. I fortyndet vandig Opløsning anvendes Osmiumtetraoxyd i Histologien til Hærdning og Farvning af forskjellige Væv, samt noget i Medicinen. Osmium blev opdaget 1804 af Tennant.

Ruthenium (Ru = 104) har Vf. 12,3 og er næsten usmelteligt. Det er det af alle Platinmetallerne, der forekommer sparsomst, ligner i sine Forhold meget Osmium og opdagedes 1845 af Claus.

Tilbageblik

paa

Metalforbindelsernes sædvanlige Fremstillingsmaader og almindelige Forhold.

Ilter

fremstilles i Almindelighed 1. ved Ophedning af Metallet i Luft eller Ilt: Na_2O, Na_2O_2, K_2O, K_2O_4, PbO, ZnO, CdO, Fe_3O_4, CuO. — 2. Ved Ophedning af Hydroxydet: Al_2O_3, NiO, Fe_2O_3, Cr_2O_3, CuO, PtO, PtO_2, Au_2O_3. — 3. Ved Ophedning af Karbonatet: CaO, SrO, PbO, MgO, ZnO, NiO, CuO, CoO og MnO (de to sidste uden Luftens Adgang). — 4. Ved Ophedning af Nitratet: SrO, BaO, PbO, MgO, ZnO, CuO, HgO. — 5. Ved Fældning af Saltopløsningerne med Kali eller Natron: Ag_2O, Hg_2O, HgO, Au_2O. Paa lignende Maade udskilles Syreanhydriderne CrO_3 og Mn_2O_7 af deres Salte ved koncentreret Svovlsyre.

Særegne Fremgangsmaader: Af højere eller lavere Ilter. — a. Ved Spaltning af Mellemilter med Salpetersyre: PbO_2. — b. Ved Reduktion af højere Ilter ved simpel Opvarmning: Mn_3O_4 (af MnO_2), Cr_2O_3 (af CrO_3 eller chromsure Salte af flygtige Baser), Au_2O_2 (af Au_2O_3), eller med Brint eller Kulilte ved passende Temperatur: FeO, MnO, eller paa anden Maade: Cu_2O. — c. Ved Iltning af lavere Ilter eller Salte af saadanne ved Opvarmning i Luft eller Ilt: BaO_2, Pb_3O_4, Mn_3O_4, Mn_2O_3, Co_3O_4 og Ni_3O_4 (disse to af RCl_2), Fe_2O_3 (af $FeSO_4$ eller FeC_2O_4). — d. Ved svagere Ophedning af Nitratet af et lavere Ilte: N_2O_3, Co_2O_3, MnO_2.

Ilterne ere uopløselige eller næsten uopløselige i Vand; de faa, som opløses (Ilterne af Alkalimetallerne, Kalcium, Strontium og Baryum; Chromsyre- og Manganoversyre-

anhydrid), opløses som Hydroxyder. Kun Guldforilte synes at opløses som saadant.

Ved stærk Ophedning afgive Ilterne af Ag, Hg, Au, Pt al Ilt, nogle andre kun en Del af deres Ilt. Saaledes blive Na_2O_2, K_2O_4 og BaO_2 til Na_2O, K_2O og BaO; Pb_3O_4 og PbO_2 til PbO; CuO til Cu_2O, CrO_3 til Cr_2O_3, Fe_2O_3 til Fe_3O_4 (dog først ved Hvidglødhede), alle Manganets højere Ilter til Mn_3O_4; Ni_2O_3 og Ni_3O_4 til NiO; Co_2O_3 efterhaanden til Co_3O_4, Co_6O_7 og CoO.

Ilterne af Na, K, Ca, Sr, Ba, Mg, Al, Mn, Cr reduceres ikke ved Glødning i Brint, Ilterne af Zn og Cd vanskeligt; Ilterne af Ca, Sr, Ba, Mg og Al reduceres ikke ved Glødning med Kul.

Ilterne $\overset{I}{R_2}O$, $(\overset{II}{R_2})^{II}O$ og $\overset{II}{R}O$ ere Anhydrider af stærke Baser. Ilterne R_2O_3 ere Anhydrider af svage Baser eller af svage Syrer (Spinelrækken); Mn_2O_3 og Co_2O_3 have dog ogsaa, Ni_2O_3 endog udelukkende Charakter af Overilter. Ilterne R_3O_4 ere Mellemilter, til hvilke der ikke svare Salte. Ilterne $R^I_2O_2$ samt BaO_2, SrO_2 og CaO_2 ere rene Overilter, medens PbO_2 og MnO_2 tillige have Charakter af Anhydrider af svage Syrer, og PtO_2 slet ikke virker som Overilte, men efter Omstændighederne som et Anhydrid af en svag Syre eller en svag Base. Ilterne RO_3 og R_2O_7 ere Syreanhydrider. Men de højeste bekjendte Ilter RO_4 (R = Mn, Os, Ru) ere igjen indifferente Ilter, der hverken have Charakter af Base- eller Syreanhydrider.

Hydroxyder

fremstilles i Almindelighed 1. ved Fældning af et opløst Salt — a. med Kali eller Natron (sml. S. 216): $Mg(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Cd(OH)_2$, $Ni(OH)_2$, $Co(OH)_2$ (Opvarmning), $Fe(OH)_2$, $Mn(OH)_2$, $Cr(OH)_2$ (disse 3 uden Luftens Adgang), $Cu_2(OH)_2$, $Cu(OH)_2$, $Pt(OH)_2$ — eller b. med Ammoniak (sml. S. 234): $Pb_3O_2(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Fe_2(OH)_6$, $Cr_2(OH)_6$. — 2. Er Hydroxydet opløseligt, fremstilles det ved at sønderdele det opløste Karbonat med Kalkhydrat eller det opløste Sulfat med Barythydrat: KOH, NaOH, $[NH_4.OH]$.

Særegne Fremgangsmaader. 1. Ved Læskning af Iltet: $Ca(OH)_2$. Af $Ca(OH)_2$ fremstilles direkte eller indirekte næsten alle andre Baser. — 2. Ved Sønderdeling af Sulfidet med Vand og Kobberilte: $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$. — 3. Naar Hydroxydet har Charakter af en Syre, kan det udskilles med en stærkere Syre af saltagtige Forbindelser: $MnO(OH)_2$, $PtO(OH)_2$, $AuO(OH)$. — 4. Af et lavere Hydroxyd og Brintoverilte faaes Hydraterne af Baryum-, Strontium- og Kalciumoverilte; af et lavere Hydroxyd og Chlornatron: $Ni_2(OH)_6$ og $Co_2(OH)_6$.

Med Undtagelse af Alkalimetallernes Hydroxyder samt $Ba(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ca(OH)_2$ ere alle andre uopløselige i Vand. Mærk dog de opløselige Former, hvori visse Hydroxyder $R(OH)_3$ og $R_2(OH)_6$ undertiden forekomme.

Med Undtagelse af Alkalihydraterne og Barythydrat afgive Hydroxyderne ved stærkere eller svagere Ophedning Vand. Foregaaer Ophedningen uden Luftens Adgang, er det kun faa, som derved ilte sig højere, hvorved da samtidig udvikles Brint [$Fe(OH)_2$, $Cr(OH)_2$]. Hydroxydernes almindelige Charakter ligesom deres Forhold mod Reduktionsmidler svarer til Ilternes (S. 377).

Sulfider

fremstilles 1. ved Sammensmeltning af Metallet med Svovl: Na_2S, K_2S, PbS, FeS, Cu_2S, Ag_2S, HgS (Sublimation), PtS. — 2. Ved Fældning — a. med Svovlbrinte i sur Vædske: PtS, PtS_2, Au_2S_2, PbS, CdS, CuS, Ag_2S, HgS; eller — b. med Svovlammonium i neutral Vædske: PbS, CdS, CuS, Ag_2S, HgS, ZnS, NiS, CoS, FeS, MnS. — 3. Ved Reduktion af Sulfaterne — a. med Kul (eller Brint): Na_2S, K_2S, CaS, SrS, BaS; eller — b. med Svovl og Svovlbrinte: PbS, CdS, ZnS, FeS, MnS.

Sulfhydrater fremstilles 1. ved Mætning af Hydroxyderne med Svovlbrinte: NaSH, KSH, NH_4SH, $Ca(SH)_2$, $Sr(SH)_2$, $Ba(SH)_2$, $Mg(SH)_2$. — 2. Ved Fældning af Sulfatet med Baryumsulfhydrat: $Mg(SH)_2$.

De nævnte Sulfhydrater, som næsten ere de eneste sikkert kjendte, ere opløselige i Vand. Sulfiderne ere uopløselige (kun Au_2S synes at være opløseligt), undtagen naar de, som Alkalimetallernes Sulfider samt Svovlstrontium og Svovlbaryum, sønderdeles af Vand.

Sulfiderne ere i Reglen bestandige ved høj Temperatur. Kun Guldets og Platinets afgive alt, FeS_2 og MnS_2 en Del af deres Svovl, CuS bliver til Cu_2S. Ved Ophedning under Luftens Adgang iltes alle enten til Sulfater eller til Metaliter og Svovlsyrling eller til Metal og Svovlsyrling. Ikke sjældent foregaa alle tre Virkninger samtidig. Ved Glødning i Brint reduceres kun Sulfiderne af Sølv, Guld og Platin til Metal.

Chlorider

fremstilles i Almindelighed 1. ved Ophedning af Metallet i tørt Chlor: $ZnCl_2$, Fe_2Cl_6, AgCl, Au_2Cl_4, eller af en Blanding af Metaliltet og Kul i tørt Chlor: $AlCl_3$, Cr_2Cl_6; eller af en Blanding af Metallet og Chlornatrium i fugtigt Chlor: Rh_2Cl_6, $IrCl_4$, $OsCl_4$, $RuCl_4$; disse faaes herved som Dobbeltsalte med Chlornatrium. — 2. Ved Ophedning af Metallet i tør Chlorbrinte: $FeCl_2$. — 3. Ved Opløsning af Metallet i Saltsyre (der giver den laveste Chlorforbindelse): $ZnCl_2$, $FeCl_2$, $CdCl_2$, eller i Kongevand (der giver den højeste Chlorforbindelse): $NiCl_2$, Fe_2Cl_6, $CuCl_2$, H_2PtCl_6, $HAuCl_4$. — 4. Ved Opløsning af Karbonatet i Saltsyre: $CaCl_2$, $SrCl_2$, $BaCl_2$, $MgCl_2$, $NiCl_2$, $CoCl_2$. — 5. Ved Opløsning af Iltet eller Hydroxydet i Saltsyre: Al_2Cl_6aq, Fe_2Cl_6aq, Cr_2Cl_6aq. — 6. De uopløselige eller tungtopløselige fremstilles ved Fældning: $PbCl_2$, AgCl, Hg_2Cl_2, $(NH_4)_2PtCl_6$, K_2PtCl_6; de flygtige ved Sublimation af passende Blandinger: NH_4Cl, $HgCl_2$.

Særegne Methoder: 1. Reduktion af højere Chlorider: Cu_2Cl_2 (af $CuCl_2$ med Cu), Hg_2Cl_2 (af HgCl, med Hg), $2KCl,PtCl_2$ (af $2KCl,PtCl_4$ med Cu_2Cl_2), $CrCl_2$ (af Cr_2Cl_6 med H_2), $PtCl_2$ (ved Opvarmning af H_2PtCl_6), AuCl (ved Opvarmning af $AuCl_3$). — 2. Ved Behandling af højere Ilter med Saltsyre, hvorved da udvikles Chlor: $MnCl_2$ (af MnO_2), Cr_2Cl_6aq (af CrO_3 eller $K_2Cr_2O_7$). 3. Indvirkning af Chlor eller Kongevand paa lavere Chlorider: Fe_2Cl_6 (af $FeCl_2$). — 4. Spaltning af andre Chlorider med Vand: KCl og $MgCl_2$ (af Carnallit); $AuCl_3$ (af Au_2Cl_4).

Chloriderne ere sædvanlig opløselige i Vand. Tungtopløselige ere: TlCl, $PbCl_2$, $(NH_4)_2PtCl_6$, K_2PtCl_6. Uopløselige ere: det violette Cr_2Cl_6, Cu_2Cl_2, AgCl, Hg_2Cl_2, $PtCl_2$ samt

endel basiske og anhydrobasiske Chlorider (f. Ex. Atakamit), der dog opløses i Syrer. Nogle sønderdeles af Vand til Hydroxyd og Saltsyre, f. Ex. $AlCl_3$, eller paa anden Maade: AuCl og Au_2Cl_4.

De fleste vandholdige Chlorider afgive samtidig med Vandet Chlorbrinte og omdannes herved mere eller mindre fuldstændig til Ilter. Af de vandfrie sønderdeles nogle ved simpel Ophedning til Metal og Chlor, saaledes Guldets og Platinets Chlorider, $CuCl_2$ bliver til Cu_2Cl_2. Men i det hele ere de vandfrie Chlorider bestandige i høj Temperatur, de fleste endog uforandret flygtige.

Ved Glødning i Brint reduceres mange Chlorider til Metal, men Chloriderne af Na, K, Ca, Sr, Ba, Mg, Al, Mn ikke, Chromets Chlorider vanskeligt.

Sulfater

fremstilles 1. ved Opløsning af Metallet i svag Svovlsyre (hvorved da udvikles Brint): $ZnSO_4$, $FeSO_4$, hyppigere med Tilsætning af Salpetersyre (hvorved da udvikles Kvælstoftveilte): $CdSO_4$, $NiSO_4$, $CuSO_4$, $Fe_2.3SO_4$, eller ved Behandling af Metallet med varm, stærk Svovlsyre (hvorved da udvikles Svovlsyrling): $CuSO_4$, Ag_2SO_4, $HgSO_4$. — 2. Ved Opløsning af Karbonatet i fortyndet Svovlsyre: $MgSO_4$, $NiSO_4$, $CoSO_4$. — 3. Ved Opløsning af Hydroxydet i Svovlsyre: $Al_2.3SO_4$, $Cr_2.3SO_4$. — 4. Ved Opvarmning af Chloridet med Svovlsyre: Na_2SO_4, K_2SO_4. — 5. De uopløselige eller tungtopløselige fremstilles ved Fældning: $CaSO_4$, $SrSO_4$, $BaSO_4$, $PbSO_4$, Ag_2SO_4, Hg_2SO_4.

Særegne Methoder: Ved Opvarmning af højere Ilter med stærk Svovlsyre (hvorved da udvikles Ilt): $MnSO_4$ og $Mn_2.3SO_4$ (af MnO_2); $K_2SO_4, Cr_2.3SO_4$ (af $K_2Cr_2O_7$). — 2. Ved Ristning af Svovlmetaller: $CuSO_4$, $FeSO_4$.

Sulfaterne ere i Reglen opløselige i Vand. Kun $BaSO_4$, $SrSO_4$ og $PbSO_4$ ere saa godt som uopløselige. $CaSO_4$ samt endel basiske og anhydrobasiske Sulfater ere meget tungtopløselige i Vand, Ag_2SO_4 og Hg_2SO_4 tungtopløselige. Enkelte sønderdeles af Vand: $Mn_2.3SO_4$, $HgSO_4$. Uopløselige eller næsten uopløselige i Syrer ere: $BaSO_4$, $SrSO_4$ og $PbSO_4$.

Sulfaterne taale jævnlig en meget høj Temperatur, saaledes Na_2SO_4, K_2SO_4, $SrSO_4$, $BaSO_4$. Svag Glødhede taale: $CaSO_4$, $PbSO_4$, $MgSO_4$, $CdSO_4$, $NiSO_4$, $CoSO_4$, $CuSO_4$, Ag_2SO_4. Naar disse og andre Sulfater sønderdeles ved Ophedning, dannes i Reglen først anhydrobasiske Salte, tilsidst Metalilter. De, som sønderdeles ved forholdsvis lav Temperatur, afgive SO_3, saaledes især $R_2^{VI}.3SO_4$; de, som først sønderdeles ved meget høj Temperatur, give $SO_2 + O$.

Nitrater

fremstilles i Almindelighed 1. ved Opløsning af Metallet i fortyndet Salpetersyre (hvorved da udvikles lavere Kvælstofilter, især Kvælstoftveilte): PbN_2O_6, ZnN_2O_6, CdN_2O_6, NiN_2O_6, $Fe_2.6NO_3$, CuN_2O_6, $AgNO_3$, $Hg_2N_2O_6$, HgN_2O_6. — 2. Ved Opløsning af Karbonatet i fortyndet Salpetersyre; CaN_2O_6, MgN_2O_6, CoN_2O_6, MnN_2O_6. — 3. Ved Opløsning af Hydroxydet i Salpetersyre: $Al.3NO_3$, $Cr_2.6NO_3$.

Specielle Methoder: 1. Ved Opløsning af Sulfidet (FeN_2O_6) eller en Blanding af Hydroxydet og Sulfhydratet i fortyndet Salpetersyre: SrN_2O_6, BaN_2O_6. — 2. Ved Dobbeltdekomposition af to opløselige Salte: KNO_3.

Nitraterne ere opløselige paa en Del basiske Salte nær, der dog opløses i Syrer. Kvægsølvnitraterne sønderdeles af Vand.

Nitraterne sønderdeles alle ved Ophedning, i Reglen til Metalilter, Kvælstofilter og Ilt.

Orthofosfater.

De normale ere næsten alle uopløselige i Vand (de sekundære tungtopløselige) og fremstilles da ved Fældning. Kun Alkalimetallernes normale og sekundære Fosfater ere opløselige og fremstilles af Syren med Karbonater eller Hydroxyder af Alkalimetallerne, undertiden ved Dobbeltdekomposition: $H(NH_4)NaPO_4$. De i Vand tungt- eller uopløselige Fosfater opløses næsten alle i Syrer. De primære Orthofosfater ere opløselige og faaes i ren Tilstand ved Opløsning af de sekundære eller normale i Syren.

De normale Orthofosfater taale i Reglen Glødhede. De sekundære give sædvanlig Pyrofosfater, de primære Metafosfater ved Glødning.

Karbonater.

De normale ere næsten alle uopløselige og fremstilles da ved Fældning af et opløseligt Salt med et kuls. Alkali. Kun faa af de saaledes dannede Bundfald ere dog normale Karbonater ($CaCO_3$, $SrCO_3$, $BaCO_3$, $MnCO_3$, $CdCO_3$, Ag_2CO_3, Hg_2CO_3); de fleste ere basiske eller anhydrobasiske Salte. Opløselige ere kun Alkalimetallernes normale Karbonater, som dannes paa særegne Maader. De i Vand uopløselige Karbonater opløses næsten alle i Syrer. Karbonater af Lerjord, Chromtveilte, Jerntveilte, Kobberforilte, Platinets og Guldets Ilter kjendes næppe eller slet ikke.

Karbonaterne sønderdeles næsten alle ved Glødhede, idet de afgive Kulsyre. Ildfaste eller dog næsten ildfaste ere de kulsure Alkalier og $BaCO_3$. $SrCO_3$, $CaCO_3$ taale svag Glødhede; $CdCO_3$ afgiver ikke Kulsyre ved 300°.

Andre Salte.

Af andre Salte ere i Reglen:

letopløselige i Vand: normale Bromider og Jodider (undtagen af de samme Metaller, som danne tungt- eller uopløselige Chlorider, samt HgJ_2) — Chlorater (undtagen $KClO_3$) — Perchlorater (undtagen $KClO_4$) — Thiosulfater (undtagen af Pb, Cu_2, Ag) — Dithionater — Fluorsilikater (undtagen af Na, K, Ba) — Permanganater.

tungt- eller uopløselige i Vand: normale Fluorider (undtagen af Sn, K, Ag; NaF er temmelig tungtopløseligt) — Jodater (undtagen af Alkalimetallerne) — Sulfiter (undtagen af Alkalimetallerne; de sure Sulfiter ere i Reglen opløselige) — Arseniter og Arsenater (undtagen af Alkalimetallerne) — Antimonater (undtagen af K) — Borater og Silikater (undtagen af Alkalimetallerne) — Chromater (undtagen af Alkalimetallerne og Mg).

Metallernes Forhold overfor Syrer.

Saltsyre opløser de fleste Metaller og af de metallignende Metalloider Sn under Brintudvikling. Pb og Cu angribes vanskeligt og kun af koncentreret Saltsyre (undtagen under Luftens Adgang). As, Sb, Bi, Ag, Hg, Au, Pt angribes ikke af Saltsyre.

Svovlsyre. Fortyndet Svovlsyre danner med de fleste Metaller Sulfater under Brintudvikling; dog angribes Cd, Ni og Co kun langsomt, Pb først ved Opvarmning. Derimod paavirkes As, Sb, Bi, Sn, Al, Cr næppe, Ag, Hg, Au og Pt slet ikke af fortyndet Svovlsyre, Cu kun ved Opvarmning under Luftens Adgang. Med varm og koncentreret Svovlsyre give alle Metaller (undtagen Au og Pt) og ligeledes de metallignende Metalloider svovlsure Salte under Udvikling af Svovlsyrling.

Salpetersyre. Fortyndet Salpetersyre virker især ved Opvarmning paa alle Metaller (undtagen Al, Cr, Au, Pt) samt paa Vismut under Dannelse af Nitrater og Udvikling af lavere Kvælstofilter. Koncentreret Salpetersyre virker i Reglen vanskeligere eller næsten slet ikke, fordi de fleste Nitrater ere uopløselige deri. As, Sb, Sn omdannes af varm Salpetersyre til Hydroxyder, som ere ganske (Sb, Sn) eller næsten (As) uopløselige i Salpetersyre.

Kongevand opløser alle Metaller og metallignende Metalloider undtagen Bly og Sølv, som omdannes til tungt- eller uopløselige Chlorider.

Trykfejl.

S. 15 Lin. 9 fr. n. staaer O. Læs. O_2.
- 35 — 11 fr. o. — (n−m) Æqv. Base. Læs: (n−m) Æqv. Syre.
- 54 — 15 fr. n. — KCl. Læs: HCl.
- 88 — 16 fr. o. — $2MnO_2$. Læs: $3MnO_2$.
- 89 — 18 fr. n. — $2HNO_3$. Læs: $4HNO_3$.
- 89 — 17 fr. n. — $PbN_2O_6 + H_2O$. Læs: $2PbN_2O_6 + 2H_2O$.
- 107 — 4 fr. n. — H. Læs: H_2.
- 111 — 6 fr. o. — 2KCl. Læs: KCl.
- 133 — 3 fr. n. — bindelserne. Læs: forbindelserne.
- 138 — 16 fr. o. — $a - \frac{1}{3}(a + b + c)$. Læs: $a - \frac{1}{3}(a + b - c)$.
- 162 — 13 fr. o. — 2KCyS. Læs: 3KCyS.
- 172 — 5 fr. o. — $2H_3BO_8 = B_2O_3 + 3HO$. Læs: $2H_3BO_3 + 3H_2O$.
- 186 — 18 fr. o. — forpuffer. Læs: forbrænder.
- 199 — 9 fr. n. — $Sn(OH_2)$. Læs: $Sn(OH)_2$.
- 220 — 4 fr. o. — $NaS_2O_3 + Ca_2SO_4$. Læs: $Na_2S_2O_3 + CaSO_4$.
- 223 — 1 fr. n. — 2C og 3CO. Læs: C og 2CO.
- 229 — 15 fr. o. — Br. Læs: $3Br_2$.
- 257 — 2 fr. n. — $2SO_4$. Læs: $2SO_2$.
- 263 — 4 fr. o. — Anhydrobasisk. Læs: Normalt og basisk.
- 272 — 6 fr. o. — rød Zinkmalm. Tilføj: eller Zinkit.
- 298 — 5 fr. o. — kermesinrød. Læs: karmesinrød.

Belysningsgas:

Fremmede Stoffer der skal fjernes ere:

Tjære; NH_3; CO^2; H_2S; CS_2;

forbindet Vand-
ning i H_2O

$2NH_3 + CO^2 + H^2O = (NH^4)^2CO^3$.

$(NH^4)^2S$.

$(NH^4)^2CS^3$.

